

Министерство образования и науки
Российской Федерации

Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего профессионального образования
«Оренбургский государственный университет»

Кафедра химии

В.И. Федорченко, А.Д. Брыткова

ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Рекомендовано Ученым советом федерального государственного бюджетного образовательного учреждения высшего профессионального образования «Оренбургский государственный университет» в качестве учебного пособия для студентов, обучающихся по программам высшего профессионального образования по направлениям подготовки 240100.62 Химическая технология, 260100.62 Продукты питания из растительного сырья, 260200.62 Продукты питания животного происхождения, 260800.62 Технология продукции и организации общественного питания, 151000.62 Технологические машины и оборудование, 051000.62 Профессиональное обучение (по отраслям)

Оренбург
2012

УДК [54+546](075.8)
ББК 24.1я7
Ф33

Рецензент - доцент, кандидат химических наук Е.В. Сальникова

Ф 33 **Федорченко В.И.**
Общая и неорганическая химия: учебное пособие
/ В.И. Федорченко, А.Д. Брыткова; Оренбургский гос.
ун-т.- Оренбург: ОГУ, 2012. – 135 с.

В учебном пособии изложены основные вопросы курса общей и неорганической химии. Теоретический материал дополнен примерами с решениями, контрольными вопросами и задачами. Составлены задания для выполнения контрольных работ.

Учебное пособие рекомендовано для студентов, обучающихся по программам высшего профессионального образования по направлениям подготовки 240100.62 Химическая технология, 260100.62 Продукты питания из растительного сырья, 260200.62 Продукты питания животного происхождения, 260800.62 Технология продукции и организации общественного питания, 151000.62 Технологические машины и оборудование, 051000.62 Профессиональное обучение (по отраслям).

Учебное пособие может быть рекомендовано студентам технических направлений подготовки.

УДК [54+546](075.8)
ББК 24.1я7

© Федорченко В.И.,
Брыткова А.Д., 2012
© ОГУ, 2012

Содержание

Введение.....	6
1 Основные законы и определения неорганической химии.....	7
1.1 Классы неорганических соединений.....	7
1.1.1 Взаимосвязь между основными классами неорганических соединений	7
1.1.2 Строение и химические свойства основных классов неорганических соединений.....	8
1.1.2.1 Оксиды.....	8
1.1.2.1.1 Структура оксидов.....	8
1.1.2.1.2 Способы получения оксидов.....	9
1.1.2.1.3 Свойства основных оксидов.....	10
1.1.2.1.4 Свойства кислотных оксидов.....	10
1.1.2.2 Гидроксиды (основания)	11
1.1.2.2.1 Структура и способы получения оснований.....	11
1.1.2.2.2 Химические свойства оснований	12
1.1.2.3 Кислоты	13
1.1.2.3.1 Структура и способы получения кислот	13
1.1.2.3.2 Химические свойства кислот.....	14
1.1.2.4 Соли.....	15
1.1.2.4.1 Структура и способы получения солей.....	15
1.1.2.4.2 Получение средних солей и их химические свойства.....	17
1.1.2.5 Рекомендации по составлению формул химических соединений и уравнений химических реакций.....	18
1.1.2.6 Контрольные вопросы.....	20
1.2 Основные химические понятия и законы	21
1.2.1 Стехиометрические определения и законы. Моль вещества.....	21
1.2.2 Эквивалент и молярная масса эквивалента вещества.....	24
1.2.2.1 Определение эквивалента вещества	24
1.2.2.2 Расчет эквивалентов простых и сложных веществ	25
1.2.2.3 Моль – единица измерения количества вещества эквивалента. Молярная масса эквивалента вещества.....	26
1.2.2.4 Закон эквивалентов.....	27
1.2.3 Газовые законы химии.....	28
1.2.3.1 Закон Авогадро и следствие из него.....	28
1.2.3.2 Закон парциальных давлений	29
1.2.3.3 Относительная плотность газов	31
1.2.3.4 Молярный объем эквивалента газообразного вещества.....	33
1.2.3.5 Контрольные вопросы	33

2 Энергетика химических реакций.....	34
2.1 Основы химической термодинамики.....	34
2.1.1 Основные понятия и определения химической термодинамики	34
2.1.2 Контрольные вопросы	37
2.2 Химическая кинетика и химическое равновесие	38
2.2.1 Основы химической кинетики	38
2.2.2 Химическое равновесие. Смещение химического равновесия	39
2.2.3 Контрольные вопросы	42
3 Растворы.....	43
3.1 Общая характеристика растворов. Растворимость	43
3.2 Способы выражения концентрации растворов	44
3.3 Свойства растворов электролитов	48
3.3.1 Электролитическая диссоциация. Сильные и слабые электролиты.....	48
3.3.2 Свойства слабых электролитов	50
3.3.3 Свойства сильных электролитов	52
3.3.4 Ионное произведение воды. Водородный показатель pH	53
3.3.5 Произведение растворимости	54
3.3.6 Гидролиз солей	57
3.4 Коллигативные свойства растворов	59
3.4.1 Общее определение	59
3.4.2 Давление насыщенного пара растворителя	59
3.4.3 Осмотическое давление	60
3.4.4 Понижение температуры замерзания раствора (криоскопия)	61
3.4.5 Повышение температуры кипения раствора (эбуллиоскопия).	62
3.5 Контрольные вопросы	63
4 Окислительно-восстановительные реакции	63
4.1 Степень окисления, окислители и восстановители	63
4.2 Составление уравнений ОВР	64
4.2.1 Общие положения	64
4.2.2 Метод электронного баланса	65
4.2.3 Ионно-электронный метод составления ОВР	67
4.3 Контрольные вопросы	70
5 Основы электрохимии	71
5.1 Электродные потенциалы	71
5.2 Гальванический элемент	72
5.3 Электролиз и законы электролиза	73
5.3.1 Характер электродных процессов	73

5.3.2 Законы электролиза	75
5.4 Электрохимическая коррозия металлов	78
5.5 Контрольные вопросы	80
6 Строение атома и химическая связь	80
6.1 Строение электронных оболочек атомов химических элементов.....	80
6.2 Химические связи. Механизм их образования	83
6.3 Периодический закон и периодическая система Д.И.Менделеева. Характер изменения свойств элементов	86
6.4 Контрольные вопросы	88
7 Комплексные соединения.....	90
7.1 Определение, строение и номенклатура комплексных соединений	90
7.2 Устойчивость комплексных соединений	91
7.3 Контрольные вопросы	92
8 Контрольная работа	93
8.1 Требования по оформлению и содержанию контрольной работы	93
8.2 Задания по контрольной работе	93
Список использованных источников.....	120
Приложении А Справочные данные	121

Введение

Химия относится к естественным наукам, законы которой применяются практически везде, не существует ни одного технологического процесса, в котором бы не применялись процессы, основанные на химических законах и явлениях.

Инженер любой специальности должен обладать достаточными знаниями в области химии. Изучение курса общей и неорганической химии способствует развитию логического химического мышления, позволяет получить современное научное представление о механизме превращения химических соединений. Необходимо прочно усвоить основные законы химии.

В данном учебном пособии, из большого числа химических законов и явлений, приведены те из них, которые наиболее часто встречаются инженерам-технологам, работающим в различных отраслях промышленности.

Весь курс «Общая и неорганическая химия» в данном учебном пособии разбит на основные темы. По каждой теме приведены основные определения и понятия, соответствующие математические формулы, методы решения типовых задач и примеров. Отдельным разделом являются контрольные задания.

Учебное пособие написано в соответствии с требованиями Федерального Государственного образовательного стандарта ВПО и программами курса «Общая и неорганическая химия». Последовательность изложения материала соответствует последовательности его изложения в лекционном курсе. Содержит вопросы и задания для самостоятельной работы студентов.

1 Основные законы и определения неорганической химии

1.1 Классы неорганических соединений

1.1.1 Взаимосвязь между основными классами неорганических соединений

Все химические элементы периодической системы Д.И. Менделеева подразделяются на металлы и неметаллы. К металлам относятся элементы: с 1 по 3 группу главные и побочные подгруппы; в 4 группе – олово и свинец; в 5 группе – висмут; а также все элементы побочных подгрупп, начиная с 4-8 группы.

Остальные элементы с 4 группы по 8 группу (главные подгруппы) относятся к неметаллам.

Химическая взаимосвязь между основными группами химических элементов и их производными (классами неорганических соединений) представлена на рисунке 1.1.

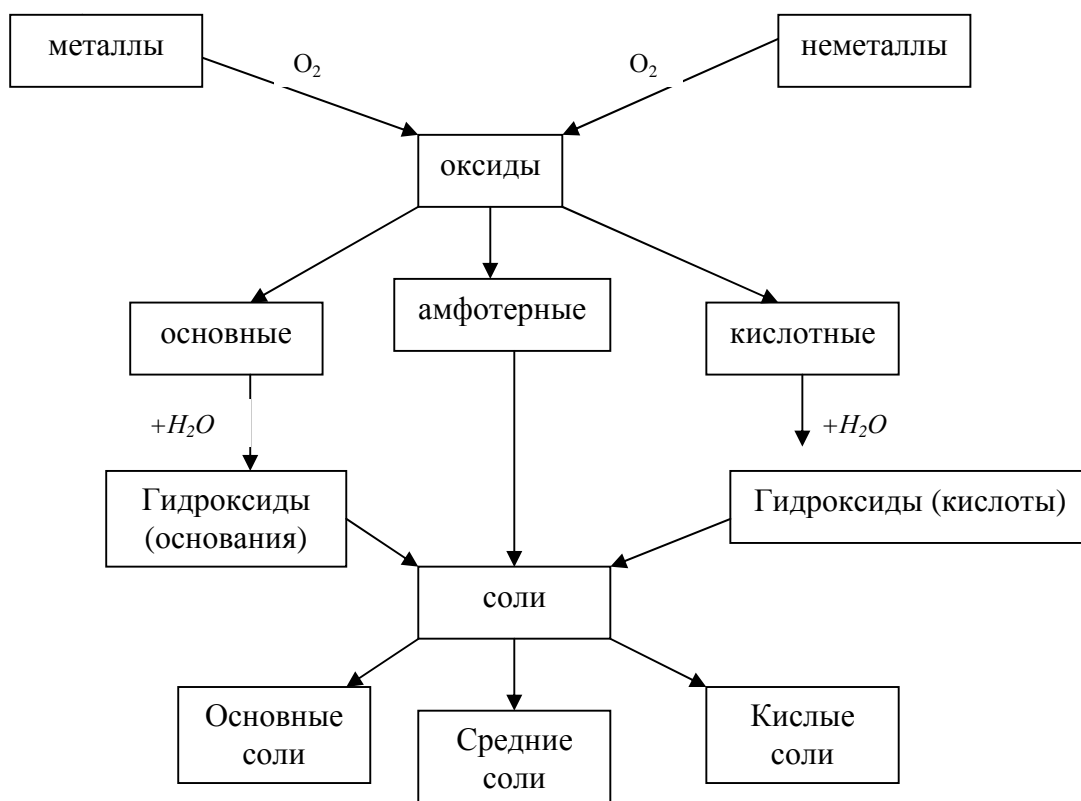


Рисунок 1.1 - Схема образования основных классов неорганических веществ

Из представленной схемы можно сделать следующие выводы:

1) все химические элементы и химические соединения (классы) можно разбить на две группы – антиподы:

а) кислотная группа – неметаллы, кислотные оксиды, кислоты, кислые соли;

б) основная группа – металлы, основные оксиды, основания, основные соли. Амфотерные соединения занимают промежуточное положение;

2) кислород (самый распространенный по массе химический элемент на Земле) взаимодействует и с металлами и с неметаллами с образованием оксидов (основных и кислотных соответственно), а оксиды взаимодействуют с водой (самое распространенное химическое соединение на Земле) с образованием гидроксидов (оснований и кислот)

3) химические взаимодействия происходят между химическими соединениями, относящимся к различным группам-антиподам (т.е. металлы взаимодействуют с кислотами, кислотными оксидами, и неметаллами, основные оксиды взаимодействуют с кислотными оксидами, кислотами и кислыми солями). Взаимодействие химических соединений относящихся к одной группе практически не происходит (то есть основные оксиды и металлы не взаимодействуют (в большинстве своем) с металлами и основаниями. Амфотерные оксиды взаимодействуют с сильными кислотами и сильными основаниями (щелочами).

1.1.2 Строение и химические свойства основных классов неорганических соединений

1.1.2.1 Оксиды

1.1.2.1.1 Структура оксидов

Оксиды – это сложные химические соединения, состоящие из двух элементов, один из которых кислород. Общая формула оксидов имеет вид $\text{Э}_x\text{O}_y$,

где Э – химический элемент,

О – кислород,

x и y – индексы в формуле химического соединения.

Образование оксидов можно рассматривать как первую ступень организации сложных химических соединений из простых веществ. Объясняется это тем, что кислород составляет 43 % от общей массы всех веществ на земле. В атмосфере его содержание составляет 21 % (по объему). Поэтому, естественно, что любой химический элемент в первую очередь должен взаимодействовать с кислородом.

Из рисунка 1.1 видно, что с кислородом взаимодействуют и металлы и неметаллы. При этом активные металлы (щелочные и щелочноземельные) образуют основные оксиды, а неметаллы - кислые оксиды. Подразделение оксидов на основные и кислотные объясняется тем, что при растворении данных оксидов в воде образуются соответственно основания и кислоты.

Металлы с малой химической активностью (d-элементы, Al, Pb, Sn и др.) при взаимодействии с кислородом образуют амфотерные оксиды. Они в воде нерастворимы, но взаимодействуют и с сильными кислотами и с щелочами, образуя соли.

Оксиды также подразделяются на солеобразующие и несолеобразующие. Несолеобразующих оксидов относительно мало: CO – оксид углерода (II), NO – оксид азота (II). Данные оксиды не взаимодействуют ни с водой, ни с кислотами, ни с основаниями, то есть не образуют солей.

Солеобразующие оксиды делятся на основные, кислотные и амфотерные.

Примеры

1 Основные оксиды: Na_2O , K_2O , CaO , MgO , CuO , Cu_2O и др.

2 Кислотные оксиды, представляют собой ангидриды кислот: SO_2 , SO_3 , N_2O_3 , N_2O_5 , P_2O_3 , P_2O_5 , CO_2 , SiO_2 и др.

3 Амфотерные оксиды: ZnO , Al_2O_3 , Cr_2O_3 , PbO и др.

В названии оксида указывается валентность элемента. Например: CuO и Cu_2O – оксиды меди (II) и (I) соответственно.

Оксиды, в которых элемент проявляет низшую валентность, называются закисями.

К несолеобразующим оксидам относятся: NO , CO . В оксиде кислород присутствует в виде частиц O^{2-} .

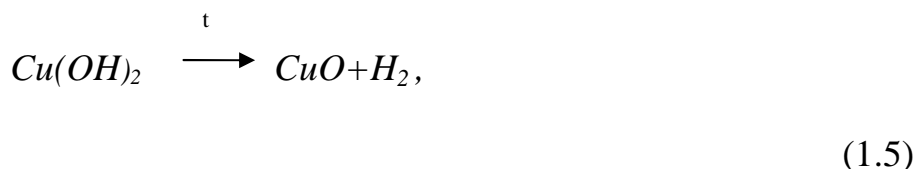
При взаимодействии металла с кислородом образуются также пероксиды, содержащих кислород в виде O_2^- .

1.1.2.1.2 Способы получения оксидов

1 Окисление металлов и неметаллов:



2 Разложение оснований и кислот, а также некоторых солей:



3 Горение сложных веществ:



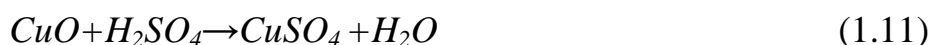
1.1.2.1.3 Свойства основных оксидов

1 Вступают в реакцию с водой, образуя основания



Непосредственно в реакцию с водой вступают оксиды активных щелочных и щелочноземельных металлов: натрия, калия, кальция и других, образуя основания растворимые в воде – щелочи.

2 Любой основной оксид с кислотой образует соль и воду



3 Основные оксиды с кислотными образуют соль



1.1.2.1.4 Свойства кислотных оксидов

Кислотные оксиды еще называют ангидридами соответствующих кислот. Например SO_3 – ангидрид серной кислоты, т.е. H_2SO_4 ; CO_2 – ангидрид угольной кислоты H_2CO_3 . Другими словами, ангидриды – это кислоты лишённые воды. Тогда ангидриды при растворении в воде образуют соединения с соответствующими кислотными остатками. В таблице 1.1 представлены кислотные остатки, образующиеся при взаимодействии некоторых кислотных оксидов с водой, основными оксидами и основаниями.

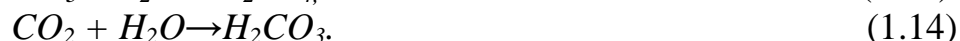
Таблица 1.1 – Кислотные остатки, образуемые кислотными оксидами при химических взаимодействиях

Кислотный оксид	Образующийся кислотный остаток
N_2O_3	NO_2^-
N_2O_5	NO_3^-
P_2O_5	PO_4^{3-}
CrO_3	CrO_4^{2-}
SO_3	SO_4^{2-}
SO_2	SO_3^{2-}
Mn_2O_7	MnO_4^-
CO_2	CO_3^{2-}
Cl_2O	ClO^-
Cl_2O_3	ClO_2^-

Cl_2O_5	ClO_3^-
Cl_2O_7	ClO_4^-

На основании данной таблицы можно расписать химические свойства кислотных оксидов.

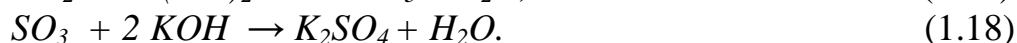
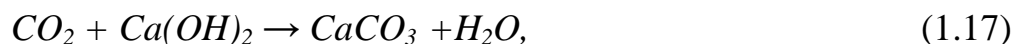
1 Взаимодействуют с водой, образуя кислоты (за исключением некоторых – SiO_2 и др.)



2 Взаимодействуют с основными оксидами с образованием солей



3 Взаимодействуют с основаниями с образованием солей и воды



1.1.2.2 Гидроксиды (основания)

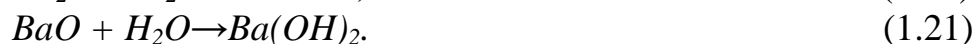
1.1.2.2.1 Структура и способы получения оснований

Основаниями называются химические соединения, состоящие из атомов металла и гидроксильных групп OH. То есть общая формула основания имеет вид $Me(OH)_x$,

где Me – атом (ион) металла,

OH – гидроксильная группа (гидроксид-ион OH^-).

Основания образуются при взаимодействии основных оксидов с водой, например



Название оснований складывается из двух слов: гидроксид + металл (в родительном падеже).

Например, NaOH – гидроксид натрия, $Ca(OH)_2$ – гидроксид кальция, $Al(OH)_3$ – гидроксид алюминия. Исключение составляет NH_4OH – гидроксид аммония.

В воде, непосредственно, растворяются только оксиды щелочных и щелочноземельных металлов с образованием сильных оснований (щелочей).

Важнейшими щелочами являются KOH (едкое кали) и $NaOH$ (едкий натр); NH_4OH – слабое основание.

Оксиды тяжелых металлов ($Cu, Zn, Cr, Mn, Fe, Co, Ni$ и т.д) не растворяются в воде, поэтому основания получают при взаимодействии соответствующих солей с щелочами:

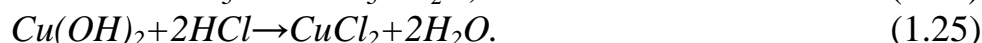
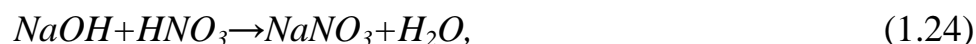


Пероксиды (перекиси) металлов являются солями перекиси водорода H_2O_2 .

1.1.2.2 Химические свойства оснований

Химические свойства оснований основаны на замещении гидроксильных групп кислотными остатками.

1 Все основания вступают в реакцию с кислотами, образуя соль и воду (реакция нейтрализации):



2 Основания вступают во взаимодействие с кислотными оксидами:

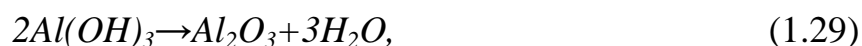


3 Щелочи реагируют с растворами солей, образуя новую соль и новое основание:

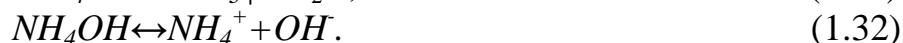


Такая реакция протекает в том случае, если продуктом реакции является труднорастворимая соль (осадок).

4 Основания, нерастворимые в воде, могут разлагаться при нагревании на соль и воду:



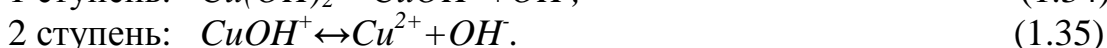
По сравнению с щелочами ($KOH, NaOH$), которые практически не подвергаются разложению, гидроксид аммония легко разлагается на аммиак и воду:



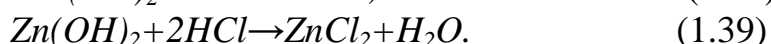
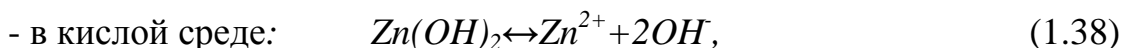
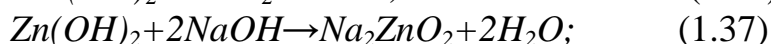
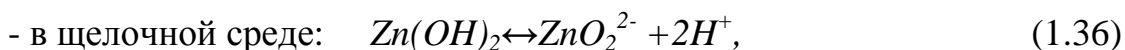
Аммиак, подобно основным гидроксидам, реагирует с кислотами с образованием солей:



В зависимости от числа гидроксогрупп (OH) основания классифицируются на одноосновные (KOH , $NaOH$, $LiOH$, $RbOH$) и многоосновные ($Ca(OH)_2$, $Mg(OH)_2$, $Al(OH)_3$ и т.д.). Многоосновные основания диссоциируют ступенчато. Например,



Амфотерные гидроксиды: $Al(OH)_3$, $Zn(OH)_2$, $Cr(OH)_3$, $Be(OH)_2$, $Pb(OH)_2$ диссоциируют в зависимости от среды:



1.1.2.3 Кислоты

1.1.2.3.1 Структура и способы получения кислот

Кислотами называют сложные вещества, в состав молекул которых входят атомы водорода, способные замещаться или обмениваться на атомы металла. Таким образом, общая химическая формула кислот имеет вид H_xA ,

где H - атомы водорода, способные замещаться или обмениваться на атомы металла,

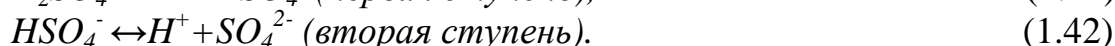
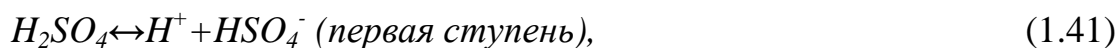
A – кислотный остаток, т.е. часть молекулы кислоты без водорода.

С точки зрения теории электролитической диссоциации кислотами называются электролиты, молекулы которых при диссоциации образуют только катионы водорода:



В зависимости от числа ионов водорода, кислоты бывают одноосновные (HCl , HI , HNO_3 , HCN , $HCNS$ и др.), двух- и многоосновные кислоты (H_2S , H_2CO_3 , H_2SO_4 , H_3PO_4 , H_3AsO_4 , $HClO_4$, H_2CrO_4 и др.).

Двух и многоосновные кислоты диссоциируют ступенчато:



Основные кислоты и их названия представлены в приложении А (таблица А.1)

Названия кислородных остатков производятся от названия неметалла, образующего кислотный остаток с прибавлением окончания – ная, вая- (в кислотах с большим содержанием атомов кислорода).

Например, H_2SO_4 – серная, H_3PO_4 – фосфорная; H_2SO_3 – сернистая; H_3PO_3 – фосфористая.

Бескислородные кислоты называются по названию неметалла с прибавлением слова водородная (HCl – хлороводородная, HBr – бромоводородная, H_2S – сероводородная).

Получают кислоты при взаимодействии:

1) водорода и неметалла



2) при взаимодействии кислотных оксидов с водой:



3) получают кислоты вытеснением менее стойкой кислоты из ее соли более сильной кислотой:



1.1.2.3.2 Химические свойства кислот

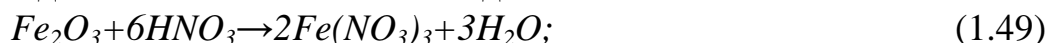
Продуктом химического взаимодействия кислот с другими химическими соединениями являются различные соли. Солеобразование является важнейшим общим свойством кислот и проявляется при:

1) взаимодействии с металлами:



Однако металлы, стоящие в ряду напряжений правее водорода из соляной и разбавленной серной кислот его не вытесняют. Впрочем, таких металлов немного и ним относятся медь, серебро, ртуть, золото и платина. Не выделяется водород и при взаимодействии металлов с азотной (разбавленной и концентрированной) кислотой (в этом случае выделяется не водород, а оксиды азота);

2) взаимодействия с основными оксидами:



3) взаимодействия с основаниями (реакция нейтрализации):



4) при реакциях обмена с солями:



1.1.2.4 Соли

1.1.2.4.1 Структура и способы получения солей

Солями называют сложные вещества, молекулы которых состоят из атомов металлов и кислотных остатков. Общая формула солей имеет вид Me_xA_y ,

где Me – атом металла,

A – кислотный остаток,

x и y – индексы.

Соли, образуемые кислотами и их названия, приведены в приложении А (таблица А.1)

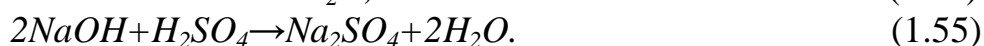
С точки зрения теории электролитической диссоциации солями называются электролиты, которые при диссоциации образуют катионы металлов и анионы кислотных остатков. Например:



Соль представляет собой продукт полного или частичного замещения металлом ионов водорода кислоты.

Различают средние, кислые и основные соли.

1 Средние соли состоят только из катионов металла и анионов кислотного остатков. Они – продукт полного замещения ионов водорода в кислоте катионами металла:



Порядок названия солей: сначала называют кислотный остаток, а затем металл.

Например, $CuSO_4$ – сульфат меди; $Ca(NO_3)_2$ – нитрат кальция; $FeSO_4$ – сульфат железа (II); $Fe_2(SO_4)_3$ – сульфат железа (III).

Название солей безкислородных кислот состоит из названия неметаллов и названия металлов:

Например, $AlCl_3$ – хлорид алюминия, $ZnBr_2$ – бромид цинка; K_2BeO_2 – берилат калия; Na_2ZnO_2 – цинкат натрия.

Названия солей с переменной валентностью кислотообразующего элемента имеют разные окончания: с высшей – ат; с низшей – ит.

Например:

Na_2SO_4 – сульфат натрия; Na_2SO_3 – сульфит натрия;

$KClO_4$ – перхлорат калия, $KClO_2$ – хлорит калия.

2 Кислые соли. Это соли, в составе которых кроме катиона металла содержится катион водорода: $KHSO_4$, $Ca(H_2PO_4)_2$, $CaHPO_4$; $NaHS$. Т.е. кислые соли образуются в результате неполного замещения атомов водорода в молекуле кислоты на атомы металлов.

Кислую соль могут образовывать только двух- и более основные кислоты:



Чтобы кислую соль превратить в среднюю, нужно добавить основание:



В названии кислой соли прибавляется приставка «гидро», «дигидро»: гидросульфид натрия, гидрофосфат кальция и т.д. Кислые соли диссоциируют ступенчато:



3 Основные соли. Это соли, в составе молекулы которых кроме атома металла и кислотного остатка содержится ион гидроксония (OH). Основная соль – это продукт неполного замещения гидроксогрупп основания на кислотные остатки (неполная нейтрализация основания кислотой).



Основные соли образуют только многокислотные основания. Основные соли диссоциируют ступенчато:



Названия основных солей образуются от средних с добавлением слова «гидроксо». $CaOHCl$ – гидроксохлорид кальция; $FeOHCl_2$ – гидроксохлорид железа (III).

1.1.2.4.2 Получение средних солей и их химические свойства

Средние соли получают следующими способами.

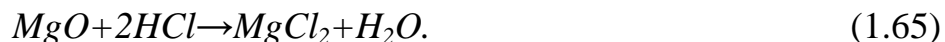
1 Взаимодействие металлов с неметаллами:



2 Взаимодействие между основными и кислотными оксидами:



3 Взаимодействие основных оксидов с кислотами:



4 Взаимодействие кислотного оксида с основанием:



5 Взаимодействие кислот с основанием:



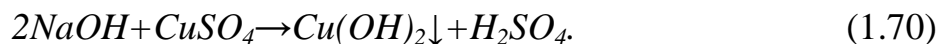
6 Взаимодействие металла с кислотой:



7 Взаимодействие кислот с солями:



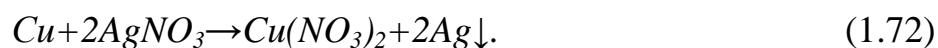
8 Взаимодействие оснований с солями:



9 Взаимодействие двух солей между собой:

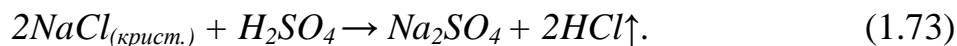


10 Взаимодействие металлов с солями:

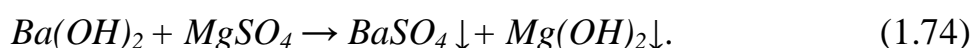


Для средних солей характерны следующие химические свойства

1 Взаимодействие с кислотами, приводящее к образованию новой соли и новой кислоты:



2 Взаимодействие с основанием, приводящее к образованию новой соли и нового основания:



3 Взаимодействие солей между собой:



4 Взаимодействие солей с металлами:



1.1.2.5 Рекомендации по составлению формул химических соединений и уравнений химических реакций

При составлении формул химических соединений очень удобно пользоваться табличными данными. В частности, при составлении формул химических соединений очень удобно использовать таблицу растворимости (таблица А.2 приложения А). В этой таблице представлены заряды ионов основных металлов (а также иона водорода H^+) и кислотных остатков (а также гидроксид-иона OH^-). Напомним, что ионы – это атомы, или группы атомов (кислотных остатков, например), имеющие электрический заряд. В данном случае можно абстрагироваться от теории электролитической диссоциации, а рассматривать заряды ионов, как силы, способные удерживать атомы в составе молекул (молекулы не имеют электрического заряда, то есть суммарный заряд ионов, составляющих молекулу равен нулю).

Рассмотрим примеры составления формул химических соединений с использованием таблицы растворимости.

При составлении формул оксидов необходимо помнить, что общая формула оксидов имеет вид \mathcal{E}_xO_y ,

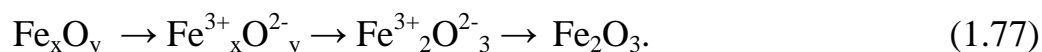
где \mathcal{E} – элемент,

O – кислород,

x и y – индексы в формуле химического соединения.

В оксидах заряд атома кислорода равен -2. Значит, заряд элемента \mathcal{E} должен быть положительным. В таблице А.2 приложения А заряды этих эле-

ментов (металлов) указаны. Помня, что молекула электронейтральна, нужно составить формулу и с помощью индексов уравнять заряды. Например, составление формулы оксида железа (III) происходит в следующей последовательности



При составлении формул кислот нужно исходить из заряда иона водорода H^+ и кислотного остатка. Впрочем, формулы кислот представлены в таблице А.1 приложения А.

При составлении формулы основания нужно исходить из заряда гидроксид-иона OH^- (то есть равен -1) и заряда иона металла. Так как общая формула основания имеет вид $\text{Me}(\text{OH})_x$, то, например, схема составления формулы гидроксида цинка с использованием таблицы А.2 приложения А следующая



Наиболее удобно использовать таблицу А.2 совместно с таблицей А.1 приложения А при составлении формул солей. Напомним, что общая формула соли имеет вид Me_xA_y ,

где Me – атом металла,

A – кислотный остаток,

x и y – индексы.

Например, составление формулы соли сульфата алюминия происходит по следующей схеме



При составлении уравнений химических реакций также удобно использовать таблицу 2 приложения А. Для этого формулы взаимодействующих химических соединений рассматриваем с точки зрения составляющих их заряженных частиц. А при химическом взаимодействии образующиеся вещества также должны состоять из противоположно заряженных частиц.

В качестве примера составим уравнение химической реакции между хлоридом алюминия и нитратом серебра

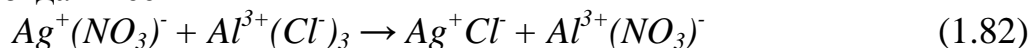


По таблице растворимости следует, что реагирующие молекулы состоят из следующих заряженных частиц (ионов)

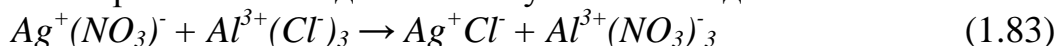


Понятно, что ион серебра Ag^+ , имеющий положительный заряд может соединиться с отрицательным ионом хлора Cl^- , а отрицательный нитрат-ион

NO_3^- может соединиться с положительным ионом алюминия Al^{3+} , то есть происходит обмен ионами (такая реакция так и называется - реакция ионного обмена). Тогда имеем



Осталось расставить индексы в полученных соединениях



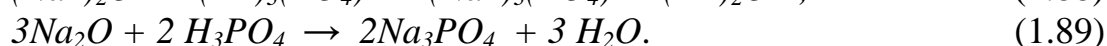
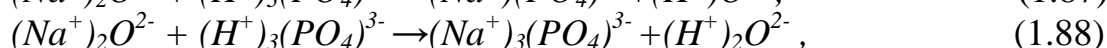
и коэффициенты в уравнении химической реакции



Данное уравнение будет полностью закончено, если указать. Что хлорид серебра выпадает в осадок (это тоже видно из таблица нерастворимости)



Если одно из реагирующих веществ содержит кислород (основные оксиды) или гидроксильные группы (основания), а другое вещество содержит водород (кислоты), то обычно в результате химической реакции образуется вода. Например, реакцию между оксидом натрия и фосфорной кислотой с использованием таблицы растворимости можно расписать следующим образом



1.1.2.6 Контрольные вопросы

1 Какие соединения образуются при взаимодействии металлов и неметаллов с кислородом?

2 Взаимодействие каких оксидов с водой ведет к образованию соответствующих гидроксидов?

3 Приведите примеры солеобразующих оксидов.

4 Могут ли быть данные оксиды солеобразующими: Li_2O , BaO , Al_2O_3 , SiO_2 , N_2O_5 , SO_2 ?

5 Можно ли получить кремниевую кислоту при непосредственном взаимодействии SiO_2 с водой.

6 Можно ли получить $Fe(OH)_2$ при непосредственном взаимодействии: FeO с водой?

7 На какие ионы будут диссоциировать $NaOH$, $Cu(OH)_2$, $Fe(OH)_3$?

8 В чем суть амфотерности амфотерных гидроксидов: $Zn(OH)_2$, $Al(OH)_3$? Составьте уравнения реакций указанных гидроксидов с гидроксидом натрия и соляной кислотой.

1.2 Основные химические понятия и законы

Наиболее важное практическое значение имеют следующие законы химии: стехиометрические и газовые.

1.2.1 Стехиометрические определения и законы. Моль вещества.

Каждый химический элемент отличается от других не только химическим символом (качественная характеристика), но некоторыми количественными параметрами. К ним относятся, прежде всего, атомная масса элемента и заряд его ядра (или порядковый номер элемента). Эти характеристики для каждого элемента приведены в Периодической системе элементов Д.И. Менделеева. Однако следует отметить, что приведенные массы атомов являются относительными величинами (так называемыми атомными единицами массы или а.е.м.). Молекулярная масса химического соединения также легко определима, так как она равна сумме атомных масс составляющих данную молекулу атомов.

В качестве стандартной единицы атомной массы принята 1/12 часть массы атома изотопа углерода ^{12}C .

$$1 \text{ а.е.м.} = 1/12 m(^{12}C) = 1,66057 \cdot 10^{-24} \text{ г.}$$

Относительная атомная масса – это масса атома, выраженная в а.е.м. Она равна отношению абсолютной атомной массы к 1/12 части. Например: относительная атомная масса фтора равна:

$$A^{19}F = 3,1553 \cdot 10^{-26} \text{ кг} / 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг} = 18,998 \text{ а.е.м.}$$

Или

$$3,1553 \cdot 10^{-26} \text{ кг} / [1/12 \cdot m(^{12}C)] = 3,1553 \cdot 10^{-26} \text{ кг} / [1/12 \cdot 1,993 \cdot 10^{-26} \text{ кг}] = 19,998 \text{ а.е.м. (атомных единиц массы)}$$

Относительная молекулярная масса равна сумме относительных масс атомов, входящих в состав молекулы. Например:

$$Mr(N_2O) = 2 \cdot Ar(N) + Ar(O) = 2 \cdot 14,0067 + 15,9994 = 44,0128.$$

Абсолютная масса молекулы равна относительной молекулярной массе, умноженной на атомную единицу массы.

Откуда появилась количественная величина атомной единицы массы, равная $1,66057 \cdot 10^{-24}$ г? Рассмотрим этот вопрос подробнее.

Как мы знаем, в химических процессах участвуют мельчайшие частицы – молекулы, атомы, ионы, электроны. Число таких частиц даже в малой порции вещества очень велико. Кроме того, количественные расчеты на практике удобнее проводить в привычных единицах массы (граммы, килограммы и т.д.), поэтому основная трудность, с которой сталкиваются при изучении химии – переход от относительных атомных и молекулярных масс химических веществ к единицам массы.

Поэтому, чтобы избежать математических операций с большими числами, для характеристики количества вещества, участвующего в химической реакции, используется специальная единица – моль.

Моль - это такое количество вещества, в котором содержится $6,02 \cdot 10^{23}$ число частиц (молекул, атомов, ионов) этого вещества.

Возникает вполне закономерный вопрос о том, почему 1 моль содержит именно такое количество частиц? Ведь можно было принять в качестве 1 моль вещества другое, более удобное число, например 1000 частиц. Связано это с тем, что если взять 1 моль любого вещества, то его масса (выраженная в граммах) будет численно равна относительной атомной или молекулярной массе этого вещества. То есть, если взять $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул N_2O , то их масса составляла бы 44,0128 г, если взять $6,02 \cdot 10^{23}$ атомов изотопа углерода ^{12}C , то их масса составляла бы 12,0000 г.

Тогда понятно, что величина а.е.м., в качестве которой принята 1/12 часть массы атома изотопа углерода ^{12}C равна

$$\text{а.е.м} = 12 \text{ г} / (12 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}) = 1,661 \cdot 10^{-24} \text{ г}$$

Число $6,02 \cdot 10^{23}$, как это понятно из рассуждений, является постоянной и называется постоянной (или числом) Авогадро N_A .

$$N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}.$$

Можно сказать также, что постоянная Авогадро N_A определяется как число атомов, содержащееся в 12 г изотопа ^{12}C :

$$N_A = \frac{12 \text{ г}}{12 \cdot 1,661 \cdot 10^{-24} \text{ г}} = \frac{1}{1,661 \cdot 10^{-24}} = 6,02 \cdot 10^{23}$$

Таким образом, постоянная Авогадро является как бы переходным коэффициентом при переходе от относительных атомных и молекулярных масс (эти характеристики химических элементов представлены в таблице Периодической системе химических элементов Менделеева Д.И.) и привычными единицами массы (граммы, килограммы и т.д.).

Для измерения относительной атомной массы введена атомная единица массы (а.е.м) = $m(^{12}_6C) / 12 = 1,6606 \cdot 10^{-27}$ кг.

Относительная атомная масса – величина безразмерная.

Масса 1 моль вещества называется молярной (мольной массой) M .

Например: молекулярная масса воды H_2O равна 18 а.е.м. (атомная масса водорода – 1, кислорода – 16, итого $1+1+16=18$). Значит, один моль воды равен по массе 18 граммам, и эта масса воды содержит $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул воды.

Аналогично, масса 1 моля серной кислоты H_2SO_4 равна 98 граммам ($1+1+32+16+16+16+16=98$), а масса одной молекулы серной кислоты равна: $98 \text{ г} / 6,02 \cdot 10^{23} = 16,28 \cdot 10^{-23}$ г.

Таким образом, любое химическое соединение количественно характеризуется массой одного моля или мольной (молярной) массой M , выражаемой в г/моль. Значит, $M(H_2O)=18$ г/моль, $M(H_2SO_4)=98$ г/моль.

Связь между количеством n (в молях) и массой m (в граммах) вещества выражается формулой:

$$m=nM \quad (1.90)$$

Возникает закономерный вопрос о необходимости введения термина «мольная масса вещества» и его применения. Вопрос отпадает, если рассмотреть применение данных величин при анализе химических уравнений.

В общем случае, уравнение химической реакции записывают в виде:



где A, B, C, D – вещества,
 a, b, c, d – коэффициенты уравнения.

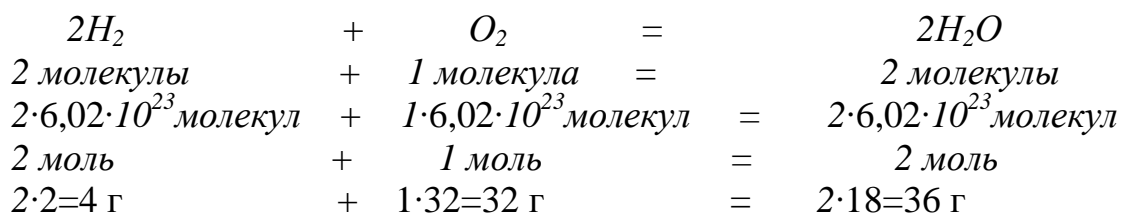
Принято в левой части уравнения записывать исходные (реагирующие) вещества, а в правой части – продукты химической реакции.

В качестве примера рассмотрим простое химическое взаимодействие:



Данная запись показывает, что при взаимодействии двух молекул газообразного водорода H_2 и одной молекулы газообразного кислорода O_2 образуется две молекулы воды.

Учитывая, что $M(H_2)=2$ г/моль, $M(O_2)=32$ г/моль и $M(H_2O)=18$ г/моль и, сохраняя соотношения между числом молекул реагирующих веществ и продуктов реакции, имеем следующую картину:



Из данного примера видно, что количество моль реагирующих и образующихся в результате химических реакций веществ прямо пропорционально коэффициентам в уравнении химических реакций.

Это позволяет проводить количественные расчеты, используя уравнения заданных химических реакций.

Например, определить массу образующейся воды при сжигании 16 г водорода в избытке кислорода.

Решение: используем уже знакомое нам уравнение реакции и расставим в нем требуемые величины.



2 моль

4 г

16 г

2 моль

36 г

X г

Составим пропорцию: при сгорании 4 г H_2 образовалось 36 г H_2O . При сгорании 16 г H_2 образовалось X г H_2O или $4:36=16:X$. Отсюда $X=144$ г – масса образующейся воды.

1.2.2 Эквивалент и молярная масса эквивалента вещества

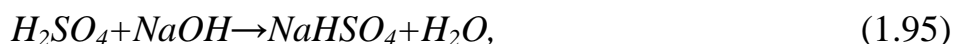
1.2.2.1 Определение эквивалента вещества

Эквивалентом вещества (X) называют реальную или условную частицу этого вещества, которая в кислотно-основной реакции равноценна по химическому действию одному иону водорода или в окислительно-восстановительной реакции одному электрону. $1H^+$ и 1ё единицы эквивалентности различных веществ при их химическом взаимодействии. Например:



$1H^+$ представляет 1 молекулу, т.е. 1 реальную частицу (р.ч.) кислоты, 1 р.ч. кислоты прореагировала с 1 р.ч. щелочи. Следовательно, эти частицы эквивалентны.

Для 2-х и 2-х основных кислот и многокислотных оснований эквивалент вещества будет зависеть от концентрационных соотношений реагирующих веществ, например:



т.е. $1H^+$ представляет 1 р.ч. H_2SO_4 , которая прореагировала с 1 р.ч. $NaOH$. Следовательно, эквивалент кислоты целая молекула. При полном замещении:



$2H^+$ входят в состав 1 молекулы H_2SO_4 ; $1H^+$ представляет $1/2$ р.ч. H_2SO_4 . следовательно, 1 р.ч. H_2SO_4 составляет две условные частицы или 2 эквивалента. Таким образом, эквивалент вещества может быть равен целой молекуле или ее доле – $1/2$, $1/3$ и т.д. Для обозначения эквивалентной доли в каждом случае вводится понятие фактор эквивалентности $f_{\text{экв}}(x)$ – это число, показывающее какая доля р.ч. (атома, молекулы, иона) эквивалентна $1H^+$ в кислотно-основной реакции или 1ё в окислительно-восстановительных реакции, z-число эквивалентности или число эквивалентных долей.

Например, в молекуле HCl – $z=1$; в молекуле H_2SO_4 – $z=2$; в молекуле H_3PO_4 – $z=3$. Общая формула эквивалента вещества имеет вид: $f_{\text{экв}}(x)$

1.2.2.2 Расчет эквивалентов простых и сложных веществ

Эквивалентом простого вещества называют реальную или условную частицу этого вещества, приходящуюся на единицу суммарной валентности атомов этого вещества.

Например:

$f_{\text{экв}}(H)$ – эквивалент водорода равен целому атому водорода (н.);

$f_{\text{экв}}(H_2)$ – эквивалент молекулы водорода равен $\frac{1}{2}$ части молекулы водорода ($\frac{1}{2} H_2$);

$f_{\text{экв}}(O) = (1/2 O)$ – эквивалент атома кислорода;

$f_{\text{экв}}(O_2) = (1/4 O_2)$ – эквивалент атома кислорода равен половине атома и $\frac{1}{4}$ части молекулы кислорода;

$f_{\text{экв}}(Mg) = (1/2 Mg)$ – эквивалент магния равен половине атома магния;

$f_{\text{экв}}(Na) = (Na)$ – эквивалент натрия равен атому натрия;

$f_{\text{экв}}(Al) = (1/3 Al)$ – эквивалент алюминия равен $\frac{1}{3}$ части атома алюминия.

Эквивалентом сложного вещества (оксида, основания, кислоты, соли) называют целую молекулу или ее долю, приходящуюся на единицу суммарной валентности функциональных групп. Для кислот функциональной группой являются ионы водорода, для основания – ионы гидроксидов, для солей – ионы металла или ионы кислотных остатков.

Например: $f_{\text{экв}}(Al_2O_3) = (1/6 Al_2O_3)$ – эквивалент оксида алюминия, читается: эквивалент оксида алюминия равен $\frac{1}{6}$ молекулы оксида алюминия.

Эквивалент фосфорной кислоты:

$f_{\text{экв}}(H_3PO_4) = (1/3 H_3PO_4)$ читается: эквивалент фосфорной кислоты равен $\frac{1}{3}$ молекулы фосфорной кислоты.

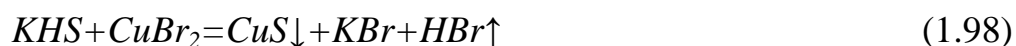
Эквивалент гидроксида алюминия:

$f_{\text{экв}}(Al(OH)_3) = (1/3 Al(OH)_3)$ читается: эквивалент гидроксида алюминия равен $\frac{1}{3}$ молекулы гидроксида алюминия.

Эквивалент сульфата алюминия:

$f_{\text{экв}}(Al_2(SO_4)_3) = (1/6 Al_2(SO_4)_3)$ читается: эквивалент сульфата алюминия равен $\frac{1}{6}$ части молекулы сульфата алюминия.

Эквивалент кислой соли равен единице суммарной валентности частиц заместителя в данной реакции. Например, при анализе химической реакции



следует, что в молекуле гидросульфида калия в ходе химической реакции заместился атом калия (валентность 1) и атом водорода (валентность 1). Сумма валентностей равна 2, то есть $f_{\text{экв}}(KHS) = (1/2 KHS)$ – эквивалент гидросульфида калия равен $\frac{1}{2}$ части молекулы.

В реакции



в молекуле дигидрофосфата натрия NaH_2PO_4 заменился атом натрия (валентность 1) и два атома водорода (валентность 1). Так как сумма валентностей равна 3, то $f_{\text{экр}}(NaH_2PO_4) = (1/3 NaH_2PO_4)$ - эквивалент дигидрофосфата натрия равен 1/3 части молекулы.

Эквивалент основных солей равен единице суммарной валентности частиц замесившихся в молекуле основной соли. Например, в реакции

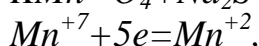
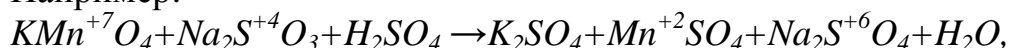


$f_{\text{экр}}(NiOHCl) = (NiOHCl)$ - эквивалент гидрооксохлорида никеля равен целой молекуле.

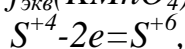
Эквивалентом окислителя будет целая молекула или ее доля, приходящаяся на один электрон, принятый окислителем.

Эквивалентом восстановителя будет целая молекула или ее доля, приходящаяся на один электрон, отданный восстановителем.

Например:



$f_{\text{экр}}(KMnO_4) = (1/5 KMnO_4)$ – окислителя,



$f_{\text{экр}}(Na_2SO_3) = (1/2 Na_2SO_3)$ – восстановителя.

1.2.2.3 Моль – единица измерения количества вещества эквивалента. Молярная масса эквивалента вещества $M(f_{\text{экр}}(x))$

Один моль эквивалента вещества содержит $6,02 \cdot 10^{23}$ реальных или условных частиц вещества, соответствующих эквиваленту этого вещества. Тогда число структурных элементов составит:

1 моль	$6,02 \cdot 10^{23}$ молекул
1 ммоль (10^{-3} моль)	$6,02 \cdot 10^{20}$ молекул
1 мк моль (10^{-6} моль)	$6,02 \cdot 10^{17}$ молекул
1 к моль (10^3 моль)	$6,02 \cdot 10^{26}$ молекул

Молярная масса эквивалента вещества x – это масса структурных элементов вещества, равная количеству вещества эквивалента 1 моль.

Молярная масса эквивалента вещества x равна произведению молярной массы вещества $M(x)$ на фактор эквивалентности этого вещества. $M(f_{\text{экр}}(x))$ измеряется в г/моль, мг/моль.

Молярная масса эквивалента вещества может рассчитываться также по следующим определениям:

- молярная масса эквивалента химического элемента равна молярной массе химического элемента, деленной на его валентность;

- молярная масса эквивалента оксида равна молярной массе оксида, деленной на удвоенное (валентность кислорода равна 2) количества атомов кислорода в формуле оксида;

- молярная масса эквивалента кислоты равна молярной массе кислоты, деленной на количества атомов водорода в формуле кислоты, заместившихся в химической реакции;

- молярная масса эквивалента основания равна молярной массе основания, деленной на количество гидроксильных групп в формуле основания, заместившихся в химической реакции;

- молярная масса эквивалента соли равна молярной массе соли, деленной на произведение количества атомов металла в формуле соли на их заряд (валентность).

Примеры определения молярной массы эквивалентов

$$1 \quad M(f_{\text{ЭКВ}}(\text{O})) = M(\text{O}) \cdot 1/2 = 16 \cdot 1/2 = 8 \text{ г/моль.}$$

$$2 \quad M(f_{\text{ЭКВ}}(\text{O}_2)) = M(\text{O}_2) \cdot 1/4 = 32 \cdot 1/4 = 8 \text{ г/моль.}$$

$$3 \quad M(f_{\text{ЭКВ}}(\text{H})) = M(\text{H}) = 1,008 \cdot 1 = 1,008 \text{ г/моль.}$$

$$4 \quad M(f_{\text{ЭКВ}}(\text{HNO}_3)) = M(\text{HNO}_3) \cdot 1 = 63 \cdot 1 = 63 \text{ г/моль.}$$

$$5 \quad M(f_{\text{ЭКВ}}(\text{Fe}_2\text{O}_3)) = M(\text{Fe}_2\text{O}_3) \cdot 1/6 = 160 \cdot 1/6 = 26,67 \text{ г/моль.}$$

$$6 \quad M(f_{\text{ЭКВ}}(\text{Ca}(\text{OH})_2)) = M(\text{Ca}(\text{OH})_2) \cdot 1/2 = 74 \cdot 1/2 = 37 \text{ г/моль.}$$

$$7 \quad M(f_{\text{ЭКВ}}(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3)) = M(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) \cdot 1/6 = 342 \cdot 1/6 = 57 \text{ г/моль.}$$

1.2.2.4 Закон эквивалентов

Какова практическая ценность определения эквивалентов и молярных масс эквивалентов веществ. Ведь было показано, что для расчетов по химическим реакциям достаточно знать молярные (мольные) массы реагирующих и образующихся веществ. Да, это так, но для количественных расчетов по уравнению химической реакции необходимо также знать и сам вид уравнения химической реакции, расставить коэффициенты. Это не всегда возможно. Есть ли возможность определения количественных соотношений реагирующих веществ и образующихся продуктов химической реакции без использования уравнения химических реакций? Да, такая возможность имеется и для этого используется закон эквивалентов. Его формулировка имеет следующий вид: массы реагирующих веществ, пропорциональны их молярным массам эквивалентов:

$$\frac{m(x_1)}{m(x_2)} = \frac{M\left(\frac{1}{z}(x_1)\right)}{M\left(\frac{1}{z}(x_2)\right)} \quad (1.101)$$

Если вещества реагируют объемами, то

$$\frac{V(x_1)}{V(x_2)} = \frac{V_m(\frac{1}{z}(x_1))}{V_m(\frac{1}{z}(x_2))} \quad (1.102)$$

Если вещества реагируют массой и объемами, то

$$\frac{m(x_1)}{V(x_2)} = \frac{M(\frac{1}{z}(x_1))}{V_m(\frac{1}{z}(x_2))} \quad (1.103)$$

Если переписать равенство (1.101) через отношение:

$$\frac{m(x_1)}{M(\frac{1}{z}x_1)} = \frac{m_2}{M(\frac{1}{z}(x_2))}, \quad (1.104)$$

Получим:

$$u(\frac{1}{z}x_1) = u(\frac{1}{z}x_2) \quad (1.105)$$

Из чего следует, что количество эквивалентов, участвующих в реакции веществ, равны между собой.

Например: определить массу соды (карбоната натрия) Na_2CO_3 , необходимую для полной нейтрализации 1,96 кг серной кислоты H_2SO_4 .

Решение: воспользуемся законом эквивалентов

$$\frac{m(Na_2CO_3)}{m(H_2SO_4)} = \frac{M(\frac{1}{2}(Na_2CO_3))}{M(\frac{1}{2}(H_2SO_4))}.$$

Определяем молярные массы эквивалентов веществ, исходя из химических формул

$$M(1/z Na_2CO_3) = f_{эkv} (Na_2CO_3) \cdot M(Na_2CO_3) = 1/2 \cdot 106 \text{ г/моль} = 53 \text{ г/моль},$$

$$M(1/z H_2SO_4) = f_{эkv} (H_2SO_4) \cdot M(H_2SO_4) = 1/2 \cdot 98 \text{ г/моль} = 49 \text{ г/моль}.$$

Тогда

$$m(Na_2CO_3) = \frac{m(H_2SO_4) \cdot M(\frac{1}{z} Na_2CO_3)}{M(\frac{1}{z} H_2SO_4)} = \frac{1.96 \text{ кг} \cdot 53 \text{ г/моль}}{49 \text{ г/моль}} = 2,12 \text{ кг}$$

1.2.3 Газовые законы химии

1.2.3.1 Закон Авогадро и следствие из него

Среди веществ с разным агрегатным состоянием необходимо выделить газы, которые играют огромную роль не только в нашей жизни, но и в различных технологических процессах. Необходимо помнить, что для количественной характеристики любого газа одновременно используют давление, температуру и занимаемый объем. Давление и температура в газовой системе определяется кинетической энергией молекул газа, находящихся в хаотичном движении. Закон Авогадро отражает именно эти особенности газов и формулируется следующим образом:

одинаковые объемы различных газов, имеющие одинаковые температуры и давления, содержат одинаковое число молекул.

Для уменьшения количества характеристик некоторые из них выбирают фиксированными. Наиболее часто применяют так называемые нормальные условия (н.у.), которые соответствуют давлению $P=10^5$ Па и температуре $T=273$ К. Тогда измеряемой величиной будет являться объем.

Так как единицей количества вещества является моль вещества, то возникает вопрос: какой объем газа содержит 1 моль газа или $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул этого газа?

Опытным путем установлено (следствие из закона Авогадро), что при нормальных условиях (н.у.) один моль любого газа занимает объем, равный 22,4 л.

Объем 22,4 л называют молярным (мольным) объемом газа и обозначают соответственно $V_m=22.4$ л/моль.

Например, углекислый газ CO_2 . Имеем $M(CO_2)=44$ г/моль. Значит, один моль CO_2 имеет массу 44 г и занимает объем (при н.у.), равный 22,4 л, а также содержит в этом объеме $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул этого газа.

Нетрудно показать, что связь между массой m и объемом V конкретного газа при н.у. определяется формулой:

$$m = nM = (V/V_m) \cdot M . \quad (1.106)$$

Если условия, в которых находится газ отличается от нормальных, то используют уравнение Менделеева – Клапейрона, которое связывает все основные параметры газа:

$$PV = \frac{m}{M} RT , \quad (1.107)$$

где P – давление газа, Па;

V – объем газа, м³;

m – масса газа, г;

M – молярная масса газа, г/моль;

R – универсальная газовая постоянная, $R=8.314$ Дж/(моль·К);

T – температура газа, К.

1.2.3.2 Закон парциальных давлений

На практике часто приходится встречаться со смесью различных газов (например, воздух). В этом случае необходимо применять вышерассмотренные газовые законы для каждого газа в отдельности и затем суммировать полученные величины. При этом пользуются также законом парциальных давлений:

общее давление газовой смеси равно сумме парциальных давлений отдельных газов, составляющих данную смесь,

то есть

$$P_{\text{общ}} = P_1 + P_2 + \dots + P_n. \quad (1.108)$$

Из формулировки закона следует, что парциальное давление представляет собой частичное давление, создаваемое отдельным газом. И действительно, парциальное давление – это такое давление, которое бы создавал данный газ, если бы он один занимал весь объем.

Например, определить давление газовой смеси, если в объеме 11,2 л при н.у. содержится 4 г H_2 , 14 г CO , и 56 г N_2 .

Решение: определим с помощью уравнения Менделеева-Клапейрона парциальные давления каждого из газов, составляющих данную газовую смесь:

$$P(H_2) = \frac{m}{VM} RT = \frac{4 \text{ г} \cdot 8,31 \cdot 273}{2 \text{ г/моль} \cdot 0,0112 \text{ м}^3} = 4 \cdot 10^5 \text{ Па},$$

$$P(CO) = \frac{m}{VM} RT = \frac{14 \text{ г} \cdot 8,31 \cdot 273}{28 \text{ г/моль} \cdot 0,0112 \text{ м}^3} = 10^5 \text{ Па},$$

$$P(N_2) = \frac{m}{VM} RT = \frac{56 \text{ г} \cdot 8,31 \cdot 273}{28 \text{ г/моль} \cdot 0,0112 \text{ м}^3} = 4 \cdot 10^5 \text{ Па}.$$

Общее давление газовой смеси равно:

$$P_{\text{общ}} = P(H_2) + P(CO) + P(N_2) = 9 \cdot 10^5 \text{ Па}.$$

Величина парциального давления определяется несколькими способами, но наиболее часто встречающийся практически способ основан на использовании формулы

$$P = P_{\text{общ}} \frac{A}{100\%}, \quad (1.109)$$

где A – содержание данного газа в газовой смеси в объемных процентах, %.

Например, определить массу кислорода O_2 , содержащегося в 1 м³ воздуха при нормальных условиях, если процентное содержание кислорода в воздухе составляет 21 об. %.

Решение:

Парциальное давление O_2 в воздухе определяем по формуле:

$$P(O_2) = 10^5 \text{ Па} \cdot \frac{21\%}{100\%} = 0,21 \cdot 10^5 \text{ Па} .$$

Отсюда, согласно уравнению Менделеева-Клапейрона:

$$m(O_2) = \frac{PVM}{RT} = \frac{0,21 \cdot 10^5 \text{ Па} \cdot 1 \text{ м}^3 \cdot 32 \text{ г/моль}}{8,31 \cdot 273 \text{ К}} = 297 \text{ г}$$

Рассмотрим возможность учета изменения объема или давления при протекании химической реакции, в которой участвуют или образуются газообразные продукты. Для учета этого необходимо вспомнить, что коэффициенты в уравнении химической реакции прямо пропорциональны числу молей реагирующих и образующихся веществ. Применительно к газам необходимо учесть также, что:

- 1 моль любого газа при н.у. занимает объем, равный 22,4 л;
- объем 1 моля любого газа значительно превышает объем 1 моля жидкого или твердого вещества (сравните: 1 моль жидкой воды - 18 см³ (0,018 л), 1 моль водяного пара – 22,4 л) и в общем объеме системы объемом жидких и твердых веществ можно пренебречь.

Таким образом, сравнивая коэффициенты исходных веществ и продуктов реакции, можно сделать вывод об изменении объема (давления) в ходе химической реакции.

Например, в химической реакции



все вещества являются газами. Видно, что до реакции имелось 3 моля газа (2 моля CO и 1 моль O_2), а после реакции осталось 2 моля CO_2 . Ясно, что объем 3 молей газа ($22,4 \cdot 3 = 67,2$ л) больше объема 2 молей ($22,4 \cdot 2 = 44,8$ л), то есть $V_{нач} > V_{кон}$. Значит, данная реакция протекает либо с уменьшением объема (изобарный процесс), либо с уменьшением давления (изохорный процесс).

В случае химической реакции: $2CO_2 + C = 2CO$ имеем газообразные вещества CO_2 и CO и твердое вещество C . Сравниваем коэффициенты только для газообразных веществ и имеем для исходных веществ 1 и конечных веществ 2. Так как $1 < 2$, то объем системы в ходе химической реакции увеличивается (либо увеличивается давление при изохорном процессе).

1.2.3.3 Относительная плотность газов

Из-за различной плотности различные газы в газовой смеси будут со временем перераспределяться по высоте: более плотный газ будет опускаться вниз, а более легкий – подниматься вверх. Этот процесс называется атмосферной стратификацией.

В качестве примера рассмотрим газовую смесь, состоящую из 1 моль кислорода и 1 моль углекислого газа в объеме 22,4 л при н.у. Молярные массы газов соответственно равны $M(O_2) = 32$ г/моль; $M(CO_2) = 44$ г/моль. Тогда

плотности этих газов равны

$$\rho(\text{O}_2) = 32 \text{ г/моль} / 22,4 \text{ л/моль} = 1,43 \text{ г/л},$$

$$\rho(\text{CO}_2) = 44 \text{ г/моль} / 22,4 \text{ л/моль} = 1,96 \text{ г/л}.$$

Полученные значения показывают, что углекислый газ является более плотным, поэтому он будет накапливаться в нижней части объема, вытесняя кислород вверх. Это явление называется стратификацией.

Понятно, что эффект стратификации имеет огромное практическое значение. Более легкий газ можно использовать в дирижаблях и стратостатах, более тяжелый газ может накапливаться в приземном слое (углублениях, колодцах, карьерах) вызывая негативные явления (удушья, загрязнение воздуха и т.д.).

Для оценки явления стратификации используется такое понятие как «относительная плотность газов». По определению понятно, что относительная плотность газов D равна

$$D = \rho(\text{газа } 1) / \rho(\text{газа } 2) = M(\text{газа } 1) / M(\text{газа } 2) \quad (1.111)$$

где $M(\text{газа } 1)$ и $M(\text{газа } 2)$ – молярные массы газа 1 и 2 соответственно.

Ясно, что газ 2 является газом сравнения, поэтому в качестве него чаще всего используют либо водород, либо воздух. С другой стороны воздух является смесью газов и не может иметь конкретной величины молярной массы. Эту проблему решили, используя следствие из закона Авогадро: 1 моль любого газа при н.у. занимает объем 22,4 л. Поэтому измерили массу 22,4 л воздуха, взятого при нормальных условиях. Она оказалась равной 29 г. Поэтому было принято решение, что условная молярная масса воздуха равна 29 г/моль.

Тогда относительная плотность любого газа по воздуху равна

$$D_{\text{возд}} = M(\text{газа}) / M(\text{воздуха}) = M(\text{газа}) / 29 \text{ г/моль} \quad (1.112)$$

Значения величины $D_{\text{возд}}$ позволяет оценить эффект стратификации в атмосфере при выбросе в нее каких-либо газов в результате техногенных воздействий (выхлопные газы, технологические газы, техногенные катастрофы), либо в результате природных явлений (пожары, извержения вулканов, гейзеры и т.д.). А именно:

- если $D_{\text{возд}} < 1$, то данный газ легче воздуха и будет подниматься вверх;

- $D_{\text{возд}} > 1$, то данный газ тяжелее воздуха и будет вытеснять его из приземного слоя (заполнять углубления, колодцы, котловины и т.д.)

Таким образом, используя понятие "моль вещества" в совокупности с другими определениями, для любого химического соединения (вещества) можно определить:

- массу одного атома или молекулы конкретного химического вещества;

- число атомов или молекул вещества в заданной его массе;

- объем заданной массы газа при нормальных условиях;
- массы реагирующих и образующихся веществ;
- параметры газа и смеси газов.

1.2.3.4 Молярный объем эквивалента газообразного вещества

Молярный объем эквивалента газообразного вещества $V_m(f_{\text{эKB}}(x))$ – это объем структурных единиц газообразного вещества взятых количеством вещества эквивалента 1 моль. Примеры расчета молярных объемов эквивалентов газообразных веществ.

$$V_m(f_{\text{эKB}}(\text{H}_2)) = V_m \cdot f_{\text{эKB}}(\text{H}_2) = 22,4 \cdot 1/2 = 11,2 \text{ моль/л,}$$

$$V_m(f_{\text{эKB}}(\text{O}_2)) = V_m \cdot f_{\text{эKB}}(\text{O}_2) = 22,4 \cdot 1/4 = 5,6 \text{ моль/л.}$$

1.2.3.5 Контрольные вопросы

- 1 Какие основные качественные и количественные характеристики атомов химических элементов вы знаете?
- 2 Как определяется молекулярная масса сложного химического соединения?
- 3 Чему равна величина числа Авогадро и что она обозначает?
- 4 Чему равна масса 1 моль химического соединения?
- 5 Как связаны масса химического вещества и его количество в молях?
- 6 Как связаны коэффициенты в уравнении химической реакции с количеством молей реагирующих и образующихся веществ?
- 7 Что называется эквивалентом вещества
- 8 Как определяется молярная масса эквивалента оксида, кислоты, основания, соли?
- 9 Что такое молярная масса эквивалента вещества?
- 10 Как определяется молярная масса эквивалента оксида, кислоты, основания, соли?
- 11 Как формулируется газовый закон Авогадро?
- 12 Какие условия для газов считаются нормальными?
- 13 Какой объем занимает 1 моль любого газа при нормальных условиях?
- 14 Каким уравнением связаны основные параметры газа, каков его вид?
- 15 Что такое парциальное давление газа?
- 16 Назовите формулировку парциального давления?
- 17 В чем заключается явление стратификации
- 18 Что такое относительная плотность газа
- 19 Какое практическое значение имеет величина относительной плотности газа по воздуху?

2 Энергетика химических реакций

2.1 Основы химической термодинамики

2.1.1 Основные понятия и определения химической термодинамики

Для того, чтобы определить решаемые химической термодинамикой практические задачи, достаточно задать следующие вопросы:

1) почему при протекании большинства химических процессов происходит выделение или поглощение тепла, то есть происходят энергетические превращения и наблюдается определенный тепловой эффект. Можно ли теоретически определить величину теплового эффекта и заранее предсказать его, не проводя практически химический опыт;

2) почему химическая реакция протекает именно в определенном направлении, а не может протекать, во многих случаях, в обратном?

Химическая термодинамика изучает энергетические превращения в ходе химических процессов, а также позволяет определить их направленность.

Прежде всего, необходимо отметить, что в химической (как и в общей) термодинамике применяются собственные определения.

Наиболее часто используются следующие:

- система – тело или совокупность тел, условно или реально отделенных от окружающей среды границами раздела (наиболее часто под системой подразумевают химические вещества, участвующие в химическом взаимодействии и продукты реакции);

- параметры системы (параметры состояния или термодинамические параметры) – величины, с помощью которых количественно характеризуется система (температура, давление, объем, масса и т.д.);

- термодинамическая функция – количественная величина, зависящая как от параметров системы (температура, давление, масса и т.д.), так и от качественных характеристик системы (химического состава, агрегатного состояния);

- термодинамический процесс – явления в системе, в результате которого изменяется величина хотя бы одного из параметров системы.

При изучении данного раздела химии необходимо знать следующие основные термодинамические функции:

- энтальпия системы ΔH – теплосодержание системы или энергия, содержащаяся в веществе (веществах);

- энтропия вещества S – мера неупорядоченности (беспорядка) строения вещества. Величина S тем больше, чем больше колебания молекул и атомов, составляющих данное вещество, от точки состояния своего равновесия. Нетрудно представить, что энтропия стремится к нулю в идеальных кристаллах (атомы и молекулы жестко связаны в узлах кристаллической решетки) и

максимальна у газов (молекулы газа движутся беспорядочно по всему объему системы).

Размерности данных величин соответствуют размерности энергии и равны $[\Delta H]=\text{кДж}$; $[S]=\text{Дж/К}$.

Величины ΔH и S экспериментально измерены для всех веществ. Так как эти измерения проводились в определенных условиях (в термодинамике используют стандартные условия: $T=298\text{ К}$ и $P=10^5\text{ Па}$) и для единицы количества вещества, то данные величины называются:

- стандартная энтальпия вещества ΔH^0 – теплосодержание единицы вещества при стандартных условиях ($P=10^5\text{ Па}$ и $T=298\text{ К}$);

- стандартная энтропия вещества S^0 – мера неупорядоченности (беспорядка) строения единицы количества вещества.

Величины ΔH^0 , S^0 являются табличными величинами (приведены в специальных справочниках). Для некоторых веществ эти параметры представлены в таблице А.3 приложения А.

Размерности данных величин соответствуют размерности энергии и равны $[\Delta H^0]=\text{кДж/моль}$; $[S^0]=\text{Дж/(К}\cdot\text{моль)}$.

Если система содержит несколько различных веществ, то общая величина ΔH и S равна сумме величин ΔH и S составляющих данную систему веществ. При этом было принято, что ΔH для простых веществ равна нулю.

Для любой химической реакции типа:



начальная энтропия ΔH_n равна сумме энтропий веществ A и B с учетом их количеств, то есть: $\Delta H_n = a \cdot \Delta H^0(A) + b \cdot \Delta H^0(B)$.

Понятно, что конечная энтропия системы ΔH_k для продуктов реакции равна: $\Delta H_k = c \cdot \Delta H^0(C) + d \cdot \Delta H^0(D)$.

Тогда изменение энтальпии химической реакции ΔH_{xp} (или тепловой эффект химической реакции) определяется как разность между конечным и начальным значениями, то есть:

$$\Delta H_{xp} = \Delta H_k - \Delta H_n = [c \cdot \Delta H^0(C) + d \cdot \Delta H^0(D)] - [a \cdot \Delta H^0(A) + b \cdot \Delta H^0(B)]. \quad (2.2)$$

Рассуждая аналогично, получим, что изменение энтропии химической реакции определяется по уравнению

$$\Delta S_{xp} = [c \cdot \Delta S^0(C) + d \cdot \Delta S^0(D)] - [a \cdot \Delta S^0(A) + b \cdot \Delta S^0(B)]. \quad (2.3)$$

Таким образом, для любой химической реакции, используя табличные данные ΔH^0 и S^0 для всех веществ, участвующих и образующихся в химической реакции, можно определить величины ΔH_{xp} , ΔS_{xp} . Полученные величины позволяют нам решить следующие задачи:

1) определить энергетические превращения в ходе химической реакции. При этом кроме количественного результата можно сделать и качественные выводы:

- если $\Delta H_{xp} < 0$, то химическая реакция протекает с выделением тепла (экзотермическая реакция) или в системе и окружающей среде повышается температура;

- если $\Delta H_{xp} > 0$, то химическая реакция протекает с поглощением тепла (эндотермическая реакция) или в системе и окружающей среде понижается температура;

2) определить изменение некоторых параметров системы, в частности, ее объема и давления:

- если $\Delta S_{xp} > 0$, то при протекании реакции увеличивается объем системы (или увеличивается давление в системе с постоянным объемом);

- если $\Delta S_{xp} < 0$, то в ходе химической реакции объем системы уменьшается (или уменьшается давление в системе, если ее объем постоянный).

Для определения направленности химической реакции необходимо при этом подразумевать направление самопроизвольного процесса, то есть способности химической реакции протекать самопроизвольно, без затрат дополнительной энергии (например, горение протекает самопроизвольно и при этом даже выделяется энергия).

Для определения направления протекания самопроизвольной химической реакции используют величину энергии Гиббса ΔG , изменение которой определяется по формуле

$$\Delta G = \Delta H_{xp} - T \cdot \Delta S_{xp}, \quad (2.4.)$$

где T – температура системы.

Величина ΔG является важнейшей характеристикой любой системы (в т.ч. и химической) и окончательным критерием, который позволяет определить направление самопроизвольного протекания процесса.

А именно:

- если $\Delta G < 0$, то самопроизвольно протекает прямая химическая реакция в системе, то есть реакция $aA + bB \rightarrow cC + dD$;

- если $\Delta G > 0$, то самопроизвольно протекает обратная химическая реакция в системе, то есть реакция $cC + dD \rightarrow aA + bB$.

- если $\Delta G = 0$, то в системе наблюдается химическое равновесие, и обе реакции (прямая и обратная) протекают одновременно и с одинаковой скоростью.

Пример - Разобрать химический процесс с применением термодинамических функций. Заданы уравнение и табличные значения ΔH^0 , ΔS^0 .

	CO_2	$+ C$	$=$	$-2CO$
ΔH^0 , кДж/моль	-393	0		-110
ΔS^0 , Дж/(моль·К)	213	5,7		197

Тогда

$$\Delta H = [2 \cdot \Delta H^0(CO)] - [\Delta H^0(CO_2) + \Delta H^0(C)] = [2 \cdot (-110)] - [(-393) + 0] = 173 \text{ кДж}$$

Полученный результат читается так: при взаимодействии 1 моль CO_2 и 1 моль C образовалось 2 моль CO и при этом наблюдается изменение энтальпии системы, равное 173 кДж.

Так как $\Delta H > 0$, то данная реакция протекает с поглощением тепла (или для протекания данной реакции необходимо нагревание системы).

Аналогично:

$$\Delta S = [2 \cdot \Delta S^0(CO)] - [\Delta S^0(CO_2) + \Delta S^0(C)] = [2 \cdot (197)] - [213 + 5,7] = 176,3 \text{ Дж/К.}$$

Так как $\Delta S > 0$, то данная реакция протекает с увеличением объема системы (сравнивая коэффициенты для газообразных веществ, получим, что $1 < 2$).

Определим значение ΔG при стандартной температуре $T = 298 \text{ К}$:

$$\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S = 173 \text{ кДж} - 298 \text{ К} \cdot (176,3 \text{ Дж/К}) = 122 \text{ кДж}$$

Так как $\Delta G > 0$, то самопроизвольно при данной температуре может протекать только обратная реакция.

Определим температуру, при которой в системе наступает равновесие. В этом случае $\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S_p = 0$ (T_p – температура равновесия) и

$$T_p = \frac{\Delta H}{\Delta S} = 173 \text{ кДж} / 176,3 \text{ Дж/К} = 981 \text{ К.}$$

Так как при $T = 298 \text{ К}$ $\Delta G > 0$, а при $T = 981 \text{ К}$ $\Delta G = 0$, то очевидно, что при $T < 981 \text{ К}$ самопроизвольно будет протекать прямая химическая реакция:



а при $T > 981 \text{ К}$ будет самопроизвольно протекать обратная реакция, т.е.



2.1.2 Контрольные вопросы

- 1 Какие задачи решает химическая термодинамика.
- 2 Каков физический смысл энтальпии и энтропии системы?
- 3 От каких факторов зависит величина энтальпии и энтропии системы?
- 4 Как определить изменение энтальпии (тепловой эффект) химической реакции?
- 5 Какая химическая реакция называется экзотермической, эндотермической?
- 6 Какая термодинамическая функция позволяет определить изменение объема системы при протекании химической реакции?

- 7 Какая химическая реакция называется самопроизвольной?
 8 Какая величина является критерием, определяющим направленность протекания самопроизвольного химического процесса?
 9 Может ли температура изменить направленность химической реакции (процесса)?
 10 Как определяется температура равновесия химической системы?

2.2 Химическая кинетика и химическое равновесие

2.2.1 Основы химической кинетики

Химическая кинетика изучает изменение концентрации или массы реагирующих веществ и продуктов химической реакции во времени.

Скорость химической реакции - это изменение массы или концентрации вещества за единицу времени. Скорость химической реакции зависит от концентрации реагирующих веществ, температуры и наличия катализатора.

Влияние концентрации реагирующих веществ на скорость химической реакции выражается законом действующих масс:

- скорость химической реакции прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ, взятых с показателями степеней, равными коэффициентам для этих веществ в уравнении химической реакции.

В соответствии с этим определением для химической реакции в общем виде



выражение для скорости химической реакции V (или кинетическое уравнение) имеет вид

$$V = k \cdot [A]^a \cdot [B]^b, \quad (2.6)$$

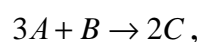
где k – константа скорости химической реакции, определяема экспериментально;

$[A]$, $[B]$ – концентрации реагирующих веществ A и B ;

a , b – коэффициенты в уравнении химической реакции.

Зная кинетическое уравнение химической реакции, легко определить изменение скорости реакции при изменении концентрации какого-либо вещества.

Например, как изменится скорость химической реакции



если концентрацию вещества A увеличить в 4 раза.

Решение: кинетическое уравнение для исходной реакции имеет вид:

$$V = k \cdot [A]^3 \cdot [B]^1,$$

а при увеличении концентрации вещества А в 4 раза.

$$V = k \cdot [4A]^3 \cdot [B]^1 = k \cdot 4^3 \cdot [A]^3 \cdot [B]^1 = 64 \cdot k \cdot [A]^3 \cdot [B]^1.$$

То есть скорость химической реакции увеличилась в 64 раза.

Влияние температуры на скорость химической реакции описывается эмпирическим уравнением Вант-Гоффа:

$$V_{T_1} / V_{T_2} = g^{(T_2 - T_1) / 10}, \quad (2.7)$$

где V_{T_1}, V_{T_2} - скорости химической реакции при температуре T_1 и T_2 , соответственно;

g - температурный коэффициент реакции, устанавливаемый экспериментально.

Кроме концентрации и температуры на скорость химических реакции оказывает влияние явление катализа.

Катализ – это явление изменения скорости химической реакции под действием катализатора - вещества, участвующего в химической реакции, но остающимся в неизменном виде к концу процесса.

Если катализатор увеличивает скорость химической реакции, то катализ является положительным, если уменьшает - то отрицательным. Если катализатор и химические вещества в системе имеют одинаковые агрегатное состояние, то катализ является гомогенным, если разное – то гетерогенным.

2.2.2 Химическое равновесие. Смещение химического равновесия

Большинство химических реакций протекает в обоих направлениях. В данном случае говорят об обратимых реакциях, которые записываются в виде



причем, реакция, читаемая слева направо, считается прямой реакцией, а читаемая справа налево – обратной реакцией. Для каждого из этих процессов справедливы кинетические уравнения, а именно:

$$V_{np} = k_{np} \cdot [A]^a \cdot [B]^b - \text{кинетическое уравнение прямой реакции}, \quad (2.9)$$

$$V_{обр} = k_{обр} \cdot [C]^c \cdot [D]^d - \text{кинетическое уравнение обратной реакции}, \quad (2.10)$$

где $k_{np}, k_{обр}$ – константы скорости прямой и обратной химической реакции,

$V_{np}, V_{обр}$ - скорости прямой и обратной реакции.

В момент химического равновесия скорости прямой и обратной реакции становятся равными, то есть:

$$V_{np} = V_{обр} \quad \text{или} \quad k_{np} \cdot [A]^a \cdot [B]^b = k_{обр} \cdot [C]^c \cdot [D]^d. \quad (2.11)$$

Последнее равенство можно записать в виде

$$K = k_{np} / k_{обр} = ([C]^c \cdot [D]^d) / ([A]^a \cdot [B]^b). \quad (2.12)$$

Величина K называется константой химического равновесия и является важной характеристикой любой обратимой реакции, а концентрации веществ $[A]$, $[B]$, $[C]$, $[D]$ называют равновесными. Константа химического равновесия K зависит только от температуры.

Важно отметить, что состояние химического равновесия сохраняется сколь угодно долго, если остаются постоянными параметры системы (температура, давление, концентрация веществ). Однако, если в системе изменится величина хотя бы одного из названных параметров, то в системе будет наблюдаться смещение химического равновесия. Рассмотрим этот процесс подробнее. Предположим, что в равновесной системе (2.8) повысили концентрацию вещества A . Если подставить это значение в уравнение (2.12), то видно, что изменится величина константы равновесия K (в нашем случае она уменьшится). Значит, чтобы величина K стала прежней, необходимо концентрацию A уменьшить. Она уменьшится, если будет протекать прямая реакция (2.8). Но при протекании химической реакции вместе с уменьшением концентрации вещества A будет уменьшаться концентрация вещества B , и при этом будут увеличиваться концентрации веществ C и D . Изменения концентраций всех веществ будет происходить до тех пор, пока соотношения новые значения равновесных концентраций всех веществ по уравнению (2.12) не станет равным величине K . Переход химической системы от одних равновесных концентраций к другим называется смещением химического равновесия.

Итак, смещение химического равновесия - это процесс, когда в системе изменяются равновесные концентрации всех веществ. Причем концентрация тех веществ, куда смещается равновесие - увеличивается, а концентрация тех веществ, откуда смещается - уменьшается.

Для определения направления смещения химического равновесия используется принцип Ле-Шателье:

-если на систему, находящуюся в состоянии химического равновесия, оказать какое-нибудь внешнее воздействие, то система изменится таким образом, чтобы ослабить (скомпенсировать) это внешнее воздействие.

Смещение равновесия химического процесса является важнейшим в химии, поэтому рассмотрим факторы, приводящие к смещению химических равновесий с позиции принципа Ле-Шателье. Для химической системы такими факторами являются температура (или тепловой эффект), давление и концентрация вещества.

Влияние температуры

Прежде всего необходимо отметить, что:

- температура химической системы зависит от теплового эффекта химической реакции. Если реакция экзотермическая (протекает с выделением тепла, $\Delta H < 0$), то температура в системе повышается, если реакция эндотермическая (протекает с поглощением тепла, $\Delta H > 0$) – понижается;

- в случае обратимой химической реакции тепловые эффекты прямой и обратной химической реакции равны по величине и противоположны по знаку. Если прямая химическая реакция является экзотермической, то обратная – эндотермической и наоборот. Поэтому для обратимых реакций указывается тепловой эффект только прямой реакции.

Рассмотрим пример, когда прямая химическая реакция является экзотермической (соответственно, обратная реакция является эндотермической), то есть:



Если в системе повысить температуру, то согласно принципу Ле-Шателье, система должна измениться таким образом, чтобы ослабить (скомпенсировать) данное внешнее воздействие. Очевидно, что для этого в системе должна протекать эндотермическая реакция, при которой будет происходить поглощение теплоты (и, соответственно, понижение температуры). Так как эндотермической реакцией в нашем случае является обратная реакция, то равновесие в нашей системе будет смещаться влево или в сторону образования исходных веществ.

Рассматривая другие варианты и рассуждая подобным образом, можно сделать вывод:

- повышение температуры смещает химическое равновесие в сторону протекания эндотермической реакции, а понижение температуры – в сторону протекания экзотермической реакции.

Влияние давления

Для учета влияния давления на смещение химического равновесия необходимо вспомнить, что повышение давления в газах приводит к уменьшению объема системы и наоборот (объем жидких и твердых тел в результате изменения давления меняется незначительно). Изменение объема газов в ходе химической реакции определяется путем сравнения коэффициентов для газообразных веществ до и после реакции (см. раздел «Основные законы и определения химии»). Значит, в соответствии с принципом Ле-Шателье:

- повышение давления смещает химическое равновесие в сторону протекания реакции, сопровождающейся уменьшением объема, а понижение давления смещает химическое равновесие в сторону протекания реакции, сопровождающееся увеличением объема.

Например, в какую сторону сместится химическое равновесие системы $CO_2 + C \leftrightarrow 2CO$, при уменьшении давления?

Решение: сравним коэффициенты химического уравнения для исходных веществ и продуктов реакции, причем учитываем только газообразные вещества. Имеем в левой части уравнения реакции 1 моль газа (CO_2), а в пра-

вой части – 2 моля газа CO. Значит, данная химическая реакция протекает с увеличением объема ($1 < 2$). А так как при уменьшении давления равновесие химической реакции смещается в сторону протекания реакции, сопровождающейся увеличением объема, то в данном случае равновесие смещается вправо (протекает прямая реакция), то есть в сторону образования продуктов реакции.

Влияние концентрации веществ

При рассмотрении данного вопроса необходимо исходить из того, что концентрации веществ в системе меняются в зависимости от направления протекания химической реакции. Так для системы:



при протекании прямой реакции концентрации веществ А и В будут уменьшаться, но одновременно концентрации веществ С и D будут увеличиваться; в случае протекания обратной реакции картина будет выглядеть прямо противоположно. Поэтому, если в системе, находящейся в состоянии химического равновесия, изменить каким-либо образом концентрация любого вещества, то система будет реагировать таким образом, чтобы нейтрализовать (скомпенсировать) это изменение.

Например, в данную систему дополнительно внесли некоторое количество вещества D и повысили, таким образом, его концентрацию. Согласно принципу Ле-Шателье система должна нейтрализовать данное воздействие, то есть уменьшить концентрацию вещества D. А это возможно, если будет протекать обратная реакция. Но в этом случае равновесие химической реакции сместится влево, то есть в сторону образования исходных веществ. Если мы, например, уменьшим каким-либо образом в системе концентрацию вещества А, то в системе, для нейтрализации данного воздействия, должна будет протекать обратная реакция, так как при этом образуется дополнительное количество вещества А.

Таким образом: при уменьшении в системе концентрации какого-либо вещества в системе, равновесие химической реакции смещается в сторону протекания реакции, сопровождающейся образованием данного вещества и наоборот, при увеличении концентрации какого-либо вещества в системе равновесие химической реакции смещается в сторону протекания реакции, сопровождающейся расходом данного вещества.

2.2.3 Контрольные вопросы

- 1 Дайте определение скорости химической реакции.
- 2 Перечислите факторы, влияющие на скорость химической реакции.
- 3 Как влияет концентрация реагирующих веществ на скорость химической реакции? Сформулируйте закон действующих масс.
- 4 Опишите влияние температуры на скорость химической реакции.

- 5 Что такое состояние химического равновесия?
- 6 Как вычисляется величина константы химического равновесия?
- 7 Что такое смещение химического равновесия?
- 8 Сформулируйте принцип Ле-Шателье о смещении химического равновесия.
- 9 Какие факторы влияют на смещение химического равновесия?
- 10 Как влияет температура системы на направление смещения химического равновесия?
- 11 Как влияет изменение давления в системе на смещение химического равновесия?
- 12 Как влияет изменение концентрации вещества на смещение химического равновесия?

3 Растворы

3.1 Общая характеристика растворов. Растворимость

Раствор – это система переменного состава, состоящая из двух или более компонентов – растворителя и растворенного вещества (или нескольких растворенных веществ).

Растворенное вещество, в зависимости от своей природы, а также природы растворителя, может неограниченно или, чаще всего, ограниченно растворяться в растворителе.

Максимальное количество растворенного вещества, способного при данной температуре раствориться в 100 граммах растворителя, называется коэффициентом растворимости (или растворимостью) вещества.

Процесс растворимости представляет собой не просто процесс механического перемешивания, это сложное физико-химическое взаимодействие. В целом, процесс растворения можно представить в виде:



Можно выделить следующие основные моменты процесса растворения и выводы из них.

1 Объем получаемого раствора практически всегда меньше суммы объемов растворителя и растворенного вещества, поэтому:

- плотность раствора всегда больше плотности чистого растворителя;
- в соответствии с принципом Ле-Шателье, повышение давления увеличивает растворимость вещества, особенно газов.

2 При растворении веществ в растворителях часто наблюдается тепловой эффект (нагревание или охлаждение получаемого раствора), поэтому, в соответствии с принципом Ле-Шателье изменение температуры системы должно изменять растворимость вещества. Действительно, если растворение вещества вызывает положительный тепловой эффект (выделение тепла), то дополнительное повышение температуры в данной системе уменьшает рас-

творимость вещества. К таким веществам относятся все газы, кислоты и основания, растворимость которых увеличивается при понижении температуры. Если вещество растворяется с отрицательным тепловым эффектом (поглощение тепла и охлаждение раствора), то дополнительное повышение температуры в системе увеличивает его растворимость. К таким веществам относится большинство солей, растворимость которых при нагревании растворов увеличивается.

3.2 Способы выражения концентрации растворов

На практике чаще используются не насыщенные растворы, а растворы с определенным соотношением растворенного вещества и растворителя, то есть растворы с определенной концентрацией растворенного вещества. В качестве растворителя используется обычно вода, поэтому если в тексте не будет специальных оговорок, то мы будем подразумевать, что речь в данном случае идет о водном растворе.

Наиболее часто применимы следующие способы выражения концентрации растворенного вещества в растворе.

1 Процентная концентрация (массовая доля) растворенного вещества. Показывает массу растворенного вещества (в граммах) на каждые 100 граммов раствора. При этом масса всего раствора всегда принимается за 100 %. Тогда массовая доля ω и процентное содержание растворенного вещества $\omega(\%)$ находятся из пропорции или по формуле

$$w(m_{x1}) = \frac{m_{x1}}{m_{x1} + m_{x2}}; \quad w(m_{x1})\% = \frac{m_{x1}}{m_{x1} + m_{x2}} \cdot 100, \quad (3.2)$$

где m_{x1} - масса растворенного вещества, г;

m_{x2} - масса растворителя, г;

$m_{x1} + m_{x2}$ - масса раствора, г.

Если известна плотность раствора ($r = \text{кг/м}^3$, $r = \text{г/см}^3$, $r = \text{г/мл}$), то массу раствора находят по уравнению

$$m_{\text{раствора}} = V \cdot r, \quad (3.3)$$

тогда

$$w(m_{x1})\% = \frac{m_{x1}}{V \cdot r} \cdot 100. \quad (3.4)$$

Плотность воды при стандартных условиях принимают равной $r_{\text{H}_2\text{O}} = 1 \text{ г/см}^3$, 1 г/мл , 1 кг/м^3 .

Пример 1 - Определите массу K_3PO_4 и воды, необходимых для приготовления 250 г раствора с $w(K_3PO_4)=8\%$.

Решение . Из формулы находим:

$$m(K_3PO_4) = \frac{(m_{x1} + m_{x2}) \cdot w(K_3PO_4)}{100} = \frac{250 \text{ г} \cdot 8}{100} = 20 \text{ г}$$

$$m(H_2O) = 250 \text{ г} - 20 \text{ г} = 230 \text{ г}.$$

Пример 2 - В 200 мл воды растворили 40 г соли. Определите массовую долю соли в полученном растворе.

Решение.

$$m(H_2O) = V \cdot \rho = 200 \text{ мл} \cdot 1 \text{ г/мл} = 200 \text{ г}.$$

$$m_{\text{раствора}} = m_{\text{соли}} + m_{H_2O} = 40 \text{ г} + 200 \text{ г} = 240 \text{ г}.$$

$$w(\text{соли}) = \frac{m_{\text{соли}}}{m_{\text{соли}} + m_{H_2O}} \cdot 100 = \frac{40}{240} \cdot 100 = 16,7\% .$$

2 Молярная концентрация.

Обозначается C или $C(X)$ моль/дм³, показывает содержание количества (X) в 1 дм³ раствора. Молярная концентрация выражается числом молей растворенного вещества, содержащегося в 1 л раствора (или числом молей в 1 дм³). Растворы с молярной концентрацией растворенного вещества называют молярными. Формы записи: $c(H_2SO_4)=2$ моль/дм³ или 2М раствор серной кислоты, $c(H_2SO_4)=0,1$ моль/ дм³ или 0,1 М H_2SO_4 . Здесь буквой М обозначают «молярный». Молярную концентрацию можно выразить формулами

$$C(X) = \frac{n(X)}{V_{\text{раствора}}}, \text{ моль/дм}^3; \quad C(X) = \frac{m(X)}{M(X) \cdot V_{\text{раствора}}}, \text{ моль/дм}^3; \quad (3.5)$$

$$C(X) = \frac{m(X)}{M(X) \cdot V_{\text{раствора}} (\text{мл})} \cdot 1000 \text{ моль/дм}^3, \quad (3.6)$$

где $C(X)$ – молярная концентрация раствора, моль/дм³;

$n(X)$ - количество вещества (X), моль;

$m(X)$ – масса вещества (X), г;

$V_{\text{раствора}}$ - объем раствора, дм³;

$M(X)$ – молярная масса вещества (x), г/моль.

Пример 1 – Рассчитайте массу H_2SO_4 , необходимую для приготовления 200 мл раствора с $c(H_2SO_4)=2$ моль/ дм³.

Решение.

$$m(H_2SO_4) = \frac{c(H_2SO_4) \cdot M(H_2SO_4) \cdot V_{\text{раствора}}(H_2SO_4)}{1000} \text{ моль/дм}^3 = \frac{0,2 \text{ моль/дм}^3 \cdot 98 \text{ г/моль} \cdot 200 \text{ мл}}{1000} = 3,92 \text{ г.}$$

3 Молярная концентрация эквивалента (нормальная концентрация)

Молярная концентрация эквивалента $C(\frac{1}{z}X)$ вещества выражается числом молярных масс эквивалента растворенного вещества, содержащихся в 1 л раствора. Иными словами, $C(\frac{1}{z}X)$ – это отношение количества вещества эквивалента к объему раствора:

$$C(\frac{1}{z}X) = \frac{n(\frac{1}{z}X)}{V_{\text{раствора}}} \text{ моль/дм}^3; \quad C(\frac{1}{z}X) = \frac{m(X)}{M(\frac{1}{z}X) \cdot V_{\text{раствора}}} \text{ моль/дм}^3 \quad (3.7)$$

$$C(\frac{1}{z}X) = \frac{m(X)}{M(\frac{1}{z}X) \cdot V_{\text{раствора}}(\text{мл})} \cdot 1000 \text{ моль/дм}^3. \quad (3.8)$$

Растворы с молярной концентрацией эквивалента называются нормальными. При этом используются следующие формы записи: 1 н раствор серной кислоты $c(\frac{1}{z}H_2SO_4) = 1 \text{ моль/дм}^3$; 0,1 н раствор серной кислоты - $c(\frac{1}{z}H_2SO_4) = 0,1 \text{ моль/дм}^3$. Если $z=1$, то используют выражение молярной концентрации $C(X) \text{ моль/дм}^3$.

Пример 1 – В 250 мл раствора содержится 4,9 г серной кислоты. Рассчитайте молярную концентрацию эквивалента серной кислоты в растворе.

$$C(\frac{1}{z}H_2SO_4) = \frac{m(H_2SO_4)}{M(\frac{1}{z}H_2SO_4) \cdot V_{\text{раствора}}} = \frac{4,9 \text{ г}}{98 \text{ г/моль} \cdot 0,25 \text{ моль}} = 0,4 \text{ моль/дм}^3$$

или раствор 0,4 н.

5 Молярная доля (N) отражает отношение моль компонентов раствора. В случае двухкомпонентного раствора (растворенное вещество и растворитель) молярные доли определяются по формулам

$$N_1 = \frac{n_1}{n_1 + n_2}, \quad (3.9)$$

$$N_2 = \frac{n_2}{n_1 + n_2}, \quad (3.10)$$

где n_1 – число молей растворенного вещества;
 n_2 – число молей растворителя.
 Нетрудно видеть, что

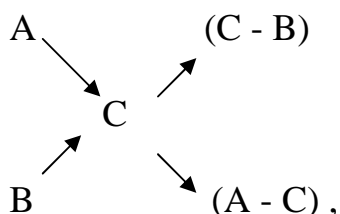
$$N_1 + N_2 = 1 \quad (3.12)$$

6 Моляльная концентрация (или моляльность). Величина моляльной концентрации показывает число молей $n(x)$ растворенного вещества в 1 кг (1000 г) растворителя. Моляльная концентрация определяется по формуле

$$C_m(X) = \frac{n(X)}{m_{\text{растворителя}}} \text{ моль/кг} \quad (3.13)$$

где $C_m(X)$ – моляльная концентрация раствора, моль/кг;
 $n(X)$ – количество вещества (X), моль;
 $m_{\text{растворителя}}$ – масса растворителя, кг.

Часто на практике возникает другая задача – необходимо приготовить раствор с заданной процентной концентрацией растворенного вещества, используя для этого имеющиеся в распоряжении другие растворы с известными концентрациями. Или имеется раствор и известной процентной концентрацией растворенного вещества и чистым растворителем (водой). В этом случае удобно пользоваться так называемым «правилом креста» или «правилом смешения». Записывается это правило в виде следующего выражения



где A и B – процентные концентрации растворенного вещества в исходных растворах;

C – процентная концентрация растворенного вещества в приготовляемом растворе;

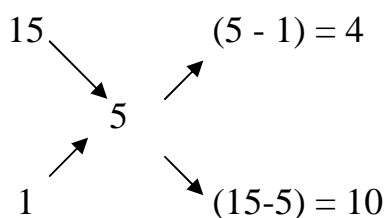
(A - C) – число массовых (весовых) частей раствора с концентрацией растворенного вещества, равной B %;

(C - B) – число массовых (весовых) частей раствора с концентрацией растворенного вещества, равной A %.

Например, сколько граммов 1%-ного раствора соли необходимо добавить к 200 граммам 15 %-ного раствора, чтобы получился 5 %-ный раствор соли?

Решение

Воспользуемся «правилом креста»



То есть необходимо взять 4 части 15 %-ного раствора и 10 частей 1 %-ного раствора, чтобы получить при смешивании 5 %-ный раствор.

Составим пропорцию

4 части - 200 г

10 частей - X г

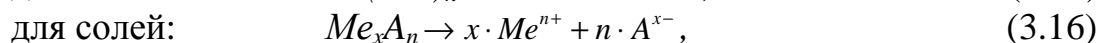
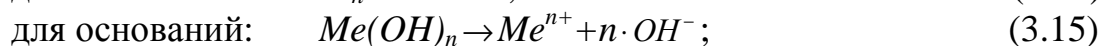
Откуда $X = 10 \cdot 200 / 4 = 500$ г

То есть необходимо добавить 500 граммов 1 %-ного раствора соли к 200 граммам 15 %-ного раствора, чтобы получился 5 %-ный раствор.

3.3 Свойства растворов электролитов

3.3.1 Электролитическая диссоциация. Сильные и слабые электролиты

Растворение нельзя рассматривать как простой процесс механического смешивания растворенного вещества и растворителя. Молекулы некоторых веществ, называемых электролитами, при растворении в воде распадаются на заряженные частицы – ионы. К электролитам относятся кислоты, основания и соли. Процесс распада молекул на ионы называется электролитической диссоциацией и соответствует следующим уравнениям:



где: H^+ - ионы водорода, OH^- - гидроксид-ионы;

Me^{n+} - ионы металла;

A^{x-} - ионы кислотных остатков.

Например, уравнение электролитической диссоциации серной кислоты имеет вид:



Электролитическая диссоциация – процесс обратимый, так как образующиеся противоположно заряженные ионы притягиваются друг к другу и, сливаясь, вновь могут образовать молекулу. В зависимости от соотношения концентраций нераспавшихся молекул к концентрации ионов все электролиты делятся на сильные, средние и слабые. Количественно сила электролита определяется степенью электролитической диссоциации α , величина которой определяется по уравнению

$$a = \frac{N_D}{N_0}, \quad (3.18)$$

где N_D – количество молекул распавшихся на ионы;

N_0 – общее количество исходных молекул.

Вещества, молекулы которых при растворении не распадаются на ионы ($N_D = 0$ и $\alpha=0$), называются неэлектролитами.

К сильным электролитам относятся такие электролиты, молекулы которых в воде полностью распадаются на ионы, а нераспавшихся молекул практически нет. Практически к сильным электролитам относят вещества, для которых $\alpha > 0,9$ (90 %).

К сильным электролитам относятся (необходимо запомнить):

- кислоты: H_2SO_4 , HNO_3 , HCl , HBr ;

- растворимые основания (щелочи): $NaOH$, KOH , $Ca(OH)_2$; $Ba(OH)_2$;

- соли: практически все растворимые соли.

Наиболее активными электролитами являются кислоты, растворы которых содержат ионы водорода H^+ , и растворы оснований, содержащие ионы гидроксида OH^- . Причем свойства этих растворов тем выше, чем выше концентрация в растворах соответствующих ионов. В связи с этим, все растворы электролитов, в зависимости от преобладания в них ионов, можно разделить на три типа:

- кислые растворы (кислая среда), в которых концентрация ионов H^+ выше, чем концентрация ионов OH^- ;

- щелочные растворы (щелочная среда), в которых концентрация ионов OH^- выше, чем концентрация ионов H^+ ;

- нейтральные растворы (нейтральная среда), в которых концентрации этих ионов равны.

Так как в результате электролитической диссоциации из одной молекулы электролита образуется несколько ионов, то реальная концентрация частиц в растворе электролита превышает теоретическое значение. Отношение действительного количества частиц в растворе к их расчетному значению называется изотоническим коэффициентом i . Величина i зависит от степени электролитической диссоциации данного электролита и определяется по формуле

$$i = 1 + \alpha \cdot (k-1), \quad (3.19)$$

где k - количество ионов, образующихся при электролитической диссоциации из одной молекулы данного электролита.

Из приведенной формулы (3.19) следует:

- если $\alpha = 1$, то $i = k$, то данное вещество - сильный электролит;

- если $\alpha = 0$, то $i = 1$, то данное вещество - неэлектролит.

Пример - Определите величину изотонического коэффициента раствора H_2S , если степень электролитической диссоциации $\alpha=0,2$.

Решение

Изотонический коэффициент определяется по формуле

$$i = 1 + \alpha(k-1),$$

где k – число ионов, образующихся при распаде одной молекулы электролита.

В нашем случае



То есть $k = 3$

Тогда

$$i = 1 + \alpha(k-1) = 1 + 0,2(3-1) = 1,4$$

3.3.2 Свойства слабых электролитов

Слабые электролиты диссоциируют на ионы частично. К слабым электролитам относятся:

- гидроксиды всех не щелочных металлов (NH_4OH , $Zn(OH)_2$, $Cu(OH)_2$, $Cr(OH)_3$);

- кислоты (H_2CO_3 , H_2S , HCN , H_2SO_3 , CH_3COOH);

- вода H_2O .

Степень диссоциации слабых электролитов меньше единицы. Их диссоциация протекает обратимо, например:



Применяя закон действующих масс к обратимому процессу диссоциации слабого электролита уксусной кислоты, получим выражение для константы диссоциации K

$$K = \frac{[H^+] \cdot [CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} \quad (3.21)$$

Константа диссоциации не зависит от концентрации электролита, поэтому является более общей характеристикой электролита, чем степень диссоциации (α). Константа зависит от природы растворителя (разные диэлектрические постоянные) и от температуры.

Степень (α) и константа диссоциации (K) слабого электролита связаны зависимостью (закон разбавления Оствальда), откуда следует: степень диссоциации слабого электролита пропорционально корню квадратному из раз-

бавления. Если, например, разбавление увеличить в 4 раза, то степень диссоциации возрастет в 2 раза.

В случае слабых электролитов ($a < 1$):

$$K = a^2 \cdot C \quad (3.22)$$

или

$$a = \sqrt{\frac{K}{C}} \quad (3.23)$$

Пример 1 – Рассчитайте константу диссоциации 0,1 М сероводородной кислоты, если степень диссоциации ее по первой ступени $a = 1,05 \cdot 10^{-3}$

Решение. Константа диссоциации и степень диссоциации слабого электролита связаны между собой соотношением: $K = a^2 \cdot C$, следовательно, $K = (1,05 \cdot 10^{-3})^2 \cdot 0,1 = 1,1 \cdot 10^{-1}$

Пример 2 – Константа диссоциации циановодородной кислоты равна $7,9 \cdot 10^{-10}$. Найдите степень диссоциации циановодородной кислоты в 0,001 М растворе.

Решение. Поскольку константа диссоциации циановодородной кислоты очень мала, то для расчета воспользуемся формулой

$$a = \sqrt{\frac{K}{C}} = \sqrt{\frac{7,9 \cdot 10^{-10}}{10^{-3}}} = 8,9 \cdot 10^{-4}.$$

Можно рассчитать концентрацию ионов водорода в растворах слабых кислот. Учитывая, что концентрации одинаковы и составляют

$$[A^+] = [X^-] = a \cdot C$$

Подставим в это выражение значение a , получим

$$[A^+] = [X^-] = C \cdot \sqrt{\frac{K}{C}} = \sqrt{K \cdot C}.$$

Пример 3 – Вычислите концентрацию ионов водорода в 0,1 М растворе хлорноватистой кислоты: $HOCl$ ($K_d = 5 \cdot 10^{-8}$)

Решение. Найдем степень диссоциации $HOCl$.

$$a = \sqrt{\frac{K}{C}} = \sqrt{\frac{5 \cdot 10^{-8}}{0,1}} = 7 \cdot 10^{-4}, \text{ отсюда } [H^+] = a \cdot C = 7 \cdot 10^{-4} \cdot 0,1 = 7 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л.}$$

Задачу можно решить по уравнению

$$[H^+] = \sqrt{K \cdot C} = \sqrt{5 \cdot 10^{-8} \cdot 0,1} = 7 \cdot 10^{-5}.$$

Введение в раствор слабого электролита одноименных ионов уменьшает диссоциацию электролита, а значит и степень диссоциации.

Наоборот, введение разноименных ионов усиливает диссоциацию электролита и увеличивает степень диссоциации (введенные ионы усиливают разрыв недиссоциированных молекул на ионы). К смещению ионного равновесия применимо правило Ле-Шателье.

3.3.3 Свойства сильных электролитов

Электролитическая диссоциация сильных электролитов протекает необратимо:



В растворах сильных электролитов концентрация ионов велика и силы межоионного взаимодействия заметно проявляется даже при малой концентрации электролита.

В результате ионы не свободны в своем движении и все свойства электролита, зависящие от числа ионов, проявляются слабее, чем следовало бы ожидать при полной диссоциации на не взаимодействующие между собой ионы.

Для описания состояния ионов в растворе сильного электролита наряду с концентрацией ионов используется их активность. Активностью иона или молекулы называется их концентрация, соответственно которой они действуют в химических реакциях. Активность обозначается буквой a . Активность иона (моль/л) связана с его молярной концентрацией в растворе C соотношением

$$a = f \cdot C, \tag{3.25}$$

где f - коэффициент активности иона, зависящий от состава и концентрации раствора, от заряда и природы иона и других условий. Приближенно можно считать, что в разбавленных растворах коэффициент активности иона в растворе зависит только от заряда иона и ионной силы раствора (I), которая равна полусумме произведений концентраций C каждого иона на квадрат его заряда (Z):

$$I = 0.5(C_1Z_1^2 + C_2Z_2^2 + \dots + C_nZ_n^2) = 0.5 \sum_{i=1}^n C_i Z_i^2. \tag{3.26}$$

Пример 1 – Вычислите ионную силу и активность ионов в растворе, содержащем 0,01 моль/л $MgSO_4$ и 0,01 моль/л $MgCl_2$.

Решение. Ионная сила раствора равна:

$$I = 0.5(C_{Mg^{2+}} \cdot 2^2 + C_{SO_4^{2-}} \cdot 2^2 + C_{Cl} \cdot 1^2) = 0.5(0.02 \cdot 4 + 0.01 \cdot 4 + 0.02) = 0.7.$$

Концентрация ионов H^+ в растворах сильных кислот и концентрация ионов OH^- в растворах щелочей численно равны молярности растворов. Например, C_{H^+} в 0,001 М растворе соляной кислоты равна 0,001 моль/дм³, а C_{OH^-} в 0,01 М растворе KOH равна 0,01 моль/дм³.

Чтобы вычислить значение рН или рОН (водородного или гидроксильного показателя) нужно знать активность ионов H^+ и OH^- :

$$a_{H^+} = g_{H^+} \cdot C_{H^+} \quad \text{или} \quad a_{OH^-} = g_{OH^-} \cdot C_{OH^-}.$$

Концентрация ионов H^+ и OH^- в растворах слабых электролитов численно равна концентрации продиссоциировавших молекул электролита, а не исходной концентрации раствора.

Степень диссоциации рассчитывают на основании уравнения Оствальда

$$K = \frac{a^2 \cdot C}{1 - a}, \quad \text{если } a < 1, \quad \text{то } a = \sqrt{K/C}$$

Концентрацию продиссоциировавших на ионы молекул электролита определяют как $C = a \cdot C_0$, где C_0 – исходная концентрация молекул, моль/дм³.

Считая, $C = C_n$ или $C = C_{OH^-}$ вычисляют рН или рОН.

Пример 2 – Вычислите рН 0,01 М раствора аммиака.

Решение. Определим степень диссоциации NH_4OH в 0,01 М растворе.

$$a = \sqrt{\frac{K}{C_0}} = \sqrt{\frac{1,79 \cdot 10^{-5}}{10^{-2}}} = 4,2 \cdot 10^{-2}$$

Находим концентрацию молекул NH_4OH , распавшихся на ионы и равную ей концентрацию ионов OH^- :

$$C = a \cdot C_0 = 4,2 \cdot 10^{-2} \cdot 10^{-2} = 4,2 \cdot 10^{-4} \text{ моль/л.}$$

Следовательно, $C_{OH^-} = 4,2 \cdot 10^{-4}$ моль/л. Определяем рОН и рН в 0,01 М растворе гидроксида аммония:

$$pOH = -\lg C_{OH^-} = -\lg 4,2 \cdot 10^{-4} = 3,33$$

$$pH = 14 - 3,33 = 10,67$$

3.3.4 Ионное произведение воды. Водородный показатель рН

Вода является очень слабым электролитом, поэтому равновесие реакции



сильно смещено влево (примерно 1 молекула воды из миллиона распадается на ионы).

Установлено, что любой водный раствор (и даже чистейшая дистиллированная вода) содержит ионы H^+ и OH^- , причем произведение концентраций этих ионов есть величина постоянная и равная 10^{-14} . Поэтому, зная содержание в растворе ионов H^+ , можно определить концентрацию ионов OH^- , и наоборот.

Таким образом, концентрация ионов H^+ в любом растворе является одной из характеристик этого раствора. В зависимости от соотношения концентраций ионов H^+ и OH^- все растворы делятся на три типа:

- нейтральные растворы (или нейтральная среда), в которых концентрация ионов водорода равна концентрации гидроксильных ионов $[H^+] = [OH^-]$;

- кислые растворы (или кислая среда), в которых концентрация ионов водорода больше концентрации гидроксильных ионов $[H^+] > [OH^-]$;

- щелочные растворы (или щелочная среда), в которых концентрация ионов водорода меньше концентрации гидроксильных ионов $[H^+] < [OH^-]$.

Как уже отмечалось, произведение концентраций ионов $[H^+]$ и $[OH^-]$ в любом водном растворе есть величина постоянная, равная 10^{-14} . То есть

$$[H^+][OH^-] = 10^{-14} = K_{H_2O} \quad (3.28)$$

Величина K_{H_2O} называется ионным произведением воды.

Используя выражение (3.28) определим концентрации ионов $[H^+]$ и $[OH^-]$ в различных средах. Тогда:

- в нейтральной среде $[H^+] = [OH^-] = \sqrt{10^{-14}} = 10^{-7}$ моль/дм³;

- в кислой среде $[H^+] > 10^{-7}$ моль/дм³;

- в щелочной среде $[H^+] < 10^{-7}$ моль/дм³

Чтобы не проводить вычисления с малыми числами, был введен так называемый показатель водорода – величина рН раствора (читается: пэ аш). Эта величина равна отрицательному значению десятичного логарифма от концентрации ионов водорода:

$$pH = -\lg[H^+] \quad (3.29)$$

Величина рН является обязательной и важнейшей характеристикой питьевой воды и многих технологических растворов.

Для нейтральной среды рН=7, для кислых растворов рН<7, для щелочных растворов рН>7.

3.3.5 Произведение растворимости

Абсолютно нерастворимых веществ нет, поэтому при растворении малорастворимого сильного электролита, растворение его прекращается, когда

устанавливается равновесие между осадком (твердой фазой) электролита и ионами, например,



Такой раствор называется насыщенным.

К уравнению можно применить закон действующих масс и вывести константу равновесия

$$K = \frac{[Ba^{2+}][SO_4^{2-}]}{[BaSO_4]} \quad (3.31)$$

Поскольку в растворах сильных электролитов состояние ионов определяется их активностями, то константа равновесия процесса выразится:

$$K = \frac{a(Ba^{2+}) \cdot a(SO_4^{2-})}{a(BaSO_4)} \quad (3.32)$$

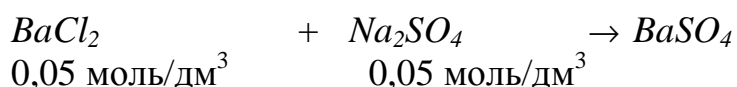
Активность твердой фазы сульфата бария есть величина постоянная при данной температуре, поэтому $K(BaSO_4)$ или $K_a(BaSO_4)$ тоже является при данной температуре константой. Отсюда следует, что произведение $[Ba^{2+}] \cdot [SO_4^{2-}]$ или $a(Ba^{2+}) \cdot a(SO_4^{2-})$ - также представляет постоянную величину, называемую произведением растворимости

$$[Ba^{2+}] \cdot [SO_4^{2-}] = PP(BaSO_4) \quad (3.33)$$

Таким образом, произведение концентраций (активностей) ионов малорастворимого электролита, содержащихся в его насыщенном растворе, есть величина постоянная (при данной температуре) называемая произведением растворимости. Она определяется природой самого электролита и характеризует растворимость данного малорастворимого сильного электролита.

Изменение концентрации одного из ионов повлечет за собой изменение концентрации другого иона, однако величина ПР остается постоянной. Это постоянство ПР дает возможность прогнозировать образование и растворение осадков.

Например, возьмем растворы:



$$[Ba^{2+}] = 0,05 \text{ моль/дм}^3; \quad [SO_4^{2-}] = 0,05 \text{ моль/дм}^3; \quad [Ba^{2+}] \cdot [SO_4^{2-}] = 0,05 \text{ моль/дм}^3;$$

$$0,05 = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ моль/дм}^3.$$

Сравнивая эту практическую величину ПР с теоретической $PP(BaSO_4) = 1,1 \cdot 10^{-10}$ видим, что ионов в растворе больше, чем требуется для образования осадка, следовательно осадок образуется и раствор находится в состоянии пересыщенности. Над осадком содержится ионов больше, чем требуется для насыщенного раствора.

Растворение осадка малорастворимого электролита происходит при условии, когда произведение концентраций его ионов меньше величины ПР – раствор ненасыщенный.

Если произведение концентраций ионов равно величине его ПР – раствор насыщенный.

Зная растворимость малорастворимого электролита, можно вычислить его произведение растворимости. Зная величину произведения растворимости малорастворимого электролита, можно вычислить его растворимость.

Пример 1 – растворимость карбоната кальция равна 0,013 г/л. Рассчитайте ПР. Находим молярную растворимость:

$$c(CaCO_3) = \frac{m(CaCO_3)}{M(CaCO_3)} = \frac{0.013 \text{ г}}{100 \text{ г/моль}} = 1,3 \cdot 10^{-4} \text{ моль/дм}^3.$$

Следовательно, $PP(CaCO_3) = [Ca^{2+}] \cdot [CO_3^{2-}] = 1,3 \cdot 10^{-4} \cdot 1,3 \cdot 10^{-4} = 1,7 \cdot 10^{-8}$

Зная ПР найдем растворимость (S):

$$S_{CaCO_3} = \sqrt{PP} = \sqrt{1,7 \cdot 10^{-8}} = 1,3 \cdot 10^{-4} \text{ моль/дм}^3.$$

Для 3-х ионного малорастворимого сильного электролита, например CaF_2 соотношение между молярной растворимостью (S) и ПР имеет более сложный вид.

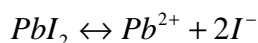
Так, при диссоциации 1 моль CaF_2 образуется 1 моль ионов Ca^{2+} и 2 моль ионов F^- :



Тогда концентрация этих ионов составит: $[Ca^{2+}] = S$ моль ионов, а $[F^-] = 2S$ моль ионов.

Подставляя эти выражения в уравнение: $PP(CaF_2) = [Ca^{2+}][F^-]^2$, получим ПР: $PP(CaF_2) = S \cdot (2S)^2 = 4S^3$.

Пример 2 – Вычислите ПР PbI_2 , если в 1 л его насыщенного раствора содержится $1,2 \cdot 10^{-6}$ г соли.



$$PP(PbI_2) = S \cdot (2S)^2 = 4S^3$$

$$S = \frac{m(PbI_2)}{M(PbI_2)} = \frac{1,2 \cdot 10^{-6} \text{ г}}{461 \text{ г/моль}} = 3,0 \cdot 10^{-9} \text{ моль/дм}^3.$$

Тогда, $PP(PbI_2) = S \cdot (2S)^2 = 4S^3 = 4 \cdot (3,0 \cdot 10^{-9})^3 = 1,08 \cdot 10^{-25}$.

Зная произведение растворимости можно рассчитать растворимость PbI_2 :

$$S = \sqrt{\frac{1,08 \cdot 10^{-25}}{4}} = 3,0 \cdot 10^{-9} \text{ моль/дм}^3.$$

Растворимость малорастворимого электролита уменьшается при введении электролитов с одноименным ионом.

Например, если в растворе хлорида серебра увеличить концентрацию хлорид ионов Cl^- в 10 раз, то в 10 раз уменьшится концентрация ионов серебра Ag^+ , а значит в 10 раз уменьшится и растворимость $AgCl$. Произведение растворимости сульфидов железа, цинка, марганца больше, чем сульфидов йода, свинца, ртути, поэтому для осаждения первых трех ионов нужна более высокая концентрация $[S^{2-}]$. Это достигается применением, например, вместо H_2S реагента $(NH_4)_2S$.

Для растворения малорастворимого электролита необходимо, чтобы произведение концентраций ионов было меньше произведения растворимости.

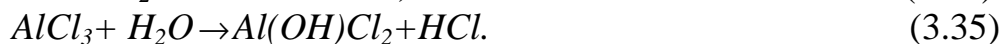
Растворение малорастворимого осадка происходит в тех случаях, когда связывается один из ионов, посылаемых осадком в раствор. В результате образуется:

- 1) малодиссоциированное соединение;
- 2) комплексный ион;
- 3) менее растворимое соединение.

3.3.6 Гидролиз солей

Растворы многих солей имеют не нейтральную, а либо кислую, либо щелочную среду. Связано это с процессом гидролиза солей.

Гидролизом солей является процесс химического взаимодействия солей с водой. Таким образом, гидролизом называют взаимодействие вещества с водой, при котором составные части вещества соединяются с составными частями воды. Например, следующие реакции являются реакциями гидролиза

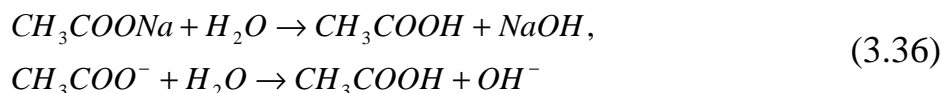


Гидролизу подвергаются соли, образованные:

- 1) слабой кислотой и слабым основанием;
- 2) слабой кислотой и сильным основанием;
- 3) сильной кислотой и слабым основанием.

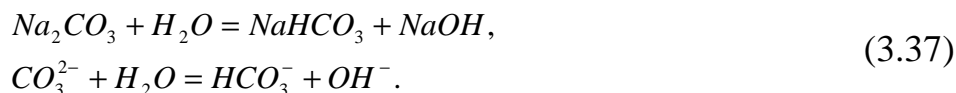
Соли же, образованные сильной кислотой и сильным основанием, не гидролизуются, а процесс нейтрализации в этом случае сводится к следующему процессу: $H^+ + OH^- \rightarrow H_2O$. Следует учитывать, что обратная реакция диссоциации воды на ионы протекает в мизерной степени.

1 Гидролиз соли, образованной слабой кислотой и сильным основанием (на примере ацетата и карбоната натрия):

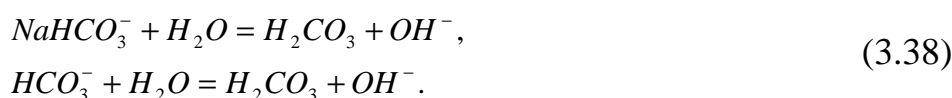


В данном случае гидролизуется анион соли, а реакция сопровождается образованием ионов OH^- . Реакция среды – щелочная.

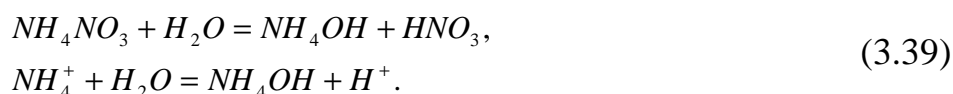
В первой ступени образуется кислая соль:



Вторая ступень:

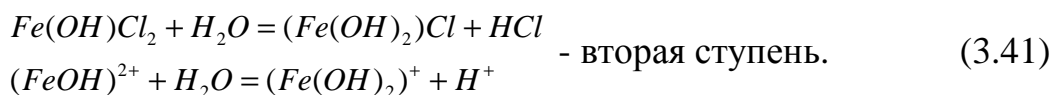


2 Гидролиз соли, образованной слабым основанием и сильной кислотой:

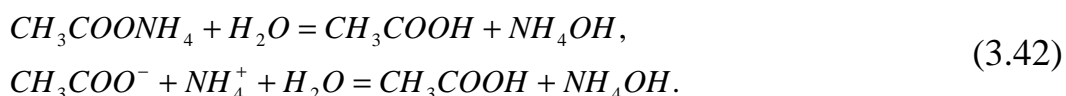


Здесь гидролизуется катион соли и реакция сопровождается образованием ионов H^+ . Реакция среды – кислая.

Соль образованная многокислотным основанием может диссоциировать ступенчато с образованием основных солей:



3 Гидролиз соли, образованной слабой кислотой и слабым основанием



Здесь гидролиз идет и по катиону, и по аниону с образованием сразу двух слабых электролитов. Среда в растворах таких солей зависит от относи-

тельной силы образующихся в результате гидролиза кислоты и основания, но в целом близка к нейтральной.

Соль, образованная сильной кислотой и сильным основанием, не гидролизуется.

Если на практике инженера-технолога будет интересовать среда, образующаяся при растворении в воде заданной соли (например, технологические растворы обогащения и т.д.), то на этот вопрос можно ответить, не прибегая к составлению уравнения гидролиза. Для этого достаточно проанализировать формулу соли.

Если рассматривать формулу соли, то можно отметить, что она содержит две части:

- первая часть - часть основания, которая представляет собой атом (ион) металла (или ион аммония), соответствующий основанию;
- вторая часть – часть кислоты, которая представляет собой кислотный остаток, соответствующий кислоте.

Среда раствора данной соли будет соответствовать сильной части соли.

Например, соль K_2CO_3 содержит часть основания, соответствующую основанию KOH и часть кислоты, соответствующую кислоте H_2CO_3 . В данном случае сильным электролитом является основание KOH , т.е. раствор K_2CO_3 будет иметь щелочную среду.

Соль $NaCl$ при растворении в воде гидролизаться не будет. Так как она образована сильным основанием $NaOH$ и сильной кислотой HCl . Среда такого раствора будет близка к нейтральной.

3.4 Коллигативные свойства растворов

3.4.1 Общее определение

Коллигативными свойствами называются свойства, зависящие от концентрации частиц растворенного вещества и мало или совсем не зависящие от природы растворителя. К таким свойствам относят:

- давление насыщенного пара растворителя;
- понижение температуры замерзания раствора;
- повышение температуры кипения раствора;
- осмотическое давление.

3.4.2 Давление насыщенного пара растворителя

Под давлением насыщенного пара вещества (растворителя) понимают давление его паров, находящихся в равновесии с жидкой фазой, в отсутствие других газов, в частности воздуха.

Если раствор содержит нелетучее растворенное вещество (например, соль, щелочь и т.д.), то давление насыщенного пара растворителя над раствором снижается.

Относительное понижение давление пара над раствором равно

$$\frac{p_0 - p}{p_0} = N_g, \quad (3.43)$$

где p_0 – давление насыщенного пара растворителя над чистым растворителем;

p – давление насыщенного пара растворителя над раствором;

N_g – мольная доля растворенного вещества.

Это уравнение является математической формулировкой закона Рауля: - относительное понижение давления насыщенного пара над раствором равно мольной доле растворенного вещества.

Явление понижения давления насыщенного пара над раствором вытекает из принципа Ле-Шателье.

3.4.3 Осмотическое давление

Осмоз – это явление однонаправленной диффузии молекул растворителя через полупроницаемую мембрану в раствор. Полупроницаемая мембрана (кожа, специальные фильтры) имеет поры. Диаметр которых позволяет проходить через них молекулам растворителя (воды), но через поры не проходят ионы и молекулы растворенного вещества (их диаметр всегда больше диаметра молекул воды из-за наличия так называемой сольватной оболочки). Если между раствором и чистым растворителем поместить полупроницаемую мембрану, то молекулы растворителя будут проходить через неё, разбавляя раствор. Осмотическое давление – это такое давление, которое нужно приложить к раствору, отделенному от растворителя полупроницаемой перегородкой, чтобы наступило состояние равновесия. То есть молекулы растворителя не должны проходить через полупроницаемую мембрану.

В 1885 г. Вант-Гофф сформулировал закон (закон Вант-Гоффа), согласно которому «в разбавленном растворе растворенное вещество ведет себя подобно идеальному газу» и показал, что для растворов неэлектролитов невысоких концентраций осмотическое давление P_{oc} равно

$$P_{oc} = C \cdot R \cdot T = 10^3 \cdot \frac{m}{M} \cdot R \cdot T, \quad (3.44)$$

где $C = \frac{n_g}{V} = \frac{m}{VM}$ – молярность, моль/м³;

$R=8,314$ Дж/(моль·К) – универсальная газовая постоянная;

T – абсолютная температура раствора, К.

Для растворов электролитов величина P_{oc} составляет

$$P_{oc} = i \cdot C \cdot R \cdot T, \quad (3.45)$$

где i – изотонический коэффициент.

Явление осмоса играет важную роль в различных процессах. Так как кожа является полупроницаемой мембраной, то понятны лечебные свойства соленых вод Мёртвого моря или соляных озер Соль-Илецка. При нахождении в такой воде избыточная вода из организма человека переходит через кожу в соленую воду. Явление осмоса объясняет также невозможность произрастания большинства растений на засоленных почвах: окружающие соленые грунтовые воды вытягивают через поверхность корней (полупроницаемая мембрана) воду из растений и оно, в сущности, погибает от жажды.

Если на мембрану со стороны раствора оказать давление, больше осмотического, то будет наблюдаться эффект обратного осмоса: молекулы растворителя (воды) будут продавливаться из раствора через мембрану. На принципе обратного осмоса разработаны наиболее эффективные способы очистки и опреснения воды.

3.4.4 Понижение температуры замерзания раствора (криоскопия)

Экспериментально установлено и теоретически показано, что любой раствор замерзает при более низкой температуре, чем температура замерзания чистого растворителя. Это явление называется криоскопическим эффектом или криоскопией.

Из всех коллигативных свойств чаще других используются криоскопические измерения ввиду простоты и высокой точности измерения температуры замерзания. Последняя обычно измеряется с помощью специальных метастатических ртутных термометров (термометров Бекмана) с ценой деления 0,01 К. Такие термометры имеют шкалу только на 5 К, но снабжены дополнительным резервуаром для ртути, позволяющим настроить его на любые абсолютные температуры от 260 до 380 К.

В связи с резким развитием микроэлектроники в настоящее время разработано большое количество электронных термометров, обладающих чувствительностью, превышающей таковую у термометров Бекмана. К тому же электронные термометры значительно проще в эксплуатации.

Понижение температуры замерзания раствора по сравнению с температурой замерзания чистого растворителя можно найти как

$$\Delta t_{зам} = i \cdot K \cdot m, \quad (3.46)$$

где $\Delta t_{зам}$ – понижение температуры замерзания раствора,

m – моляльность раствора;

i – изотонический коэффициент,

K – криоскопическая константа, зависящая только от природы растворителя и не зависящая от природы растворенного вещества. Для воды $K=1,86$; для бензола $K=5,07$.

Эффект криоскопии приводит к тому, что водные растворы замерзают при температурах ниже нуля градусов по шкале Цельсия. То есть температура замерзания растворов после расчета по уравнению (3.46) равна

$$t_{\text{зам.раствора}} = - \Delta t_{\text{зам}} \quad (3.47)$$

Можно приготовить растворы, которые замерзают при температурах ниже минус 40 °С. На практике это используют, например, в приготовлении строительных растворов и бетонов. В них добавляют специальные соли и при отрицательных температурах бетон не замерзает (это позволяет вести строительные работы в зимнее время). На этом же эффекте основана борьба с гололедом, когда дорогу посыпают специальными реагентами и вместо льда образуется незамерзающий рассол.

3.4.5 Повышение температуры кипения раствора (эбуллиоскопия)

Помимо криоскопического метода в химии применяется эбуллиоскопический метод, основанный на измерении температуры кипения растворов. Экспериментально установлено и теоретически показано, что любой раствор кипит при более высокой температуре, чем температура кипения чистого растворителя. Это явление называется эбуллиоскопическим эффектом или эбуллиоскопией.

Повышение температуры кипения можно найти как

$$\Delta t_{\text{кип}} = i \cdot E \cdot m, \quad (3.48)$$

где $\Delta t_{\text{кип}}$ – повышение температуры кипения раствора по сравнению с температурой кипения чистого растворителя;

m – моляльность раствора;

E – эбуллиоскопическая константа, зависящая только от природы растворителя и не зависящая от природы растворенного вещества. Для воды $E=0,52$; для бензола $E=2,6$.

Как следует из выражения (3.48) все водные растворы кипят при температурах выше 100 °С. Температура кипения водных растворов определяется по формуле

$$t_{\text{кип.раствора}} = 100^{\circ}\text{C} + \Delta t_{\text{кип}} \quad (3.49)$$

Методы криоскопии и эбуллиоскопии метода позволяют определять молекулярные массы растворенных веществ.

3.5 Контрольные вопросы

- 1 Какие системы называются растворами?
- 2 Какие обязательные компоненты входят в состав любого раствора?
- 3 Что такое растворимость (коэффициент растворимости) вещества?
- 4 Дайте определение процентной концентрации растворенного вещества?
- 5 Как определяется молярная концентрация эквивалента, титр раствора?
- 6 Какие факторы и как влияют на растворимость вещества?
- 7 Отличается ли температура кипения и замерзания раствора и чистого растворителя?
- 8 Что такое электролиты, какие вещества к ним относятся?
- 9 Какое явление называется процессом электролитической диссоциации?
- 10 Как количественно определяется сила электролита?
- 11 Каков физический смысл изотонического коэффициента, как он вычисляется?
- 12 Отличаются ли температуры кипения растворов электролитов и неэлектролитов?
- 13 Как влияют концентрации ионов водорода и гидроксид-ионов на среду растворов?
- 14 Что такое pH раствора, как она определяется?
- 15 Что такое гидролиз и как процесс гидролиза влияет на среду раствора?
- 16 Как по формуле соли определить среду образующегося раствора?
- 17 Что называется произведением растворимости?

4 Окислительно-восстановительные реакции

4.1 Степень окисления, окислители и восстановители

Окислительно-восстановительные реакции (ОВР) – это реакции, протекающие с переходом электронов от одних частиц (атомов, ионов, молекул) к другим.

Частицы, к которым переходят электроны, называются окислителями.

Частицы, от которых переходят электроны, называют восстановителями.

Для определения числа электронов, теряемых или приобретаемых реагентами, участвующими в реакции введено понятие окислительного числа (ОЧ) или степень окисления (СО) атома элемента в данной молекуле.

ОЧ – условный электрический заряд атома элемента, который он может приобрести в том случае, если все его связи считать ионными.

У атомов элементов, находящихся в свободном состоянии, степени окисления равны «0».

Не следует отождествлять СО элемента с его валентностью.

Валентность – это число, показывающее, сколько связей образовано элементом в данной молекуле.

Например, в молекуле азота N_2 : $N \equiv N$ валентность равна 3, а степень окисления равна нулю.

Для определения (СО) элементов в разных соединениях следует знать:

1) СО кислорода почти во всех соединениях (кроме пероксидов, например, H_2O_2) равна минус двум, в H_2O_2 СО кислорода равна минус единице;

2) степень окисления водорода почти во всех соединениях равна +1;

3) в простых неполярных молекулах, например, Cl_2 , I_2 , H_2 , СО равна нулю.

4) у элементов в свободном состоянии, например, всех металлов, серы, фосфора ОЧ равна нулю;

5) алгебраическая сумма СО элементов всякой молекулы с учетом числа атомов равно нулю.

Учитывая это положение, легко найти СО одного элемента, если известны СО остальных элементов, входящих в состав данной молекулы. Для этого нужно решить простое уравнение. Например, найти СО серы в молекуле $H_2S_2O_7$.

Составляем для этой молекулы следующее уравнение:

$$x \cdot 2 + 1 \cdot 2 + (-2) \cdot 7 = 0,$$

где

1 x – СО серы в данной молекуле; 2 – число атомов серы в данной молекуле;

2 – СО водорода; 2 – число атомов водорода; (-2)

3 – СО кислорода; 7 – число атомов кислорода.

Решая уравнение с одним неизвестным, получим $x=6$. Следовательно, СО серы в данной молекуле равна +6.

4.2 Составление уравнений ОВР

4.2.1 Общие положения

Чтобы составить уравнение окислительно-восстановительной реакции, необходимо определить вещество-окислитель и вещество-восстановитель.

Положение элемента в периодической системе Д.И.Менделеева помогает ответить на этот вопрос.

К типичным элементам восстановителям могут быть отнесены:

– нейтральные атомы, на внешнем энергетическом уровне которых имеется от 1 до 3 электронов (s , d , f элементы), обычно это чистые металлы и газообразный водород;

- отрицательно заряженные ионы неметаллов;
- положительно заряженные ионы металлов в низших степенях окисления (As^{3+} , Fe^{2+} , Cr^{2+} , Cr^{3+} , Cu^+ , Mn^{2+});
- сложные ионы и молекулы, содержащиеся в состоянии промежуточной степени окисления (SO_2^{2-} , NO_2^- , AsO_3^{3-} и др.).

К типичным окислителям относят:

- нейтральные атомы и молекулы неметаллов (F_2 , Cl_2 , O_2 и др.), которые характеризуются большим значением электроотрицательности, то есть способность присоединять к себе электроны от других атомов;
- положительно заряженные ионы металлов. Наибольшие окислительные свойства проявляют ионы в высшей степени окисления (Fe^{3+} , Sn^{4+} , Cu^{2+} и др.);
- сложные ионы и молекулы, содержащие атомы металла в состоянии высшей степени окисления (MnO_4^- , $Cr_2O_7^{2-}$, BiO_3^- и т.д.), которые в процессе ОВР стремятся понизить свою СО.

Вещества, проявляющие, в зависимости от условий, окислительные или восстановительные свойства – это соединения, в состав которых входят атомы в промежуточных СО (H_2SO_3 , HNO_2 , H_2O_2 и др., из простых веществ – все неметаллы, кроме фтора и кислорода).

Окислительно-восстановительные реакции могут протекать в различных средах: в кислой (избыток H^+), в нейтральной (H_2O), щелочной (избыток OH^-).

В зависимости от среды изменяется характер реакции между одними и теми же веществами. Поэтому характер среды, в которой протекает ОВР, часто создают искусственно. Для создания кислой среды в систему вводят обычно серную кислоту (азотную и соляную применяют редко, так как первая – сама сильный окислитель, а вторая – способна окисляться). Для создания щелочной среды обычно используют KOH или $NaOH$. Нейтральная среда создается молекулами воды.

При составлении окислительно-восстановительных реакций применяют два метода: метод электронного баланса и ионно-электронный метод.

4.2.2 Метод электронного баланса

Метод электронного баланса основан на определении общего количества электронов, перемещающихся от восстановителя к окислителю.

Например, рассмотрим химическую систему



Составление уравнения ОВР и расстановку коэффициентов производим в следующей последовательности:

- определяем СО всех элементов до и после реакции;

б) записываем схему перемещения электронов в виде электронного уравнения:

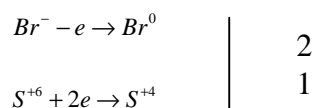


Процесс отдачи электронов атомом, молекулой, ионом называется процессом окисления. Частица, отдающая электроны, называется восстановителем. Восстановитель в ходе реакции повышает свою степень окисления.

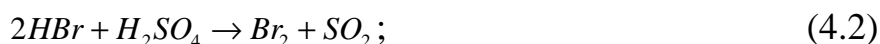
Процесс принятия электронов атомом, молекулой, ионом называется восстановлением. Частица, принимающая электроны, называется окислителем. Окислитель в процессе реакции понижает степень окисления.

Следовательно, в нашем примере, Br^- - восстановитель, S^{+6} - окислитель;

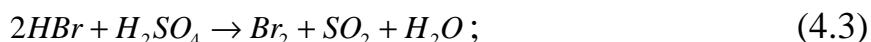
в) так как количество отданных электронов восстановителем и принятых окислителем должно быть одинаково, то подбираем множители для окислителя и восстановителя:



Из баланса вытекает, что на каждый атом серы приходится два иона брома. Следовательно, с одной молекулой H_2SO_4 реагирует два иона бромоводорода. Эти цифры проставляем перед соответствующими молекулами как коэффициенты:

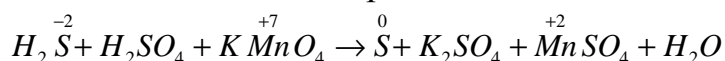


г) затем сравниваем левую и правую части схемы реакции и видим, что в левой части имеется 4 атома водорода и 4 атома кислорода, которые в результате реакции образуют 2 молекулы воды, и тогда уравнение примет вид

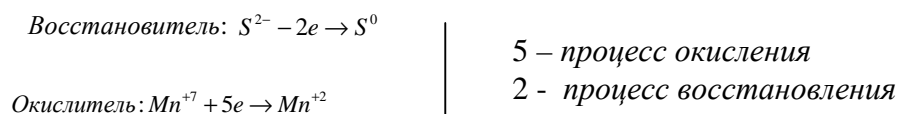


д) правильность составленной ОВР проверяем путем подсчета атомов кислорода в обеих частях уравнения, затем стрелку заменяем на знак равенства.

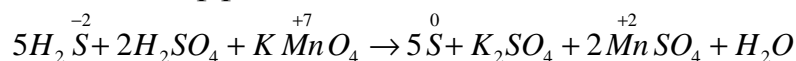
Пример 1 – Реакция идет в кислой среде:



Находим окислитель и восстановитель.

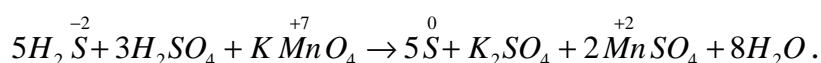


Далее расставляем коэффициенты:



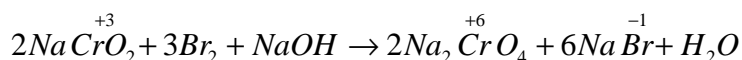
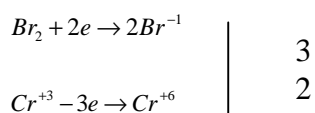
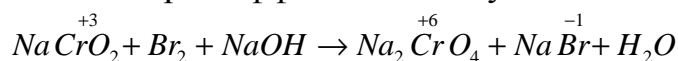
Затем уравниваются числа атомов тех элементов, которые имеют постоянное окислительное число. Это касается щелочных и щелочно-земельных металлов, т.е. ионов калия. Далее определяется коэффициент перед кислотой. Для этого подсчитывается число кислотных остатков в правой части уравнения и из него вычитается число кислотных остатков в левой части, не учитывая молекулы среды, т.е. это $3-0=3$. Это и будет коэффициент для молекул в левой части.

Затем определяют число молекул воды. Для этого подсчитывается число атомов водорода в левой части уравнения. Их равно 16, отсюда следует, что после реакции образуется 8 молекул воды.



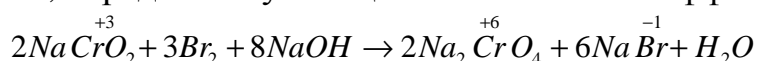
Пример 2 – Реакция ОВР в щелочной среде.

В щелочной среде подбор коэффициентов осуществляется также:

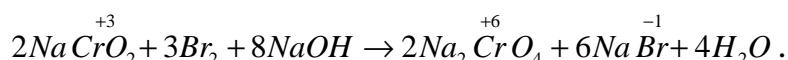


Коэффициент перед молекулой основания находят как разницу между числом ионов *Na*, входящих в состав молекулы щелочи и числом тех же ионов (если они имеются), входящих в состав молекул окислителя и восстановителя. В нашем примере это $10-2=8$

Следовательно, перед молекулой щелочи ставится коэффициент 8.



По числу атомов водорода в левой части находят коэффициент перед водой:



Правильность составленного уравнения проверяем путем подсчета атомов кислорода в обеих частях уравнения.

4.2.3 Ионно-электронный метод составления ОВР

Данный метод основан на составлении ионных уравнений для процесса окисления восстановителя и процесса восстановления окислителя с последующим суммированием их в общее ионное уравнение.

Пример 1



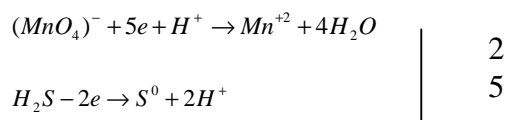
Чтобы правильно составить полуреакции окислителя и восстановителя, необходимо определить влияние среды - окислительно-восстановительные свойства перманганата калия:

- в кислой среде $(Mn^{+7}O_4)^-$ перейдет в Mn^{2+} , т.е. образует ион типичного металла;

- в щелочной среде образуется ион $(Mn^{+6}O_4)^{2-}$;

- в нейтральной среде образуется $Mn^{+4}O_2$.

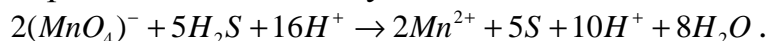
1 Составляем ионное уравнение в кислой среде:



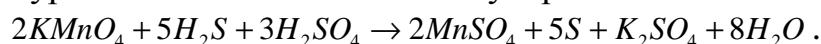
При составлении ионного уравнения восстановления окислителя ионы водорода берем из среды (H_2SO_4).

В кислой среде ионы кислорода с ионами водорода среды образуют воду. На четыре иона кислорода потребуется восемь ионов водорода.

Затем суммируем ионные уравнения в общем и сокращаем число ионов водорода до и после реакции на 10 и получим:

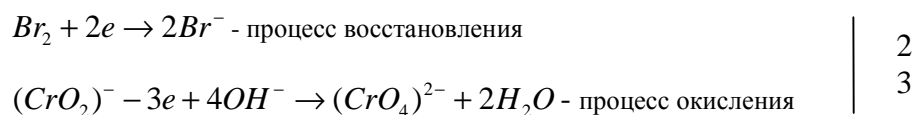
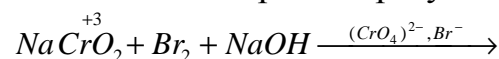


Из ионного уравнения составляем молекулярное:



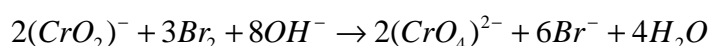
Правило: в кислой среде все ионы типичных металлов (K^+ , Mn^{2+}) приобретают кислотные остатки среды, образуя средние соли.

2 В щелочной среде образуется вода:

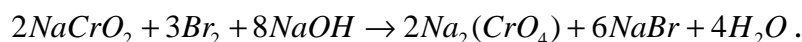


При образовании кислотного остатка $(CrO_4)^{2-}$ потребуется еще 2 атома кислорода. Их возьмем из удвоенного количества гидроксогрупп. Два атома кислорода пойдут на образование кислотного остатка $(CrO_4)^{2-}$, а два на образование двух молекул воды.

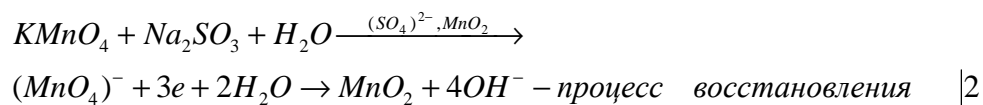
Суммируем ионные уравнения в общее ионное уравнение:



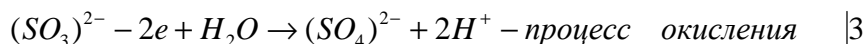
Из ионного уравнения составляем молекулярное:



3 В нейтральной среде ОВР протекают в присутствии молекул воды. В результате реакции образуется основание:

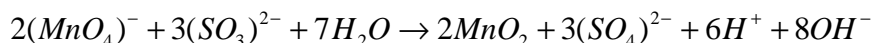


Из кислотного остатка образуется нейтральная молекула MnO_2 и освобождается 2 иона кислорода, которые с молекулами воды образуют гидроксогруппы:

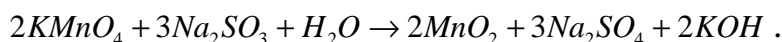


При недостатке атомов кислорода в нейтральной среде их берут из молекул воды H_2O .

Составляем полное ионное уравнение:



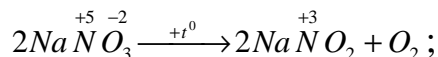
Сокращаем молекулы воды до и после ОВР и из ионного уравнения составляем полное молекулярное:



Все окислительно-восстановительные реакции можно классифицировать на:

1) реакции межмолекулярного окисления-восстановления, в которых окислитель и восстановитель находятся в разных молекулах. К таким относятся все рассмотренные выше реакции;

2) реакции внутримолекулярного окисления-восстановления. В таких реакциях окислитель и восстановитель входят в состав одной молекулы вещества.



3) реакции диспропорционирования. В таких процессах происходит одновременное уменьшение и увеличение степени окисления атомов одного и того же элемента:



Суммируем коэффициенты (3) и его ставим к исходному веществу, а затем коэффициент (2) к $KMnO_4$.

Эквивалентом окислителя (восстановителя) называется такое количество, которое восстанавливаясь (окисляясь), присоединяет (высвобождает) 1 моль электронов.

В соответствии с этим молярная масса эквивалента окислителя (восстановителя) равна его молярной массе, деленной на число электронов, отданных восстановителем или число электронов, принятых окислителем.

Так при переходе: 1) $MnO_4^- + 5e \rightarrow Mn^{+2}$

$$M\left(\frac{1}{z} KMnO_4\right) = \frac{M(KMnO_4)}{z} = \frac{158,4 \text{ г/моль}}{5} = 31,61 \text{ г/моль};$$

2) $Na_2SO_3 + 2e \rightarrow Na_2SO_4$

$$M\left(\frac{1}{z} Na_2SO_3\right) = \frac{M(Na_2SO_3)}{2} = \frac{125,8 \text{ г/моль}}{2} = 62,9 \text{ г/моль}.$$

Вероятность протекания ОВР определяется по окислительно-восстановительному потенциалу любого восстановителя и его окисленной формы и любого окислителя и его восстановленной формы.

Для каждой пары ОВ-потенциалы определяются относительно постоянной величины потенциала сравнения водородного электрода, потенциал которого условно принят равным нулю. ОВ-потенциал для любой пары определяют при стандартных условиях, т.е. при $t=25^\circ\text{C}$; $C(\text{соли})=1 \text{ моль/дм}^3$. Чем меньше потенциал пары, тем больше его восстановительные свойства. Чем больше потенциал пары, тем больше его окислительные свойства.

Окислительно-восстановительная реакция возможна при условии, когда потенциал окислителя больше потенциала восстановителя, так $E^0(MnO_4^-/Mn^{2+})=1,52 \text{ В}$; $E^0(SO_4^{2-}/SO_3^{2-})=0,22 \text{ В}$.

4.3 Контрольные вопросы

1 Какие химические реакции относятся к окислительно-восстановительным?

2 Что такое степень окисления атома химического элемента?

3 Атомы каких элементов имеют постоянную степень окисления в химических соединениях?

4 Как определяется максимальная и минимальная степень окисления атомов элементов исходя из положения в Периодической системе элементов Д.И.Менделеева?

5 Что называется процессом окисления (восстановления)?

6 Что называется окислителем (восстановителем)?

7 Какие вещества относятся к типичным окислителям?

8 Какие вещества относятся к типичным восстановителям?

5 Основы электрохимии

5.1 Электродные потенциалы

Электрохимия изучает механизм образования электрического тока при протекании в системе окислительно-восстановительных реакций, а также окислительно-восстановительные реакции, возникающие в системе при пропускании через нее электрического тока.

В основе многих электрических процессов лежит явление образования электрического скачка потенциала на границе раздела фаз металл-раствор. Установлено, что на границе раздела фаз между электропроводящим (чаще всего металлическим) электродом, погруженным в раствор, и самим раствором возникает электрический (электродный) потенциал. Скачок потенциала возникает из-за наличия на границе раздела металл-раствор электрохимического равновесия, которое может быть выражено окислительно-восстановительным уравнением



Особенностью данного электрохимического равновесия является то, что ионы металлов находятся в растворе, а электроны могут находиться только непосредственно на металлическом электроде.

Именно наличие противоположно заряженных частиц в различных фазах (ионы в растворе, электроны в металлическом электроде) приводит к тому, что между раствором и металлическим электродом возникает разность электрических потенциалов или электродный потенциал.

Величина его зависит, главным образом, от природы металла, концентрации ионов в растворе и температуры раствора. Наиболее изучены электродные потенциалы, возникающие на поверхности металлов, погруженных в растворы своих солей (т.е. содержащих ионы данного металла). Экспериментально для всех известных металлов определены значения электродных потенциалов, возникающих между ними и раствором их солей. Измеренный при стандартных условиях ($T=298$ К и $P=10^5$ Па) такой электродный потенциал называется стандартным относительным электродным потенциалом. Само собой разумеется, что величины стандартных электродных потенциалов сведены в таблицы, которые имеются в соответствующих справочниках.

Зависимость величины электродного потенциала от различных факторов определяется уравнением Нернста:

$$E = E^0 + \frac{RT}{nF} \cdot \lg[Me^{n+}] = E^0 + \frac{0.059}{n} \cdot \lg[Me^{n+}], \quad (5.2)$$

где E^0 – стандартный относительный электродный потенциал данного металла (табличная величина);

$[Me^{n+}]$ – концентрация ионов металла в растворе,

n^+ – заряд иона металла;

R – универсальная газовая постоянная;

T – температура раствора;

F – постоянная Фарадея, равная 96500 кулонов.

Возникновение электродных потенциалов между металлом и раствором его соли позволяет создать несколько электрохимических систем, в которых реализуются задачи, вынесенные в самом начале раздела. Рассмотрим некоторые из них.

5.2 Гальванический элемент

Различие в величинах электродных потенциалов у разных металлических электродов позволяет создать гальванический элемент – систему, в которой энергия химических реакций превращается в электрическую энергию.

В гальваническом элементе два различных металлических электрода погружены в растворы своих солей. Растворы солей через мембрану (или фильтр) соединены между собой (внутренняя электрическая цепь). К металлическим электродам подключена нагрузка или измерительный прибор (внешняя электрическая цепь). Схема гальванического элемента обозначается в виде



где Me_1^0, Me_2^0 – металлические электроды (степень окисления равна нулю); Me_1^{n+}, Me_2^{n+} – ионы соответствующих металлов в растворе.

В гальваническом элементе имеется два электрода – катод и анод, которые легко определяются при сравнении их стандартных электродных потенциалов металлов.

Анод – это металл с более отрицательным электродным потенциалом, на поверхности анода происходит процесс окисления чистого металла анода до ионов и их переход в раствор.

Анодный процесс:



где n – число электронов, участвующих в процессе.

Катод – это металл с более положительным значением электродного потенциала, на поверхности катода происходит процесс восстановления ионов металла из раствора до чистого металла, который оседает на поверхности катода.

Катодный процесс записывается в виде уравнения



Ясно, что анод является источником свободных электронов, которые образуются на аноде в результате окислительно-восстановительной реакции. Электроны направлены движутся через внешнюю электрическую цепь (провода и нагрузка) к катоду. Катод является приемником (ассимилятором) электронов, и на поверхности катода ионы катодного металла принимают электроны.

Окисление металла на аноде и превращение его в ионы сопровождается переходом чистого металла из твердого электрода в раствор. Таким образом, при работе гальванического элемента всегда происходит разрушение анода, поэтому гальванический элемент считается одноразовым химическим источником тока (различные батарейки для карманных фонарей и переносной аппаратуры это подтверждают).

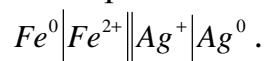
Величина максимального напряжения или электродвижущей силы (ЭДС) ΔE гальванического элемента определяется по выражению:

$$\Delta E = E_{\text{катод}} - E_{\text{анод}}, \quad (5.6)$$

где $E_{\text{катод}}$, $E_{\text{анод}}$ – электродные потенциалы металлов, являющихся катодом и анодом соответственно.

Например, разобрать работу железо-серебряного гальванического элемента, если известно, что $E_{Fe}^0 = -0.44 \text{ В}$, $E_{Ag}^0 = 0.80 \text{ В}$.

Решение: Ионы железа имеют в растворе заряд Fe^{2+} , а ионы серебра Ag^+ . Поэтому, железо-серебряный электрод имеет схему:



Сравнивая электродные потенциалы, имеем:

$E_{Fe} = -0.44 \text{ В} < E_{Ag} = 0.80 \text{ В}$, т.е. железо – анод, серебро – катод.

Тогда:

$$\Delta E = E_{Ag} - E_{Fe} = 0.80 - (-0.44) = 1.24 \text{ В}.$$

Анодный процесс: $Fe^0 - 2e = Fe^{2+}$.

Катодный процесс: $Ag^+ + e = Ag^0$.

В процессе работы данного гальванического элемента происходит разрушение анода, т.е. в данном случае разрушается железный электрод.

5.3 Электролиз и законы электролиза

5.3.1 Характер электродных процессов

Электролиз – это совокупность процессов, происходящих на поверхностях электродов, погруженных в раствор или расплав электролита, при пропускании через них электрического тока.

При электролизе внешний источник тока подключен к электродам – катоду и аноду: при этом к катоду подключен отрицательный полюс источника тока, а к аноду – положительный. Электроды погружаются в раствор или

расплав электролита. Так как в растворах электролитов имеются ионы, то под действием внешнего электрического поля они движутся к противоположно заряженным электродам (положительные ионы – катионы движутся к катоду, а отрицательные ионы – анионы движутся к аноду) и на поверхности их окисляются (на аноде) или восстанавливаются (на катоде) до чистых (элементарных) веществ.

Наиболее простым является электролиз расплавленных электролитов, так как эта система содержит только ионы, образующиеся из молекул электролита.

Например, рассмотрим электролиз расплава $NaCl$.

При расплавлении $NaCl$ происходит распад молекул на ионы, которые движутся к соответствующим электродам.



Катодный процесс: $Na^+ + e \rightarrow Na^0$.

Анодный процесс: $2Cl^- - 2e \rightarrow Cl_2^0$.

То есть на катоде выделяется чистый натрий, а на аноде – газообразный чистый хлор.

Таким образом, при электролизе расплавов электролитов на электродах в чистом виде получают вещества, входящие в состав самого электролита.

Электролиз растворов электролитов – более сложный процесс, так как помимо самого электролита в данной системе содержатся молекулы воды. Рассмотрим процессы, происходящие на поверхности инертных электродов, в этом случае характер катодных процессов определяется величиной электродного потенциала того металла, ионы которого движутся к катоду.

1 Если $E_{Me} < -1,68 \text{ В}$ (а к таким металлам относятся Na, K, Ca, Mg, Al), то ион этого металла не может восстановиться на катоде, а вместо него восстанавливаются молекулы воды



а на катоде выделяется газообразный водород.

2 Если $-1,6 \text{ В} < E_{Me} < 0 \text{ В}$ (к таким металлам относятся Zn, Fe, Sn, Cr, Ni, Pb), то на катоде одновременно восстанавливаются ионы металла и молекулы воды:



т.е. на катоде выделяется чистый металл и газообразный водород.

3 Если $E_{Me} > 0 \text{ В}$ (к таким металлам относятся Cu, Ag, Hg, Au), то на катоде выделяется чистый металл

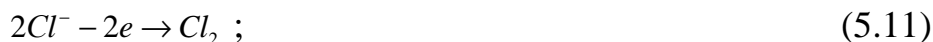


Характер анодных процессов определяется строением анионов (к ним относятся ионы кислотных остатков и ион OH), а также материалов, из которых изготовлены аноды.

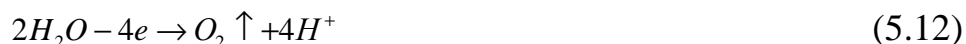
В данном случае возможны следующие варианты:

1) анионы простого строения (Cl, Br, I, S^{2-}) непосредственно окисляются на поверхности анода до чистого вещества.

Например,



2) анионы сложного строения (кислородсодержащие ионы $SO_4^{2-}, CO_3^{2-}, PO_4^{3-}$ и т.д.) на аноде не изменяются, а вместо них окисляются молекулы воды:



и при этом выделяется газообразный кислород;

3) если анод выполнен из инертного (уголь, графит, платина) материала, то в процессе электролиза происходит окисление металла анода и переход ионов металла в раствор (то есть анод разрушается):



Таким образом, при электролизе растворов на катоде можно получить чистые металлы или газообразный водород, на аноде – чистые неметаллы (галогены и серу) и газообразный кислород.

5.3.2 Законы электролиза

Законы электролиза (иначе их называют законами Фарадея) позволяют количественно оценивать электрохимические превращения, протекающие в системе при электролизе расплавов или растворов.

Первый закон электролиза формулируется следующим образом:

- масса превратившегося на электроде вещества прямо пропорциональна величине электрохимического эквивалента вещества и количеству пропущенного через систему электричества.

Электрохимический эквивалент определяется по формуле

$$k = \frac{m_{\text{экв}}}{F} = \frac{A}{nF}, \quad (5.14)$$

где k – электрохимический эквивалент, г/(моль·Кл);

$m_{\text{экв}}$ – эквивалентная масса вещества, г/моль;

F – постоянная Фарадея, $F=96500$ Кл;

A – атомная (мольная) масса вещества, превращающаяся на электроде;

n – заряд иона вещества или степень окисления (по модулю).

Количество вещества Q (в Кл), прошедшего через систему, определяется по известной в курсе физики формуле

$$Q = It, \quad (5.15)$$

где I – сила тока электролиза, А;

t – время электролиза, с.

Таким образом, полное математическое выражение для первого закона электролиза имеет вид

$$m = kQ = \frac{m_{\text{экв}} \cdot I \cdot t}{F \cdot n} \quad (5.16)$$

или

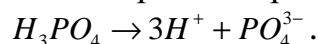
$$m = \frac{A \cdot I \cdot t}{F \cdot n}. \quad (5.17)$$

Нетрудно определить, что если $Q=F$, то $m = \frac{A}{n} = m_{\text{экв}}$, т.е. физический смысл постоянной Фарадея F – это количество электричества, которое необходимо пропустить через систему при электролизе, чтобы на электроде выделилась масса вещества, равная его эквивалентной массе ($F=96500$ Кл).

Например, определить массу вещества, которая выделится на аноде при электролизе раствора H_3PO_4 током 10 А в течении 965 с.

Решение

1 Рассмотрим схему электролиза раствора H_3PO_4 и определим вещество, которое будет выделяться на аноде при электролизе данного раствора



Так как ион PO_4^{3-} является сложным анионом, то согласно характеру анодных процессов, на аноде будет выделяться газообразный кислород (атомная масса кислорода по таблице Д.И. Менделеева равна 16, степень окисления равна -2).

2 Определим массу выделившегося вещества, согласно первому закону электролиза

$$m = \frac{A \cdot I \cdot t}{F \cdot n} = \frac{16 \cdot 10 \cdot 965}{2 \cdot 96500} = 0,8 \text{ г}$$

Ответ: на аноде выделится 0,8 г кислорода.

Второй закон электролиза:

- при последовательно включенных в электрическую цепь электродах, массы выделившихся при электролизе веществ относятся друг к другу, как их эквивалентные массы, то есть:

$$\frac{m(1)}{m(2)} = \frac{m_{\text{экв}}(1)}{m_{\text{экв}}(2)}, \quad (5.18)$$

где $m(1)$, $m(2)$ - массы выделившихся на электродах веществ, $m_{\text{экв}}(1)$, $m_{\text{экв}}(2)$ – эквивалентные массы этих веществ.

Из данного закона можно выделить очень важное следствие: массы веществ, выделившихся на катоде и аноде, при электролизе относятся друг к другу, как их эквивалентные массы, то есть

$$\frac{m(k)}{m(a)} = \frac{m_{\text{экв}}(k)}{m_{\text{экв}}(a)}, \quad (5.19)$$

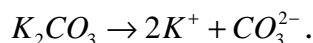
где $m(k)$, $m(a)$ - массы выделившихся на катоде и аноде веществ, $m_{\text{экв}}(k)$, $m_{\text{экв}}(a)$ – эквивалентные массы этих веществ.

Применяя второй закон электролиза, можно определить массу выделившегося на электроде вещества, если известна масса вещества, выделившаяся на другом электроде.

Например, определить массу выделившегося на катоде вещества при электролизе раствора K_2CO_3 , если на аноде при этом выделилось 4 г вещества.

Решение

Определим вещества, выделяющиеся на электродах при электролизе раствора K_2CO_3 .



По характеру катодных и анодных процессов определяем, что на катоде выделяется газообразный водород H_2 , а аноде – газообразный кислород O_2 .

Используем второй закон электролиза для определения массы вещества, выделившегося на катоде:

$$\frac{m(k)}{m(a)} = \frac{m_{\text{экв}}(k)}{m_{\text{экв}}(a)}, \quad \text{следовательно} \quad m(H_2) = \frac{m_{\text{экв}}(H_2) \cdot m(O_2)}{m_{\text{экв}}(O_2)}, \quad \text{т.к.}$$

$$m_{\text{экв}}(H_2) = \frac{A(H_2)}{n(H_2)} = 1/1 = 1 \text{ г/моль} \quad \text{и} \quad m_{\text{экв}}(O_2) = \frac{A(O_2)}{n(O_2)} = 16/2 = 8 \text{ г/моль}, \quad \text{то имеем:}$$

$$m(H_2) = \frac{m_{\text{экв}}(H_2) \cdot m(O_2)}{m_{\text{экв}}(O_2)} = \frac{1 \cdot 4}{8} = 0,5 \text{ г}.$$

Ответ: на катоде выделилось 0,5 г водорода.

5.4 Электрохимическая коррозия металлов

Коррозия – это самопроизвольное разрушение металлов под воздействием окружающей среды.

По механизму протекания подразделяют химическую и электрохимическую коррозию. Коррозионное разрушение металла происходит, в основном, за счет электрохимической коррозии (по некоторым оценкам – до 95 % металла).

В результате коррозии чистый металл превращается в продукты коррозии – оксиды и некоторые другие соединения (хорошо знакомая Вам ржавчина), которые обладают малой механической прочностью.

В основе электрохимической коррозии лежит работа, так называемого, самопроизвольного гальванического элемента.

Самопроизвольный гальванический элемент образуется всегда при контакте двух различных металлов, находящихся во влажном воздухе или в растворе электролита (соли, кислоты, щелочи и даже обыкновенной питьевой или технической воде). Самопроизвольный гальванический элемент отличается от обычного гальванического элемента следующими показателями:

1) в самопроизвольном гальваническом элементе внешняя электрическая цепь всегда замкнута, так как различные металлы находятся в непосредственном механическом (а, следовательно, и электрическом) контакте друг с другом.

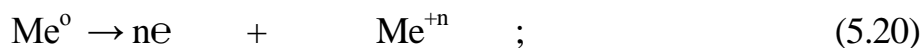
2) в самопроизвольном гальваническом элементе различные металлы контактируют не с растворами своих солей, а с произвольным раствором, причем оба металла контактируют с одним и тем же электролитом.

Несмотря на, казалось бы, существенные отличия, работа самопроизвольного гальванического элемента не сильно отличается от работы обычного гальванического элемента. Самым важным в процессе электрохимической коррозии является то, что при этом всегда разрушается (корродирует или превращается в ржавчину) анод, входящий в состав самопроизвольного гальванического элемента. Вспомним, что анод в гальваническом элементе определяется при сравнении табличных значений электродных потенциалов металлов, составляющих данный гальванический элемент (анодом является металл с более отрицательным значением электродного потенциала).

Таким образом, если известно, что два различных металла (или сплава) находятся в контакте друг с другом и при этом находятся во влажном воздухе или в растворе электролита, то при этом всегда можно определить разрушаемый металл. Зная это, можно применить различные способы защиты этого металла от коррозионного разрушения.

Процесс электрохимической коррозии металла - сложный процесс, состоящий из трех основных процессов:

1) анодный процесс - образования гидратированных ионов металла в электролите и некомпенсированных электронов на анодных участках по реакции



2) процесс перетекания электронов по металлу от анодных участков к катодным и соответствующего перемещения катионов и анионов в растворе;

3) катодный процесс - ассимиляции электронов какими-либо ионами или молекулами раствора (деполяризаторами), способными к восстановлению на катодных участках по реакции

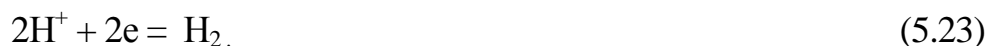


Характер катодных процессов зависит, прежде всего, от величины pH раствора:

а) в нейтральных и щелочных растворах на поверхности катодного металла восстанавливаются молекулы растворенного в жидкости кислорода с образованием гидроксид-ионов



б) в кислых растворах на поверхности катодных металлов восстанавливаются ионы водорода



Так как в катодных процессах сам катодный металл не участвует, то данный металл защищается от коррозии.

Продукты электродных реакций, протекающих при электрохимической коррозии, называются первичными продуктами коррозии. Между первичными продуктами коррозии могут протекать химические взаимодействия с образованием вторичных продуктов коррозии.

Пример - При постройке водопровода латунный кран соединили механически (на резьбовом соединении) со стальной трубой. Какая часть конструкции будет подвергаться коррозионному разрушению при эксплуатации.

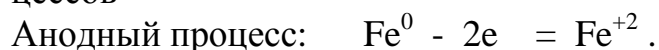
Решение

В нашем случае два различных металла (медный и железный сплавы) контактируют друг с другом и раствором электролита (водой), то есть образуется самопроизвольный гальванический элемент. Определим анод в данной системе, сравнив для этого табличные значения стандартных электродных потенциалов.

Из таблицы имеем:

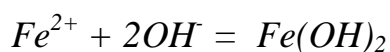


Так как $E^\circ(Fe) = -0,44 \text{ В} < E^\circ(Cu) = +0,34 \text{ В}$, то стальная труба в данном случае будет являться анодом, а латунный кран - катодом. В самопроизвольном гальваническом элементе разрушается анод, значит, коррозионному разрушению будет подвергаться стальная труба. Уравнения электродных процессов



Катодный процесс: $O_2 + 2H_2O + 4e = 4OH^-$ (на поверхности латуни).

Первичными продуктами коррозии являются ионы железа Fe^{2+} и гидроксильные ионы OH^- . Эти ионы будут взаимодействовать между собой с образованием нерастворимого гидроксида железа $Fe(OH)_2$



Таким образом, $Fe(OH)_2$ - вторичный продукт коррозии

5.5 Контрольные вопросы

1 Что такое электродный потенциал металлического электрода, почему он возникает именно на границе раздела фаз металл-раствор?

2 От каких факторов зависит величина электродного потенциала? Какое уравнение это показывает?

3 Какой электрод в гальваническом элементе называется анодом (катодом), какие процессы происходят на аноде (катоде)?

4 Как определяется величина ЭДС гальванического элемента?

5 Какой из электродов гальванического элемента разрушается при работе гальванического элемента?

6 Что такое электролиз, как он осуществляется практически?

7 Почему электролиз расплавов отличается от электролиза водных растворов электролитов?

8 От чего зависит характер катодных (анодных) процессов при электролизе растворов?

9 Сформулируйте первый и второй законы электролиза.

10 Что такое электрохимический эквивалент вещества?

11 Каков физический смысл постоянной Фарадея?

12 Что такое коррозия металла?

13 В чем причина электрохимической коррозии металла?

6 Строение атома и химическая связь

6.1 Строение электронных оболочек атомов химических элементов

Атом любого элемента состоит из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженных электронов, в целом же атом – система электронов нейтральная. Атомное ядро состоит из нуклонов: протонов (заряд +1, массовое число 1) и нейтронов (заряд 0, массовое число 1). Заряд ядра, равный порядковому номеру элемента в таблице Д.И.Менделеева, совпадает с числом протонов: массовое число ядра равно суммарному количеству протонов и нейтронов. У одного элемента возможно существование атомов с различным массовым числом ядер – изотопов, т.е. атомов с различным числом нейтронов и одинаковым числом протонов.

Согласно современным представлениям, электрон обладает одновременно свойствами волны и частицы, поэтому для описания его поведения используют полную энергию электрона (сумма потенциальной и кинетической энергии) и вероятность обнаружения электрона в заданной области пространства.

Состояние электрона в атоме характеризуется волновой функцией, являющейся решением волнового уравнения Шредингера. Из математического анализа уравнения вытекает дискретность значений энергии электрона. Дискретность выражается квантовыми числами: главным – n , орбитальным – l , магнитным – m_l . Четвертое квантовое число – m_s – называют спиновым. Квантовые числа (n, l, m_l) описывают состояние электрона, характеризуют атомную орбиталь (АО).

Каждой АО соответствует область пространства определенного размера, формы и ориентации, равноценная понятию электронного облака.

Главное квантовое число – n определяет энергию АО и номер энергетического уровня, на котором находится электрон (т.е. допустимые уровни энергии электрона) и может принимать значения от единицы до бесконечности.

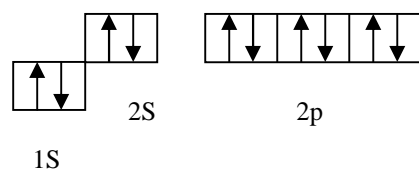
Орбитальное квантовое число – l определяет форму АО и энергетический подуровень (т.е. квантование вытянутости эллиптической орбиты) и может принимать значения от нуля до $n-1$.

Магнитное квантовое число – m_l определяет пространственную ориентацию данной АО и отчасти ее форму (т.е. ориентацию электронных облаков в пространстве) и может принимать значения от $0 \pm l$.

Спиновое квантовое число – m_s характеризует собственный момент импульса и связанный с ним магнитный момент (т.е. вращение электрона вокруг оси) и может принимать значения $\pm 1/2$.

Число АО в пределах энергетического подуровня определяется числовым значением магнитного квантового числа ($2l+1$). Число АО в пределах всего энергетического уровня равно сумме АО всех его подуровней.

Строение атома фтора выражается электронной формулой $1s^2 2s^2 2p^5$ и электронно-графической формулой



При заполнении АО действует принцип Паули (или запрет Паули), согласно которому в атоме не может быть двух электронов, у которых все четыре квантовых числа одинаковые. Основным следствием этого принципа является то, что на одной АО не может находиться более двух электронов. Состояние электронов в атоме должно отличаться значением хотя бы одного

квантового числа. При переходах электронов с одной орбиты на другую атом поглощает или излучает энергию.

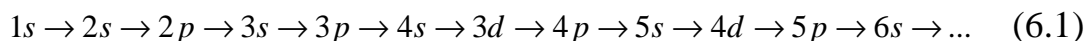
Принцип Паули определяет емкость (максимальное число электронов) энергетических уровней и подуровней, которая соответственно равна $2n^2$ и $2(2l+1)$, т.е. удвоенному числу АО.

Заполнение энергетических подуровней подчиняется правилу Хунда, согласно которому устойчивому состоянию атома соответствует такое распределение электронов в пределах энергетического подуровня, при котором абсолютное значение суммарного спина атома максимально. Например, четыре валентных p -электрона атома кислорода размещаются в квантовых ячейках следующим образом:



2p

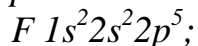
Закономерная последовательность заполнения энергетических уровней и подуровней в атомах с увеличением порядкового номера элемента выражается правилами Клечковского, которые называют правилом суммы $n+l$. Согласно первому правилу Клечковского, при росте заряда ядра атома последовательное заполнение электронных орбиталей происходит от орбиталей с меньшим значением суммы главного и орбитального квантовых чисел к орбиталю с большим значением этой суммы. При одинаковом значении этой суммы порядок заполнения электронами энергетических подуровней определяется вторым правилом Клечковского: при одинаковых значениях суммы главного и орбитального квантовых чисел заполнение орбиталей происходит последовательно в направлении возрастания значения главного квантового числа. Таким образом, первым заполняется подуровень с меньшим значением n в этой сумме



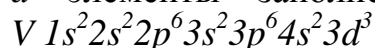
Правила Клечковского позволяют заранее предвидеть появление в периодической системе Д.И.Менделеева рядов из d -, а затем из f -элементов, которые находятся между s - и p -элементами больших периодов.

Принадлежность элемента к электронному семейству определяется характером заполнения энергетических подуровней: s -элементы – заполнение внешнего s -подуровня при наличии на предвнешнем уровне двух или восьми электронов, например: $Li 1s^2 2s^2$.

p -элементы – заполнение внешнего p -подуровня, например:

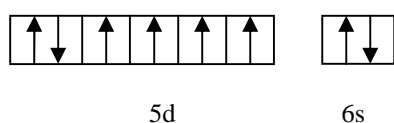


d -элементы – заполнение предвнешнего d -подуровня, например:



f -элементы – заполнение f -подуровня второго снаружи уровня, например: $Nd 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^4$.

Если на валентных энергетических уровнях имеются вакантные АО, то при возбуждении атома (получении ими порции энергии) становится возможным «разъединение» валентных электронов, то есть их переходы с тех подуровней, где все АО заняты полностью, или частично на другие валентные подуровни того же уровня, имеющие незаполненные АО. При этом с тех АО, которые в основном (соответствующем минимальной энергии атома) состоянии были заняты полностью, «уходит» по одному электрону последовательно, т.е. возможно несколько возбужденных состояний. Возбуждение меняет валентное состояние атома (число его неспаренных электронов). Например, валентными электронами атома осмия в основном состоянии является следующее: $5d^6 6s^2$. Их распределение по квантовым ячейкам:



(атом осмия находится в 4-валентном состоянии).

При этом как на пятом, так и на шестом уровнях имеются вакантные АО. Получение атомом осмия двух последовательных порций энергии приводит к следующим возбужденным состояниям – атом осмия находится: 1) в шестивалентном состоянии; 2) в 8 – валентном состоянии.

6.2 Химические связи. Механизм их образования

Химическая связь – это вид межатомных взаимодействий в молекулах, ионах, кристаллах, характеризуемый определенной энергией. При всем многообразии химических связей их природа едина и носит электростатический характер.

Механизм образования химической связи может быть смоделирован различными способами. Простейшим является метод валентных связей (ВС), предложенный Льюисом.

Метод валентных связей рассматривает химическую связь как результата притяжения ядер двух атомов к одной или нескольким общим для них электронным парам. Такая двух электронная и двух центровая связь, локализованная между двумя атомами, называется ковалентной.

Принципиально возможны два механизма образования ковалентной связи:

- 1) спаривание электронов двух атомов при условии противоположной ориентации их спинов;
- 2) донорно-акцепторное взаимодействие, при котором общей становится готовая электронная пара одного из атомов (донора) при наличии энергетически выгодной свободной орбитали другого атома (акцептора).

Причиной образования любого типа химической связи является понижение энергии системы, которая сопровождает этот процесс. Разность энергии начального и конечного состояния системы называется энергией связи ($E_{св}$) и определяется количеством теплоты, выделяющейся при ее образовании. Энергия ковалентных химических связей оценивается значениями порядка от 125 до 1050 кДж/моль.

Расстояние между ядрами двух связанных атомов называется длиной связи. Длина и энергия связи зависят от ее кратности, которая определяется числом электронных пар, связывающих два взаимодействующих атома. Чем кратность связи выше, тем больше энергия связи и меньше длина.

Ковалентную связь характеризуют насыщенность, направленность и полярность.

Насыщенность ковалентной связи обусловлена ограниченными валентными возможностями атомов, т.е. их способностью к образованию строго определенного числа связей, которое обычно лежит в пределах от 1 до 6. Общее число валентных орбиталей в атоме определяет максимально возможную ковалентность элемента. Число уже использованных для этого орбиталей определяет ковалентность элемента в данном соединении.

Если атом образует все связи только за счет спаривания электронов, то обычно говорят просто о его валентности, которая определяется числом неспаренных электронов в основном или возбужденном состояниях.

Если атом образует связи по обменному и донорно-акцепторному механизмам, то говорят о ковалентности.

В таком случае валентность бора в молекуле BF_3 равна трем, а в комплексном ионе BF_4^- ковалентность равна четырем.

Направленность ковалентной связи является результатом стремления атомов к образованию наиболее прочной связи за счет возможно большей электронной плотности между ядрами взаимодействующих атомов. Это достигается при такой пространственной направленности перекрывания электронных облаков, которая совпадает с их собственной. Исключение составляют s – электронные орбитали, поскольку они имеют сферическую форму. Перекрывание орбиталей может осуществляться различным образом: s, p, d – способами. При образовании s - связи возникает одна область перекрывания орбиталей, ось симметрична относительно линии, соединяющей ядра.

После образования между двумя атомами s - связи для остальных электронных орбиталей той же формы и с тем же главным квантовым числом остается только возможность бокового перекрывания по разные стороны от линии связи, перпендикулярно которой в этом случае проходит узловая плоскость. В результате образуются p или d - связи. В первом случае возникают две, во втором – четыре области перекрывания.

Число s - связей, которые образует центральный атом в сложных молекулах или ионах, определяет для него значение координационного числа.

Связи, образованные атомом за счет орбиталей с различным значением орбитального квантового числа, должны быть энергетически неравноценны-

ми, что, однако, не подтверждается экспериментом. В подобных случаях пользуются представлением о гибридизации орбиталей, согласно которым при образовании связи орбитали разной симметрии смешиваются и превращаются в гибридные орбитали одинаковой формы.

Геометрическая конфигурация молекул полностью определяется типом гибридизации орбиталей центрального атома только при условии, что все гибридные атомные орбитали участвуют в образовании связей. Если же хотя бы на одной из них остается неподеленная электронная пара, то конфигурация, определяемая типом гибридизации не реализуется. Приблизительное значение валентных углов в различных молекулах составляет 90° . Значение валентного угла в молекуле воды, например, равно $104,5^\circ$.

Метод валентных связей позволяет объяснить полярность ковалентной связи. Если электроотрицательность атомов, образующих молекулу, одинакова или очень близка, то общая электронная пара располагается симметрично по отношению к обоим ядрам. Такая ковалентная связь называется неполярной (гомоядерные молекулы). Например, в молекуле H_2 связь ковалентная неполярная.

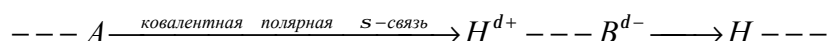
Если электроотрицательность атомов различная, то электронная пара смещается в сторону более электроотрицательного атома. В этом случае центры (+) и (-) зарядов не совпадают, и возникает система (электрический диполь) из двух равных по величине, но противоположных по знаку зарядов ($d+$ и $d-$), расстояние между которыми (l) называют длиной диполя. Подобные ковалентные связи называют полярными. Степень полярности такой связи оценивается значением электрического момента диполя - m , равного произведению эффективного заряда на длину диполя

$$m = q \cdot l \quad (6.2)$$

Наконец, если разница электроотрицательностей ($\Delta\epsilon$) превышает 1,9; то образуется ионная связь – предельный случай ковалентной полярной связи. Ее можно рассматривать как электростатическое притяжение, возникающее между разноименно заряженными ионами.

Ионная связь, в отличие от ковалентной, является ненаправленной, ненасыщенной, а координационные числа в ионных соединениях определяются соотношением радиусов взаимодействующих ионов. Например, в молекуле $NaCl$ связь относится к ионной.

Водородной называют связь, образуемую атомом водорода, который ковалентно связан с атомом сильно электроотрицательного элемента A и другим подобным атомом B :



Чем выше электроотрицательность атомов A и B , тем больше эффективные заряды $d +$ на атоме A и $d -$ на атоме B , а следовательно, тем сильнее между ними электростатическое взаимодействие и прочнее водородная связь.

Силы взаимодействия между молекулами, которые называют Ван-дер-ваальсовыми или межмолекулярными, обусловлены тремя видами взаимодействия: ориентационное, индукционное и дисперсионное. С ростом относительных молярных масс силы межмолекулярного взаимодействия возрастают и, как следствие, повышаются температуры плавления и кипения веществ.

Под первым потенциалом ионизации понимают энергию отрыва от атома первого электрона, под вторым потенциалом ионизации понимают энергию отрыва от атома второго электрона и т.д. Величина потенциала ионизации является мерой такого свойства элемента, как эффекта экранирования заряда ядра. Последовательные потенциалы ионизации атома возрастают.

6.3 Периодический закон и периодическая система Д.И.Менделеева. Характер изменения свойств элементов

В настоящее время периодический закон формулируется следующим образом: «свойства простых веществ, а также свойства и формы соединений элементов находятся в периодической зависимости от зарядов ядра атомов элементов».

Периодичность в изменении свойств химических элементов, расположенных в порядке возрастания заряда ядра их атомов, является результатом периодического повторения структуры внешнего электронного слоя, что связано с последовательным заполнением атомных орбиталей в соответствии с принципом наименьшей энергии. Каждый элемент в одно и то же время обладает как набором сугубо индивидуальных свойств, связанных с особенностью строения его атомов, так и совокупностью свойств, сходных со свойствами его электронных аналогов.

Химический элемент – это вид атомов, характеризующихся определенным зарядом ядра, равным порядковому номеру в периодической системе. Он может существовать как в форме изолированных атомов или ионов, так и в форме атомов и ионов в составе соединений с другими атомами.

Химические соединения состоят из атомов или ионов, находящихся в связанном состоянии, и характеризуются определенным составом и строением. Они могут существовать в различных формах и состояниях, в виде как кристаллов, так и изолированных молекул.

Периодическая система Д.И.Менделеева – это наглядное графическое изображение периодического закона. Наиболее распространена ее так называемая короткопериодная форма.

В структуре таблицы (системы) выделяют периоды, группы и подгруппы.

Периодом называют горизонтальную совокупность элементов, расположенных в порядке возрастания заряда ядра. Каждый период начинается s – элементом с конфигурацией внешнего электронного уровня ns^1 и завершающийся p – элементом с конфигурацией внешнего электронного уровня ns^2np^6 (кроме первого периода, который заканчивается гелием - $1s^2$). Номер периода определяется значением главного квантового числа внешнего электронного уровня. Первые три периода называют малыми и состоят они только из s и p – элементов. Четыре остальных периода называют большими. В составе четвертого и пятого периодов появляются d – элементы, а в шестой и седьмой периоды входят f –элементы. В связи с закономерным изменением электронного строения атомов в пределах малых периодов свойства элементов изменяются резко, в больших периодах – медленно.

Группой называют совокупность элементов, расположенных в таблице вертикально в порядке возрастания заряда ядра. В периодической системе находится 8 групп, т.к. на внешнем электронном уровне не может быть больше восьми валентных электронов.

Каждая группа состоит из главной и побочной подгрупп. В состав главных подгрупп входят только s и p – элементы, а побочных d – и f – элементы (f –элементы вынесены в отдельные строки внизу таблицы). Атомы элементов одной подгруппы являются полными электронными аналогами, т.е. распределение валентных электронов по уровням полностью совпадает (за некоторыми исключениями, например $Nb - 5s^14d^4$ вместо $5s^24d^3$). Атомы элементов группы в целом не являются полными электронными аналогами.

Рассмотрим характер изменения некоторых свойств элементов с изменением заряда ядра их атомов.

Радиусы атомов элементов и ионов – условные величины. Их обычно вычисляют из межатомных (межъядерных) расстояний, которые зависят не только от природы атомов, но также и от характера химической связи между ними и от агрегатного состояния вещества.

Атомные радиусы в периоде с увеличением зарядов ядер в основном уменьшаются (что не исключает локальных максимумов) в связи с увеличением сил кулоновского притяжения. Радиусы одинаково заряженных ионов изменяются по такому же закону. В подгруппе с увеличением заряда ядра атомные и ионные радиусы, как правило, увеличиваются, что связано с увеличением числа электронных уровней.

Энергия ионизации (I) (потенциал ионизации) в периоде возрастает с ростом заряда ядра (хотя и не монотонно, т.к. зависит от энергетического состояния электрона), в главных и третьей побочной подгруппах – убывает сверху вниз в связи с появлением нового энергетического уровня. В остальных побочных подгруппах энергия ионизации возрастает с ростом заряда ядра.

Сродством к электрону (E) – называют энергию, которая выделяется при присоединении дополнительного электрона к атому, иону или молекуле. Максимальным сродством к электрону обладают атомы галогенов. Сродство

к электрону зависит не только от заряда атома, но и степени заполнения атомных орбиталей валентных уровней.

Электроотрицательность (ЭО) представляет собой обобщенную характеристику элемента, связанную не с электронами на отдельных орбиталях, а с внешними электронами вообще, определяемую как сумма энергии ионизации и сродства к электрону. Под электроотрицательностью понимают относительную характеристику способности атома, притягивать электронную пару. Относительная электроотрицательность в периоде возрастает и уменьшается в подгруппе с ростом заряда ядра. Относительную электроотрицательность по Полингу определяют как отношение ЭО элемента к ЭО атома лития.

Окислительная способность элемента меняется, так же как и электроотрицательность, а восстановителя наоборот.

Плотность простых веществ в периоде обычно проходит через максимум, лежащий примерно по середине периода и закономерно возрастает в подгруппе с ростом заряда ядра.

Основные свойства высших оксидов и гидроксидов элементов в периоде закономерно ослабляются, что связано с увеличением силы притяжения гидроксид-ионов к центральному атому с ростом заряда его ядра и уменьшением атомного радиуса, а в подгруппе, в основном, усиливаются, потому что атомный радиус элементов возрастает.

Кислотные свойства этих соединений изменяются в обратном направлении. Неметаллические свойства в периоде, как правило усиливаются слева направо, а в подгруппе – ослабевают сверху вниз, металлические – наоборот. Граница между металлами и неметаллами в таблице проходит по диагонали таким образом, что все неметаллы находятся в верхней правой части таблицы (исключение составляют d -элементы).

6.4 Контрольные вопросы

1 Какими квантовыми числами характеризуется энергетическое состояние электрона в атоме?

2 Дайте характеристику главного, орбитального и магнитного квантовых чисел. Их обозначение, и какие значения они принимают?

3 Напишите формулу для определения числа энергетических состояний в подуровне. Определите число энергетических состояний в s -, p -, d -, f - подуровнях.

4 Что такое спин электрона? Его математическое выражение.

5 В чем суть принципа Паули, правила наименьшей энергии, правила Гунда?

6 Какие элементы в периодической системе относятся к семейству s -, p -, d -, f - элементам?

7 Природа химической связи. Энергия ионизации и сродства к электрону. Понятие об электроотрицательности и изменение ее в периодах и группах.

- 8 Какова ковалентность бора в нормальном и возбужденном состоянии?
- 9 Ионная связь. Теория ковалентной связи. Полярная и неполярная ковалентная связь.
- 10 Рассмотрите sp -гибридизацию на примере молекулы BCl_3 .
- 11 Что такое сигма- и пи-связи и как они образуются?
- 12 Рассмотрите образование sp^2 -гибридизации на примере молекулы $BeCl_2$.
- 13 Что такое гибридизация химической связи. Образование sp^3 -гибридизации на примере образования метана.
- 14 Как изменяется активность металлов в группе периодической системы химических элементов сверху вниз?
- 15 Как изменяется радиус атомов в периоде слева направо?
- 16 Как изменяются химические свойства элементов с увеличением порядкового номера в пределах одного периода?
- 17 Что называется энергией ионизации? Как изменяется эта величина в главных подгруппах с увеличением порядкового номера элемента?
- 18 Как изменяется сродство к электрону и радиус атомов с увеличением порядкового номера элемента в пределах одного периода?
- 19 Как изменяются свойства p -элементов в пределах подгруппы с увеличением порядкового номера?
- 20 Что называется сродством к электрону? Как изменяется эта величина в главных подгруппах с увеличением порядкового номера элемента?
- 21 Как изменяются свойства d -элементов в пределах подгруппы с увеличением порядкового номера?
- 22 Как изменяется радиус и потенциал ионизации атомов щелочных металлов с ростом порядкового номера элемента?
- 23 По какому принципу элементы объединяются в группы и подгруппы?
- 24 Почему у элементов VII группы – марганца преобладают металлические свойства, а группы галогенов являются типичными неметаллами.
- 25 Как изменяются кислотно-основные и окислительные свойства оксидов и гидроксидов в главных и побочных подгруппах с ростом заряда ядер атомов?
- 26 Чем объяснить отличие свойств элементов второго периода от свойств электронных аналогов в последующих периодах?
- 27 Как изменяются в ряду $HOCl-HClO_2-HClO_3-HClO_4$ окислительные и кислотные свойства?
- 28 Привести примеры соединений азота в молекулах которых имеются связи, образованные по донорно-акцепторному механизму.
- 29 Описать электронное строение молекулы азота с позиции ВС (валентных связей).

7 Комплексные соединения

7.1 Определение, строение и номенклатура комплексных соединений

Комплексными соединениями называются химические соединения, образованные сочетанием сложных ионов или молекул, способных к существованию как в кристаллическом, так и в растворенном состоянии.

Комплексные соединения состоят из внутренней (координационной сферы) и внешней сферы. Внутренняя сфера получила название комплекса. Положительно заряженный ион занимает центральное место в комплексе и называется комплексообразователем или центральным атомом (чаще всего это атом металла).

Вокруг комплексообразователя расположены или координированы лиганды, ионы противоположного знака или нейтральные молекулы.

Комплексообразователь и лиганды образуют внутреннюю сферу комплексного соединения.

При написании внутренняя сфера отделяется от внешней скобками.

Так комплексное соединение $Fe(CN)_3 \cdot 3CN$ может быть изображено:

$K_3[Fe(CN)_6]$; $CrCl_3 \cdot 5H_2O$ может быть изображено в виде – $[Cr(H_2O)_5Cl]Cl_2$.

Число, показывающее количество лигандов называется координационным. В наших примерах оно равно 6.

Для написания формулы комплексного соединения надо знать степень окисления (заряд) комплексообразователя, заряд лигандов, координационное число, ионы внешней сферы.

Типичными комплексообразователями являются катионы d-элементов. Это: Ag^+ , Au^+ , Cu^+ , Cu^{2+} , Hg^{2+} , Cd^{2+} , Zn^{2+} , Fe^{2+} , Fe^{3+} , Ni^{2+} , Pt^{4+} и др.

Однако и катионы других элементов в определенных условиях способны к комплексообразованию.

Важнейшими лигандами являются:

а) нейтральные молекулы: H_2O , NH_3 , NO , CO и др.;

б) ионы: CN^- , NO_2^- ; Cl^- ; Br^- ; I^- ; OH^- ; CO_3^{2-} ; $S_2O_3^{2-}$ и др.

Химическая связь между комплексообразователем (акцептором) и лигандами (донором) осуществляется по донорно-акцепторному механизму.

Комплексы могут быть катионные $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$, анионные $[Fe(CN)_6]^{3-}$ и нейтральные $[Ni(CO)_4]$. По типу лигандов комплексы называют аквакомплексы (лиганд H_2O), аминокомплексы (лиганд NH_3), ацидокомплексы (лиганды – анионы кислот).

Название комплексных соединений. Сначала называют анион в именительном падеже, а затем катион в родительном падеже. Название комплексного катиона составляется следующим образом:

- сначала указывают числа (используя греческие ди-, три-, тетра-, пента- и т.д.) и название отрицательно заряженных лигандов с окончанием «о»;

- затем указывают числа (и названия нейтральных лигандов);

- последним называют комплексообразователь, указывая степень его окисления в скобках римскими цифрами после комплексообразователя, например: $[Pt(NH_3)Cl]Cl$ - хлорид хлоротриамминоплатины (II);
 $[Co(NH_3)_5Br]SO_4$ – сульфат бромопентааминкобальта (III).

Название комплексного аниона составляют аналогично названию катиона и заканчивают суффиксом «ат», например:

$Ba[Cr(NH_3)_2(SCN)_4]$ – тетрароданоdiamминхромат (III) бария;

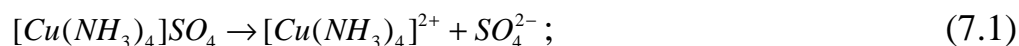
$(NH_4)_2[Pt(OH)_2Cl_4]$ – тетрахлородигидроксоплатинат (IV) аммония.

Названия нейтральных комплексных частиц образуются также, как и катионов, только комплексообразователь называют в именительном падеже, а степень его окисления не указывают, так как она определяется электронейтральностью комплекса, например:

$[Pt(H_2O)_2Cl]$ - дихлордиакваплатина.

7.2 Устойчивость комплексных соединений

Комплексные соединения в растворе диссоциируют на комплексный ион и внешнюю сферу:



Эта диссоциация называется первичной.

Обратимый распад внутренней сферы комплексного соединения называют вторичной диссоциацией.

Например, ион диамминсеребра диссоциирует по схеме:



В результате вторичной диссоциации устанавливается равновесие между комплексным ионом, центральным ионом и лигандами. Диссоциация комплексного иона характеризуется константой равновесия, называемой константой нестойкости комплексного иона:

$$K_{нест} = \frac{[Ag^+][NH_3]^2}{[Ag(NH_3)_2]} = 6,8 \cdot 10^{-8}. \quad (7.4)$$

Чем устойчивее комплексный ион, тем меньше его константа нестойкости. Например, для $[Ag(NH_3)_2]^+$ и $[Ag(CN)_2]^-$ соответствуют константы нестойкости:

$$K_{\text{нест}} = \frac{[Ag^+][NH_3]^2}{[Ag(NH_3)_2]} = 6,8 \cdot 10^{-8}; \quad (7.5)$$

$$K_{\text{нест}} = \frac{[Ag^+][CN^-]^2}{[Ag(CN)_2^-]} = 8 \cdot 10^{-22}. \quad (7.6)$$

Следовательно, второй комплекс более устойчив, так как у него меньше величина константы.

7.3 Контрольные вопросы

- 1 Что называют комплексом? Какие виды комплексов вы знаете?
- 2 Что такое комплексообразователь?
- 3 Что такое лиганд? Какие виды лигандов вы знаете?
- 4 По какому механизму осуществляется химическая связь между комплексообразователем и лигандами?
- 5 Определить степень окисления и координационное число комплексообразователя в следующих комплексных соединениях и привести их названия:
 - а) $K[AuBr_4]$;
 - б) $K_2[Cd(CN)_4]$;
 - в) $Ca[ZrF_6]$;
 - г) $Na_3[Ag(S_2O_3)_2]$;
 - д) $[Pt(NH_3)_2Cl_2]$.
- 6 Определить величину и знак заряда комплексных ионов. Составить формулы комплексных соединений с приведенным катионом или анионом:
 - а) $[Bi^{+3}I_4]$;
 - б) $[Cr^{+3}(NH_3)_5Cl]$;
 - в) $[Zr^{+4}(OH)_6]$;
 - г) $[Fe^{+3}F_6]$;
 - д) $[Pd^{+2}(NH_3)_2(CN)_2]$.
- 7 Составьте координационные формулы следующих комплексных соединений:
 - а) дицианоаргенат калия;
 - б) гексанитрокобальтат (III) калия;
 - в) хлорид гексамминникеля (II);
 - г) гексацианохромат(III) натрия.
- 8 Какие соединения называют амминокомплексами, аквакомплексами, ацидокомплексами?
- 9 Что называют первичной, вторичной диссоциацией комплексного соединения?
- 10 Как называется величина определяющая устойчивость комплексного иона?

8 Контрольная работа

8.1 Требования по оформлению и содержанию контрольной работы

При изучении в ВУЗе курса «Общая и неорганическая химия» студент выполняет по данной дисциплине одну контрольную работу, которая включает в себя 15 заданий, охватывающие основные разделы дисциплины.

Контрольная работа может выполняться в машинописном (компьютерном) или рукописном варианте. Контрольная работа может быть оформлена в тетради или на листах формата А4.

Титульный лист оформляется в соответствии с требованиями учебно-методического отдела (деканата).

Номер варианта определяется по двум последним цифрам номера зачетной книжки. Номера заданий, относящиеся к данному варианту, приведены в таблице А.13 (приложение А).

При выполнении контрольной работы необходимо указать номер варианта, записать условие заданий и записать весь ход их решения. При всех вычислениях необходимо вначале записать формулу, подставить в нее числовые значения и записать конечный результат. В конце задания отдельно пишется ответ.

Каждое задание желательно начинать с новой страницы.

При оформлении контрольной работы на каждой странице необходимо оставлять поля шириной от 3 до 3,5 см для заметок преподавателя.

В конце контрольной работы необходимо оставить 1-2 чистых страницы для замечаний рецензента (преподавателя).

Если у рецензента имеются замечания, то преподаватель ставит «незачет». При этом контрольная работа возвращается студенту и студент исправляет ошибки, после чего вновь направляет работу на проверку. Если на контрольной работе стоит отметка рецензента «Зачет», то студент допускается к экзамену.

При изучении курса «Химия» и выполнении контрольной работы рекомендуется использование учебной литературы, указанной ниже.

8.2 Задания по контрольной работе

1 При восстановлении водородом 10,17 г оксида двухвалентного металла образовалось 2,25 г воды, эквивалент которой 9,00. Вычислите молярные массы эквивалента оксида и металла.

2 Вычислите молярную массу эквивалента серы в соединении, содержащем *H* (массовая доля 5,92 %), *S* (массовая доля 94,08 %)/

3 Найдите эквиваленты металлов в соединениях; $AgNO_3$, K_2SO_4 , $FeCl_3$, PbO , $NaHCO_3$.

4 Определите молярную массу эквивалента металла, если при взаимодействии металла массой 3,6 г с хлором получена соль массой 14,1 г (эквивалент хлора считать равным 35).

5 Из 1,35 г оксида металла получается 3,15 г его нитрата. Вычислите молярную массу эквивалента металла.

6 Из 1,3 г гидроксида металла получается 2,85 г сульфата этого же металла. Вычислите молярную массу эквивалента металла.

7 Одна и та же масса металла соединяется с 1,591 г галогена и с 70,2 см³ кислорода, измеренного при н.у. Вычислите молярную массу эквивалента галогена.

8 На нейтрализацию 0,943 г фосфористой кислоты H_3PO_3 израсходовано 1,291 г *КОН*. Вычислите молярную массу эквивалента кислоты и ее основность.

9 Оксид металла содержит массовую долю кислорода 17,2 %, а соединение этого же металла с иодом – массовую долю иода 6,51 %. Определите молярную массу эквивалента иода.

10 Определите молярные массы эквивалентов металла и серы, если 3,24 г металла образует 3,48 г оксида и 3,72 г сульфида.

11 Определите молярную массу эквивалента железа в оксиде, если семь массовых частей железа соединяется с двумя массовыми частями кислорода.

12 Определите молярную массу эквивалента цинка, если при растворении цинка массой 10 г в кислоте выделяется водород объемом 3,43 л.

13 Вычислите эквиваленты H_3PO_3 в реакциях образования: а) гидрофосфата; б) дигидрофосфата; в) ортофосфата.

14 При восстановлении 1,2 г оксида металла водородом образовалось 0,27 г воды. Вычислите молярную массу эквивалента оксида и металла.

15 Какое количество вещества эквивалента содержится: а) в образце магния массой 60 г; б) в образце натрия массой 230 г; в) в образце алюминия массой 108 г.

16 Для растворения 16,8 г металла потребовалось 14,7 г серной кислоты. Определить молярную массу эквивалента металла и объем выделившегося водорода (условия нормальные).

17 Составьте уравнения реакций взаимодействия гидроксида алюминия с азотной кислотой, чтобы получились возможные основные соли. Вычислите молярные массы эквивалента гидроксида алюминия в этих реакциях.

18 Чему равен эквивалент воды при взаимодействии ее: а) с натрием; б) с оксидом натрия.

19 В 2,48 г оксида одновалентного металла содержится 1,84 г металла. Вычислите молярные массы эквивалента металла и его оксида.

20 Эквивалент трехвалентного металла равен 9. Вычислите атомную массу металла и процентное содержание кислорода в оксиде.

21 Сколько атомов содержит 1 см³ металлического кадмия, если его плотность равна 8,65 г/см³

22 Сколько атомов содержит 1 см³ металлического калия, если его плотность равна 0,86 г/см³

23 Сколько атомов содержит 1 см³ металлического золота, если его плотность равна 19,3 г/см³

24 Сколько атомов содержит 1 см^3 металлического железа, если его плотность равна $7,86 \text{ г/см}^3$

25 Сколько атомов содержит 1 см^3 металлического бария, если его плотность равна $3,76 \text{ г/см}^3$

26 Сколько атомов содержит 1 см^3 металлического алюминия, если его плотность равна $2,7 \text{ г/см}^3$

27 Сколько атомов содержит 1 см^3 металлического бериллия, если его плотность равна $1,85 \text{ г/см}^3$

28 Сколько атомов содержит 1 см^3 металлического кальция, если его плотность равна $1,54 \text{ г/см}^3$

29 Сколько атомов содержит 1 см^3 металлического кобальта, если его плотность равна $8,86 \text{ г/см}^3$

30 Сколько атомов содержит 1 см^3 металлического лития, если его плотность равна $0,54 \text{ г/см}^3$

31 Сколько атомов содержит 1 см^3 металлического магния, если его плотность равна $1,74 \text{ г/см}^3$

32 Сколько атомов содержит 1 см^3 металлического марганца, если его плотность равна $7,44 \text{ г/см}^3$

33 Сколько атомов содержит 1 см^3 металлической меди, если ее плотность равна $8,96 \text{ г/см}^3$

34 Сколько атомов содержит 1 см^3 металлического натрия, если его плотность равна $0,97 \text{ г/см}^3$

35 Сколько атомов содержит 1 см^3 металлического никеля, если его плотность равна $8,91 \text{ г/см}^3$

36 Сколько атомов содержит 1 см^3 металлического олова, если его плотность равна $5,85 \text{ г/см}^3$

37 Сколько атомов содержит 1 см^3 металлической платины, если ее плотность равна $21,45 \text{ г/см}^3$

38 Сколько атомов содержит 1 см^3 металлической ртути, если ее плотность равна $13,5 \text{ г/см}^3$

39 Сколько атомов содержит 1 см^3 металлического свинца, если его плотность равна $10,69 \text{ г/см}^3$

40 Сколько атомов содержит 1 см^3 металлического серебра, если его плотность равна $10,50 \text{ г/см}^3$

41 Рассчитайте тепловой эффект, получаемый при сгорании 1 кг метана CH_4 , если продуктами реакции являются углекислый газ и пары воды. При расчетах принять: $\Delta H^\circ(\text{CH}_4) = -76 \text{ кДж/моль}$; $\Delta H^\circ(\text{H}_2\text{O}) = -241 \text{ кДж/моль}$; $\Delta H^\circ(\text{CO}_2) = -393 \text{ кДж/моль}$

42 Рассчитайте тепловой эффект, получаемый при сгорании 1 кг ацетилена C_2H_2 , если продуктами реакции являются углекислый газ и пары воды. При расчетах принять: $\Delta H^\circ(\text{C}_2\text{H}_2) = +226 \text{ кДж/моль}$; $\Delta H^\circ(\text{H}_2\text{O}) = -241 \text{ кДж/моль}$; $\Delta H^\circ(\text{CO}_2) = -393 \text{ кДж/моль}$

43 Рассчитайте тепловой эффект, получаемый при сгорании 2 кг метана CH_4 , если продуктами реакции являются углекислый газ и пары воды. При

расчетах принять: $\Delta H^\circ(\text{CH}_4) = -76$ кДж/моль; $\Delta H^\circ(\text{H}_2\text{O}) = -241$ кДж/моль; $\Delta H^\circ(\text{CO}_2) = -393$ кДж/моль

44 Рассчитайте тепловой эффект, получаемый при сгорании 1 кг этилена C_2H_4 , если продуктами реакции являются углекислый газ и пары воды. При расчетах принять: $\Delta H^\circ(\text{C}_2\text{H}_4) = +52$ кДж/моль; $\Delta H^\circ(\text{H}_2\text{O}) = -241$ кДж/моль; $\Delta H^\circ(\text{CO}_2) = -393$ кДж/моль

45 Рассчитайте тепловой эффект, получаемый при сгорании 1 кг этилена C_2H_6 , если продуктами реакции являются углекислый газ и пары воды. При расчетах принять: $\Delta H^\circ(\text{C}_2\text{H}_6) = -85$ кДж/моль; $\Delta H^\circ(\text{H}_2\text{O}) = -241$ кДж/моль; $\Delta H^\circ(\text{CO}_2) = -393$ кДж/моль

46 Рассчитайте тепловой эффект, получаемый при сгорании 1 кг пропана C_3H_8 , если продуктами реакции являются углекислый газ и пары воды. При расчетах принять: $\Delta H^\circ(\text{C}_3\text{H}_8) = -103$ кДж/моль; $\Delta H^\circ(\text{H}_2\text{O}) = -241$ кДж/моль; $\Delta H^\circ(\text{CO}_2) = -393$ кДж/моль

47 Рассчитайте тепловой эффект, получаемый при сгорании 1 кг пропилена C_3H_6 , если продуктами реакции являются углекислый газ и пары воды. При расчетах принять: $\Delta H^\circ(\text{C}_3\text{H}_6) = 20,4$ кДж/моль; $\Delta H^\circ(\text{H}_2\text{O}) = -241$ кДж/моль; $\Delta H^\circ(\text{CO}_2) = -393$ кДж/моль

48 Рассчитайте тепловой эффект, получаемый при сгорании 1 кг метана CO , если продуктами реакции являются углекислый газ и пары воды. При расчетах принять: $\Delta H^\circ(\text{CO}) = -110,5$ кДж/моль; $\Delta H^\circ(\text{H}_2\text{O}) = -241$ кДж/моль; $\Delta H^\circ(\text{CO}_2) = -393$ кДж/моль

49 Рассчитайте тепловой эффект, получаемый при сгорании 2 кг пропана C_3H_8 , если продуктами реакции являются углекислый газ и пары воды. При расчетах принять: $\Delta H^\circ(\text{C}_3\text{H}_8) = -103,8$ кДж/моль; $\Delta H^\circ(\text{H}_2\text{O}) = -241$ кДж/моль; $\Delta H^\circ(\text{CO}_2) = -393$ кДж/моль

50 Рассчитайте тепловой эффект, получаемый при сгорании 1 кг аммиака NH_3 , если продуктами реакции являются NO и пары воды. При расчетах принять: $\Delta H^\circ(\text{NH}_3) = -45,9$ кДж/моль; $\Delta H^\circ(\text{H}_2\text{O}) = -241$ кДж/моль; $\Delta H^\circ(\text{NO}) = +34,2$ кДж/моль

51 Рассчитайте тепловой эффект, получаемый при сгорании 1 кг метана CH_4 , если продуктами реакции являются углекислый газ и пары воды. При расчетах принять: $\Delta H^\circ(\text{CH}_4) = -76$ кДж/моль; $\Delta H^\circ(\text{H}_2\text{O}) = -241$ кДж/моль; $\Delta H^\circ(\text{CO}_2) = -393$ кДж/моль

52 Рассчитайте тепловой эффект, получаемый при сгорании 1 кг ацетилена C_2H_2 , если продуктами реакции являются углекислый газ и пары воды. При расчетах принять: $\Delta H^\circ(\text{C}_2\text{H}_2) = +226$ кДж/моль; $\Delta H^\circ(\text{H}_2\text{O}) = -241$ кДж/моль; $\Delta H^\circ(\text{CO}_2) = -393$ кДж/моль

53 Рассчитайте тепловой эффект, получаемый при сгорании 2 кг метана CH_4 , если продуктами реакции являются углекислый газ и пары воды. При расчетах принять: $\Delta H^\circ(\text{CH}_4) = -76$ кДж/моль; $\Delta H^\circ(\text{H}_2\text{O}) = -241$ кДж/моль; $\Delta H^\circ(\text{CO}_2) = -393$ кДж/моль

54 Рассчитайте тепловой эффект, получаемый при сгорании 1 кг этилена C_2H_4 , если продуктами реакции являются углекислый газ и пары воды. При

расчетах принять: $\Delta H^\circ(\text{C}_2\text{H}_4) = +52$ кДж/моль; $\Delta H^\circ(\text{H}_2\text{O}) = -241$ кДж/моль; $\Delta H^\circ(\text{CO}_2) = -393$ кДж/моль

55 Рассчитайте тепловой эффект, получаемый при сгорании 1 кг этилена C_2H_4 , если продуктами реакции являются углекислый газ и пары воды. При расчетах принять: $\Delta H^\circ(\text{C}_2\text{H}_4) = +52$ кДж/моль; $\Delta H^\circ(\text{H}_2\text{O}) = -241$ кДж/моль; $\Delta H^\circ(\text{CO}_2) = -393$ кДж/моль

56 Рассчитайте тепловой эффект, получаемый при сгорании 1 кг метана CH_4 , если продуктами реакции являются углекислый газ и пары воды. При расчетах принять: $\Delta H^\circ(\text{CH}_4) = -76$ кДж/моль; $\Delta H^\circ(\text{H}_2\text{O}) = -241$ кДж/моль; $\Delta H^\circ(\text{CO}_2) = -393$ кДж/моль

57 Рассчитайте тепловой эффект, получаемый при сгорании 1 кг ацетилена C_2H_2 , если продуктами реакции являются углекислый газ и пары воды. При расчетах принять: $\Delta H^\circ(\text{C}_2\text{H}_2) = +226$ кДж/моль; $\Delta H^\circ(\text{H}_2\text{O}) = -241$ кДж/моль; $\Delta H^\circ(\text{CO}_2) = -393$ кДж/моль

58 Рассчитайте тепловой эффект, получаемый при сгорании 2 кг метана CH_4 , если продуктами реакции являются углекислый газ и пары воды. При расчетах принять: $\Delta H^\circ(\text{CH}_4) = -76$ кДж/моль; $\Delta H^\circ(\text{H}_2\text{O}) = -241$ кДж/моль; $\Delta H^\circ(\text{CO}_2) = -393$ кДж/моль

59 Рассчитайте тепловой эффект, получаемый при сгорании 1 кг этилена C_2H_4 , если продуктами реакции являются углекислый газ и пары воды. При расчетах принять: $\Delta H^\circ(\text{C}_2\text{H}_4) = +52$ кДж/моль; $\Delta H^\circ(\text{H}_2\text{O}) = -241$ кДж/моль; $\Delta H^\circ(\text{CO}_2) = -393$ кДж/моль

60 Рассчитайте тепловой эффект, получаемый при сгорании 1 кг этилена C_2H_4 , если продуктами реакции являются углекислый газ и пары воды. При расчетах принять: $\Delta H^\circ(\text{C}_2\text{H}_4) = +52$ кДж/моль; $\Delta H^\circ(\text{H}_2\text{O}) = -241$ кДж/моль; $\Delta H^\circ(\text{CO}_2) = -393$ кДж/моль

61 Рассчитайте температуру равновесия химической реакции
$$2\text{SO}_2 + \text{O}_2 = 2\text{SO}_3$$
исходя из термодинамических справочных данных (таблица А.2) приложения А.

62 Рассчитайте температуру равновесия химической реакции
$$2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$$
исходя из термодинамических справочных данных (таблица А.2) приложения А.

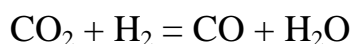
63 Рассчитайте температуру равновесия химической реакции
$$2\text{CO} + \text{O}_2 = 2\text{CO}_2$$
исходя из термодинамических справочных данных (таблица А.2) приложения А.

64 Рассчитайте температуру равновесия химической реакции
$$\text{CO} + \text{Cl}_2 = \text{COCl}_2$$
исходя из термодинамических справочных данных (таблица А.2) приложения А.

65 Рассчитайте температуру равновесия химической реакции
$$\text{CO}_2 + \text{C} = 2\text{CO}$$
исходя из термодинамических справочных данных (таблица А.2)

приложения А.

66 Рассчитайте температуру равновесия химической реакции



исходя из термодинамических справочных данных (таблица А.2)

приложения А.

67 Рассчитайте температуру равновесия химической реакции



исходя из термодинамических справочных данных (таблица А.2)

приложения А.

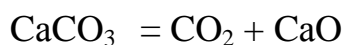
68 Рассчитайте температуру равновесия химической реакции



исходя из термодинамических справочных данных (таблица А.2)

приложения А.

69 Рассчитайте температуру равновесия химической реакции



исходя из термодинамических справочных данных (таблица А.2)

приложения А.

70 Рассчитайте температуру равновесия химической реакции



исходя из термодинамических справочных данных (таблица А.2)

приложения А.

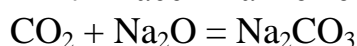
71 Рассчитайте температуру равновесия химической реакции



исходя из термодинамических справочных данных (таблица А.2)

приложения А.

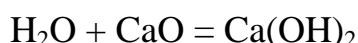
72 Рассчитайте температуру равновесия химической реакции



исходя из термодинамических справочных данных (таблица А.2)

приложения А.

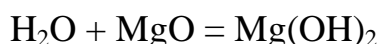
73 Рассчитайте температуру равновесия химической реакции



исходя из термодинамических справочных данных (таблица А.2)

приложения А.

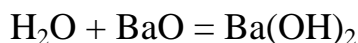
74 Рассчитайте температуру равновесия химической реакции



исходя из термодинамических справочных данных (таблица А.2)

приложения А.

75 Рассчитайте температуру равновесия химической реакции



исходя из термодинамических справочных данных (таблица А.2)

приложения А.

76 Рассчитайте температуру равновесия химической реакции



исходя из термодинамических справочных данных (таблица А.2)

приложения А.

77 Рассчитайте температуру равновесия химической реакции
 $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$
исходя из термодинамических справочных данных (таблица А.2)
приложения А.

78 Рассчитайте температуру равновесия химической реакции
 $2\text{CO} + \text{O}_2 = 2\text{CO}_2$
исходя из термодинамических справочных данных (таблица А.2)
приложения А.

79 Рассчитайте температуру равновесия химической реакции
 $\text{CO} + \text{Cl}_2 = \text{COCl}_2$
исходя из термодинамических справочных данных (таблица А.2)
приложения А.

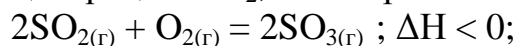
80 Рассчитайте температуру равновесия химической реакции
 $2\text{CO}_2 = \text{CO}_2 + \text{C}$
исходя из термодинамических справочных данных (таблица А.2)
приложения А.

81 Укажите, как необходимо изменить:

а) давление;

б) температуру;

в) концентрацию SO_2 , чтобы равновесие в системе



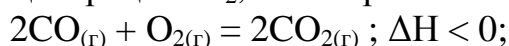
сместилось вправо? Объясните, почему.

82 Укажите, как необходимо изменить:

а) давление;

б) температуру;

в) концентрацию O_2 , чтобы равновесие в системе



сместилось влево? Объясните, почему.

83 Укажите, как необходимо изменить: а) давление; б) температуру;
в) концентрацию NO , чтобы равновесие в системе



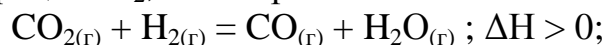
сместилось вправо? Объясните, почему.

84 Укажите, как необходимо изменить: а) давление; б) температуру;
в) концентрацию CO , чтобы равновесие в системе



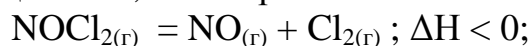
сместилось влево? Объясните, почему.

85 Укажите, как необходимо изменить: а) давление; б) температуру;
в) концентрацию H_2 , чтобы равновесие в системе



сместилось вправо? Объясните, почему.

86 Укажите, как необходимо изменить: а) давление; б) температуру;
в) концентрацию NO , чтобы равновесие в системе



сместилось влево? Объясните, почему.

87 Укажите, как необходимо изменить: а) давление; б) температуру;

в) концентрацию $\text{CO}(\text{NH}_2)_{2(\text{r})}$, чтобы равновесие в системе
$$\text{CO}_{2(\text{r})} + 2\text{NH}_{3(\text{r})} = \text{CO}(\text{NH}_2)_{2(\text{r})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{r})}; \Delta H > 0;$$
сместилось вправо? Объясните, почему.

88 Укажите, как необходимо изменить: а) давление; б) температуру;

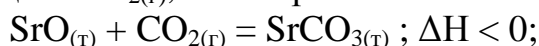
в) концентрацию $\text{SO}_{2(\text{r})}$, чтобы равновесие в системе



сместилось влево? Объясните, почему.

89 Укажите, как необходимо изменить: а) давление; б) температуру;

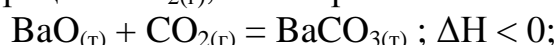
в) концентрацию $\text{CO}_{2(\text{r})}$, чтобы равновесие в системе



сместилось вправо? Объясните, почему.

90 Укажите, как необходимо изменить: а) давление; б) температуру;

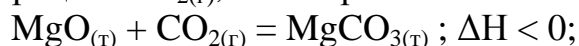
в) концентрацию $\text{CO}_{2(\text{r})}$, чтобы равновесие в системе



сместилось влево? Объясните, почему.

91 Укажите, как необходимо изменить: а) давление; б) температуру;

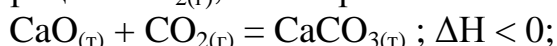
в) концентрацию $\text{CO}_{2(\text{r})}$, чтобы равновесие в системе



сместилось вправо? Объясните, почему.

92 Укажите, как необходимо изменить: а) давление; б) температуру;

в) концентрацию $\text{CO}_{2(\text{r})}$, чтобы равновесие в системе



сместилось влево? Объясните, почему.

93 Укажите, как необходимо изменить: а) давление; б) температуру;

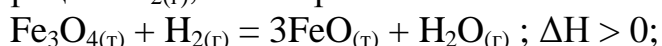
в) концентрацию $\text{H}_{2(\text{r})}$ веществ, чтобы равновесие в системе



сместилось вправо? Объясните, почему.

94 Укажите, как необходимо изменить: а) давление; б) температуру;

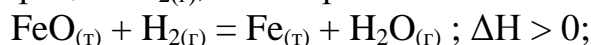
в) концентрацию $\text{H}_{2(\text{r})}$, чтобы равновесие в системе



сместилось влево? Объясните, почему.

95 Укажите, как необходимо изменить: а) давление; б) температуру;

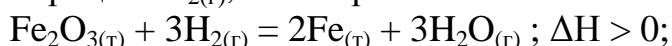
в) концентрацию $\text{H}_{2(\text{r})}$, чтобы равновесие в системе



сместилось вправо? Объясните, почему.

96 Укажите, как необходимо изменить: а) давление; б) температуру;

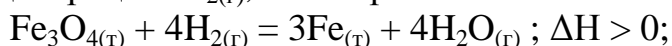
в) концентрацию $\text{H}_{2(\text{r})}$, чтобы равновесие в системе



сместилось влево? Объясните, почему.

97 Укажите, как необходимо изменить: а) давление; б) температуру;

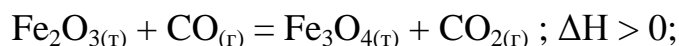
в) концентрацию $\text{H}_{2(\text{r})}$, чтобы равновесие в системе



сместилось вправо? Объясните, почему.

98 Укажите, как необходимо изменить: а) давление; б) температуру;

в) концентрацию $\text{CO}_{(\text{r})}$, чтобы равновесие в системе



сместилось влево? Объясните, почему.

99 Укажите, как необходимо изменить: а) давление; б) температуру;

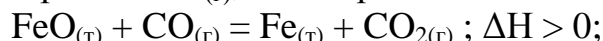
в) концентрацию $\text{CO}_{(\text{г})}$, чтобы равновесие в системе



сместилось вправо? Объясните, почему.

100 Укажите, как необходимо изменить: а) давление; б) температуру;

в) концентрацию $\text{CO}_{(\text{г})}$, чтобы равновесие в системе



сместилось влево? Объясните, почему.

101 Исходные концентрации веществ в системе



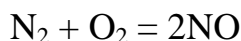
составляют: $C(\text{SO}_2) = 0,3$ моль/л; $C(\text{O}_2) = 0,1$ моль/дм³; $C(\text{SO}_3) = 0$. Определить константу равновесия, если равновесная концентрация $C(\text{O}_2)_{\text{равн}} = 0,05$ моль/дм³. Куда сместится равновесие при изменении давления в системе? Объяснить, почему?

102 Исходные концентрации веществ в системе



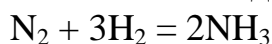
составляют: $C(\text{NO}) = 0,3$ моль/дм³; $C(\text{O}_2) = 0,1$ моль/дм³; $C(\text{NO}_2) = 0$. Определить константу равновесия, если равновесная концентрация $C(\text{O}_2)_{\text{равн}} = 0,05$ моль/дм³. Куда сместится равновесие при изменении давления в системе? Объяснить, почему?

103 Исходные концентрации веществ в системе



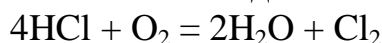
составляют: $C(\text{N}_2) = 0,3$ моль/дм³; $C(\text{O}_2) = 0,1$ моль/дм³; $C(\text{NO}) = 0$. Определить константу равновесия, если равновесная концентрация $C(\text{O}_2)_{\text{равн}} = 0,05$ моль/дм³. Куда сместится равновесие при изменении давления в системе? Объяснить, почему?

104 Исходные концентрации веществ в системе



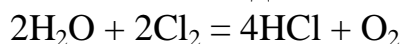
составляют: $C(\text{N}_2) = 1,0$ моль/дм³; $C(\text{H}_2) = 2,0$ моль/дм³; $C(\text{NH}_3) = 0,5$ моль/дм³. Определить константу равновесия, если равновесная концентрация $C(\text{H}_2)_{\text{равн}} = 1,1$ моль/л. Куда сместится равновесие при изменении давления в системе? Объяснить, почему?

105 Исходные концентрации веществ в системе



составляют: $C(\text{HCl}) = 0,3$ моль/дм³; $C(\text{O}_2) = 0,1$ моль/дм³; $C(\text{H}_2\text{O}) = C(\text{Cl}_2) = 0$. Определить константу равновесия, если равновесная концентрация $C(\text{O}_2)_{\text{равн}} = 0,05$ моль/дм³. Куда сместится равновесие при изменении давления в системе? Объяснить, почему?

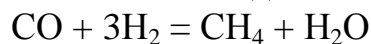
106 Исходные концентрации веществ в системе



составляют: $C(\text{H}_2\text{O}) = 0,3$ моль/дм³; $C(\text{Cl}_2) = 0,1$ моль/дм³; $C(\text{HCl}) = C(\text{O}_2) = 0$. Определить константу равновесия, если равновесная концентрация $C(\text{O}_2)_{\text{равн}}$

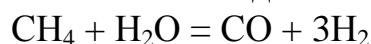
= 0,05 моль/дм³. Куда сместится равновесие при изменении давления в системе? Объяснить, почему?

107 Исходные концентрации веществ в системе



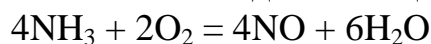
составляют: $C(\text{CO}) = 0,3$ моль/дм³; $C(\text{H}_2) = 0,5$ моль/дм³; $C(\text{CH}_4) = C(\text{H}_2\text{O}) = 0$. Определить константу равновесия, если равновесная концентрация $C(\text{H}_2)_{\text{равн}} = 0,05$ моль/дм³. Куда сместится равновесие при изменении давления в системе? Объяснить, почему?

108 Исходные концентрации веществ в системе



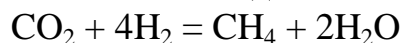
составляют: $C(\text{CH}_4) = 0,3$ моль/дм³; $C(\text{H}_2\text{O}) = 0,1$ моль/дм³; $C(\text{CO}) = C(\text{H}_2) = 0$. Определить константу равновесия, если равновесная концентрация $C(\text{CH}_4)_{\text{равн}} = 0,25$ моль/дм³. Куда сместится равновесие при изменении давления в системе? Объяснить, почему?

109 Исходные концентрации веществ в системе



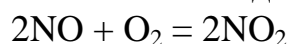
составляют: $C(\text{NH}_3) = 0,8$ моль/дм³; $C(\text{O}_2) = 0,5$ моль/дм³; $C(\text{NO}) = C(\text{H}_2\text{O}) = 0$. Определить константу равновесия, если равновесная концентрация $C(\text{O}_2)_{\text{равн}} = 0,3$ моль/дм³. Куда сместится равновесие при изменении давления в системе? Объяснить, почему?

110 Исходные концентрации веществ в системе



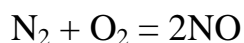
составляют: $C(\text{CO}_2) = 0,3$ моль/дм³; $C(\text{H}_2) = 0,8$ моль/дм³; $C(\text{CH}_4) = C(\text{H}_2\text{O}) = 0$. Определить константу равновесия, если равновесная концентрация $C(\text{H}_2)_{\text{равн}} = 0,4$ моль/дм³. Куда сместится равновесие при изменении давления в системе? Объяснить, почему?

111 Исходные концентрации веществ в системе



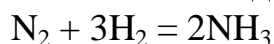
составляют: $C(\text{NO}) = 0,3$ моль/дм³; $C(\text{O}_2) = 0,1$ моль/ дм³; $C(\text{NO}_2) = 0$. Определить константу равновесия, если равновесная концентрация $C(\text{O}_2)_{\text{равн}} = 0,05$ моль/ дм³. Куда сместится равновесие при изменении давления в системе? Объяснить, почему?

112 Исходные концентрации веществ в системе



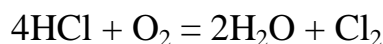
составляют: $C(\text{N}_2) = 0,3$ моль/ дм³; $C(\text{O}_2) = 0,1$ моль/ дм³; $C(\text{NO}) = 0$. Определить константу равновесия, если равновесная концентрация $C(\text{O}_2)_{\text{равн}} = 0,05$ моль/ дм³. Куда сместится равновесие при изменении давления в системе? Объяснить, почему?

113 Исходные концентрации веществ в системе



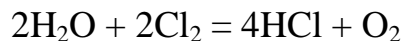
составляют: $C(\text{N}_2) = 1,0$ моль/ дм³; $C(\text{H}_2) = 2,0$ моль/ дм³; $C(\text{NH}_3) = 0,5$ моль/ дм³. Определить константу равновесия, если равновесная концентрация $C(\text{H}_2)_{\text{равн}} = 1,1$ моль/ дм³. Куда сместится равновесие при изменении давления в системе? Объяснить, почему?

114 Исходные концентрации веществ в системе



составляют: $C(\text{HCl}) = 0,3$ моль/ дм^3 ; $C(\text{O}_2) = 0,1$ моль/ дм^3 ; $C(\text{H}_2\text{O}) = C(\text{Cl}_2) = 0$. Определить константу равновесия, если равновесная концентрация $C(\text{O}_2)_{\text{равн}} = 0,05$ моль/ дм^3 . Куда сместится равновесие при изменении давления в системе? Объяснить, почему?

115 Исходные концентрации веществ в системе



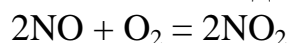
составляют: $C(\text{H}_2\text{O}) = 0,3$ моль/ дм^3 ; $C(\text{Cl}_2) = 0,1$ моль/ дм^3 ; $C(\text{HCl}) = C(\text{O}_2) = 0$. Определить константу равновесия, если равновесная концентрация $C(\text{O}_2)_{\text{равн}} = 0,05$ моль/ дм^3 . Куда сместится равновесие при изменении давления в системе? Объяснить, почему?

116 Исходные концентрации веществ в системе



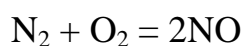
составляют: $C(\text{SO}_2) = 0,3$ моль/ дм^3 ; $C(\text{O}_2) = 0,1$ моль/ дм^3 ; $C(\text{SO}_3) = 0$. Определить константу равновесия, если равновесная концентрация $C(\text{O}_2)_{\text{равн}} = 0,05$ моль/ дм^3 . Куда сместится равновесие при изменении давления в системе? Объяснить, почему?

117 Исходные концентрации веществ в системе



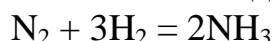
составляют: $C(\text{NO}) = 0,3$ моль/ дм^3 ; $C(\text{O}_2) = 0,1$ моль/ дм^3 ; $C(\text{NO}_2) = 0$. Определить константу равновесия, если равновесная концентрация $C(\text{O}_2)_{\text{равн}} = 0,05$ моль/ дм^3 . Куда сместится равновесие при изменении давления в системе? Объяснить, почему?

118 Исходные концентрации веществ в системе



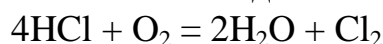
составляют: $C(\text{N}_2) = 0,3$ моль/ дм^3 ; $C(\text{O}_2) = 0,1$ моль/ дм^3 ; $C(\text{NO}) = 0$. Определить константу равновесия, если равновесная концентрация $C(\text{O}_2)_{\text{равн}} = 0,05$ моль/ дм^3 . Куда сместится равновесие при изменении давления в системе? Объяснить, почему?

119 Исходные концентрации веществ в системе



составляют: $C(\text{N}_2) = 1,0$ моль/ дм^3 ; $C(\text{H}_2) = 2,0$ моль/ дм^3 ; $C(\text{NH}_3) = 0,5$ моль/ дм^3 . Определить константу равновесия, если равновесная концентрация $C(\text{H}_2)_{\text{равн}} = 1,1$ моль/ дм^3 . Куда сместится равновесие при изменении давления в системе? Объяснить, почему?

120 Исходные концентрации веществ в системе



составляют: $C(\text{HCl}) = 0,3$ моль/ дм^3 ; $C(\text{O}_2) = 0,1$ моль/ дм^3 ; $C(\text{H}_2\text{O}) = C(\text{Cl}_2) = 0$. Определить константу равновесия, если равновесная концентрация $C(\text{O}_2)_{\text{равн}} = 0,05$ моль/ дм^3 . Куда сместится равновесие при изменении давления в системе? Объяснить, почему?

121 Сколько граммов 20 %-ного раствора соли необходимо добавить к 200 граммам 5 %-ного раствора, чтобы получился 15 %-ный раствор соли?

122 Сколько граммов 10 %-ного раствора соли необходимо добавить к 200 граммам 15 %-ного раствора, чтобы получился 10 %-ный раствор соли?

123 Сколько граммов 25 %-ного раствора соли необходимо добавить к 200 граммам 5 %-ного раствора, чтобы получился 15 %-ный раствор соли?

124 Сколько граммов 2 %-ного раствора соли необходимо добавить к 200 граммам 15 %-ного раствора, чтобы получился 10 %-ный раствор соли?

125 Сколько граммов 40 %-ного раствора соли необходимо добавить к 500 граммам 5 %-ного раствора, чтобы получился 15 %-ный раствор соли?

126 Сколько граммов 10 %-ного раствора соли необходимо добавить к 200 граммам 25 %-ного раствора, чтобы получился 15 %-ный раствор соли?

127 Сколько граммов 5 %-ного раствора соли необходимо добавить к 400 граммам 25 %-ного раствора, чтобы получился 15 %-ный раствор соли?

128 Сколько граммов 25 %-ного раствора соли необходимо добавить к 200 граммам 5 %-ного раствора, чтобы получился 10 %-ный раствор соли?

129 Сколько граммов 3 %-ного раствора соли необходимо добавить к 200 граммам 15 %-ного раствора, чтобы получился 10 %-ный раствор соли?

130 Сколько граммов 25 %-ного раствора соли необходимо добавить к 300 граммам 5 %-ного раствора, чтобы получился 20 %-ный раствор соли?

131 Сколько граммов 10 %-ного раствора соли необходимо добавить к 800 граммам 25 %-ного раствора, чтобы получился 15 %-ный раствор соли?

132 Сколько граммов 4 %-ного раствора соли необходимо добавить к 200 граммам 15 %-ного раствора, чтобы получился 10 %-ный раствор соли?

133 Сколько граммов 2 %-ного раствора соли необходимо добавить к 20 граммам 25 %-ного раствора, чтобы получился 15 %-ный раствор соли?

134 Сколько граммов 20 %-ного раствора соли необходимо добавить к 20 граммам 5 %-ного раствора, чтобы получился 15 %-ный раствор соли?

135 Сколько граммов 30 %-ного раствора соли необходимо добавить к 600 граммам 5 %-ного раствора, чтобы получился 15 %-ный раствор соли?

136 Сколько граммов 1 %-ного раствора соли необходимо добавить к 200 граммам 15 %-ного раствора, чтобы получился 5 %-ный раствор соли?

137 Сколько граммов 5 %-ного раствора соли необходимо добавить к 1000 граммам 25 %-ного раствора, чтобы получился 15 %-ный раствор соли?

138 Сколько граммов 10 %-ного раствора соли необходимо добавить к 200 граммам 5 %-ного раствора, чтобы получился 8 %-ный раствор соли?

139 Сколько граммов 15 %-ного раствора соли необходимо добавить к 1200 граммам 5 %-ного раствора, чтобы получился 10 %-ный раствор соли?

140 Сколько граммов 2 %-ного раствора соли необходимо добавить к 20 граммам 25 %-ного раствора, чтобы получился 15 %-ный раствор соли?

141 Произведение растворимости PbI_2 равно $1,35 \cdot 10^{-9}$. Вычислите растворимость PbI_2 и концентрацию ионов.

142 Определите во сколько раз растворимость $CaSO_4$ в 0,01 М растворе Na_2SO_4 меньше, чем в чистой воде, если $PP_{CaSO_4} = 6,26 \cdot 10^{-5}$.

143 К 1 л 0,1н раствора HCl прибавили 1 мл 0,01н раствора $AgNO_3$. Выпадет ли осадок и почему? $PP_{AgNO_3} = 1,6 \cdot 10^{-10}$.

144 Выпадет ли осадок, если смешать 100 мл 0,04 н раствора $CaCl_2$ со 100 мл 0,02 н раствора Na_2SO_4 ? $PP_{CaSO_4} = 6.26 \cdot 10^{-5}$.

145 Выпадет ли осадок, если к 2 л раствора $Mg(NO_3)_2$, содержащем 1,48 г этой соли, добавили 4 л 0,05 н раствора едкого натрия? $PP_{Mg(OH)_2} = 3 \cdot 10^{-11}$.

146 Произведение растворимости $Zn(OH)_2$ равно $5 \cdot 10^{-17}$. Выпадет ли осадок, если смешать 20 мл 0,02 н раствора $ZnSO_4$ с 80 мл 0,01 н раствора $NaOH$.

147 Вычислить $PP_{Mg(OH)_2}$, если растворимость равна $2 \cdot 10^{-4}$ моль/дм³.

148 Вычислить произведение растворимости сульфата бария в 0,1 М растворе сульфата натрия, если $PP_{BaSO_4} = 1 \cdot 10^{-10}$.

149 Выпадет ли осадок сульфата кальция при смешивании равных объемов 0,02 н раствора $CaCl_2$ и Na_2SO_4 ? $PP_{CaSO_4} = 2.3 \cdot 10^{-4}$.

150 Концентрация ионов фтора в насыщенном растворе CaF_2 равна $4 \cdot 10^{-4}$ моль/дм³. Найдите PP_{CaF_2} .

151 Для растворения 1 г иодистого свинца PbI_2 при 18⁰С требуется 1470 мл воды. Найдите произведение растворимости PbI_2 .

152 Сколько воды потребуется для растворения при комнатной температуре 1 г $BaCO_3$? $PP_{BaCO_3} = 1,9 \cdot 10^{-9}$.

153 Сколько граммов $PbSO_4$ можно растворить при обычной температуре в одном литре воды, если $PP_{PbSO_4} = 2.3 \cdot 10^{-8}$.

154 Растворимость иодистого свинца при 18⁰С равняется $1,5 \cdot 10^{-3}$ моль/дм³. Чему равна концентрация ионов?

155 Растворимость карбоната кальция $CaCO_3$ при 18⁰С равняется $1,3 \cdot 10^{-4}$ моль/дм³. Вычислите произведение растворимости.

156 В 500 мл воды при 18⁰С растворяется 0,0165 г Ag_2CrO_4 . Чему равно ПР этой соли?

157 Растворимость бромида свинца $PbBr_2$ при 18⁰С равна $2,7 \cdot 10^{-2}$ моль/л. Чему равно ПР этой соли?

158 Концентрация ионов фтора в насыщенном растворе CaF_2 равна $4 \cdot 10^{-4}$ моль/дм³. Найдите PP_{CaF_2} .

159 Во сколько раз уменьшится концентрация ионов серебра, если к раствору прибавить столько соляной кислоты, чтобы концентрация HCl стала равной 0,03 моль/дм³. $PP_{AgCl} = 1.2 \cdot 10^{-10}$.

160 Произведение растворимости $PP_{PbCl_2} = 2.3 \cdot 10^{-4}$. Образуется ли осадок, если к 0,1 н раствору $AgNO_3$ прибавить равный объем 0,4 н раствор $NaCl$.

161 Определить температуру замерзания водного раствора, если в 200 г этого раствора содержится 2,76 г K_2CO_3 (сильный электролит, $\alpha=1,0$). Криоскопическая константа для воды $K=1,86$.

162 Определить температуру кипения водного раствора, если в 200 г этого раствора содержится 1,42 г Na_2SO_4 (сильный электролит, $\alpha=1,0$). Эбуллиоскопическая константа для воды $E=1,86$.

163 Определить температуру замерзания водного раствора, если в 500 г этого раствора содержится 12,0 г MgSO_4 (сильный электролит, $\alpha=1,0$). Криоскопическая константа для воды $K=1,86$.

164 Определить температуру кипения водного раствора, если в 200 г этого раствора содержится 10,6 г Na_2CO_3 (сильный электролит, $\alpha=1,0$). Эбуллиоскопическая константа для воды $E=1,86$.

165 Определить температуру замерзания водного раствора, если в 500 г этого раствора содержится 7,4 г $\text{Ca}(\text{OH})_2$ (сильный электролит, $\alpha=1,0$). Криоскопическая константа для воды $K=1,86$.

166 Определить температуру кипения водного раствора, если в 2000 г этого раствора содержится 80,0 г CuSO_4 (сильный электролит, $\alpha=1,0$). Эбуллиоскопическая константа для воды $E=1,86$.

167 Определить температуру замерзания водного раствора, если в 800 г этого раствора содержится 16,0 г NaOH (сильный электролит, $\alpha=1,0$). Криоскопическая константа для воды $K=1,86$.

168 Определить температуру кипения водного раствора, если в 500 г этого раствора содержится 1,42 г Na_2SO_4 (сильный электролит, $\alpha=1,0$). Эбуллиоскопическая константа для воды $E=1,86$.

169 Определить температуру кипения водного раствора, если в 400 г этого раствора содержится 13,5 г CuCl_2 (сильный электролит, $\alpha=1,0$). Эбуллиоскопическая константа для воды $E=1,86$.

170 Определить температуру замерзания водного раствора, если в 600 г этого раствора содержится 14,8 г $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ (сильный электролит, $\alpha=1,0$). Криоскопическая константа для воды $K=1,86$.

171 Какую массу NaCl необходимо растворить в 2000 г воды, чтобы температура замерзания раствора понизилась на $3,64^\circ\text{C}$? Вещество является сильным электролитом ($\alpha=1,0$).

172 Какую массу MgCl_2 необходимо растворить в 5000 г воды, чтобы температура кипения раствора повысилась на $1,56^\circ\text{C}$? Вещество является сильным электролитом ($\alpha=1,0$).

173 Какую массу MgSO_4 необходимо растворить в 2000 г воды, чтобы температура замерзания раствора понизилась на $3,64^\circ\text{C}$? Вещество является сильным электролитом ($\alpha=1,0$).

174 Какую массу Na_2SO_4 необходимо растворить в 2000 г воды, чтобы температура кипения раствора повысилась на $1,56^\circ\text{C}$? Вещество является сильным электролитом ($\alpha=1,0$).

175 Какую массу KOH необходимо растворить в 2000 г воды, чтобы температура замерзания раствора понизилась на $3,64^\circ\text{C}$? Вещество является сильным электролитом ($\alpha=1,0$).

176 Какую массу NaCl необходимо растворить в 2000 г воды, чтобы температура кипения раствора повысилась на $1,56^\circ\text{C}$? Вещество является сильным электролитом ($\alpha=1,0$).

177 Какую массу CuSO_4 необходимо растворить в 2000 г воды, чтобы температура замерзания раствора понизилась на $3,64^\circ\text{C}$? Вещество является сильным электролитом ($\alpha=1,0$).

178 Какую массу AgNO_3 необходимо растворить в 2000 г воды, чтобы температура кипения раствора повысилась на $1,56^\circ\text{C}$? Вещество является сильным электролитом ($\alpha=1,0$).

179 Какую массу FeCl_2 необходимо растворить в 2000 г воды, чтобы температура замерзания раствора понизилась на $3,64^\circ\text{C}$? Вещество является сильным электролитом ($\alpha=1,0$).

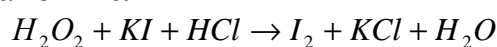
180 Какую массу Na_2CO_3 необходимо растворить в 2000 г воды, чтобы температура кипения раствора повысилась на $1,56^\circ\text{C}$? Вещество является сильным электролитом ($\alpha=1,0$).

181 Используя:

а) метод электронного баланса;

б) ионно-электронный метод,

подберите коэффициенты в следующем уравнении, укажите окислитель и восстановитель

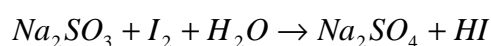


182 Используя:

а) метод электронного баланса;

б) ионно-электронный метод,

подберите коэффициенты в следующем уравнении, укажите окислитель и восстановитель

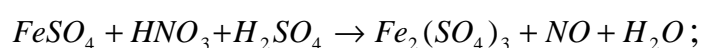


183 Используя:

а) метод электронного баланса;

б) ионно-электронный метод,

подберите коэффициенты в следующем уравнении, укажите окислитель и восстановитель

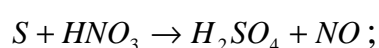


184 Используя:

а) метод электронного баланса;

б) ионно-электронный метод,

подберите коэффициенты в следующем уравнении, укажите окислитель и восстановитель

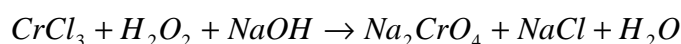


185 Используя:

а) метод электронного баланса;

б) ионно-электронный метод,

подберите коэффициенты в следующем уравнении, укажите окислитель и восстановитель

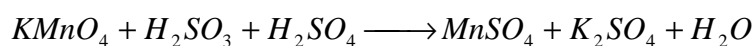


186 Используя:

а) метод электронного баланса;

б) ионно-электронный метод,

подберите коэффициенты в следующем уравнении, укажите окислитель и восстановитель

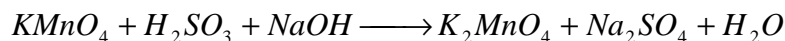


187 Используя:

а) метод электронного баланса;

б) ионно-электронный метод,

подберите коэффициенты в следующем уравнении, укажите окислитель и восстановитель

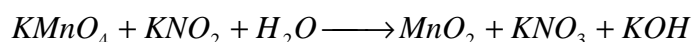


188 Используя:

а) метод электронного баланса;

б) ионно-электронный метод,

подберите коэффициенты в следующем уравнении, укажите окислитель и восстановитель

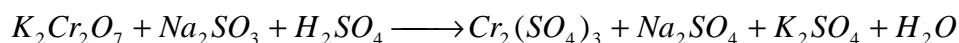


189 Используя:

а) метод электронного баланса;

б) ионно-электронный метод,

подберите коэффициенты в следующем уравнении, укажите окислитель и восстановитель

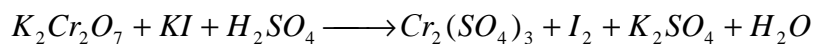


190 Используя:

а) метод электронного баланса;

б) ионно-электронный метод,

подберите коэффициенты в следующем уравнении, укажите окислитель и восстановитель

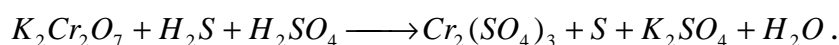


191 Используя:

а) метод электронного баланса;

б) ионно-электронный метод,

подберите коэффициенты в следующем уравнении, укажите окислитель и восстановитель

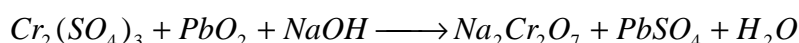


192 Используя:

а) метод электронного баланса;

б) ионно-электронный метод,

подберите коэффициенты в следующем уравнении, укажите окислитель и восстановитель

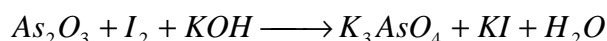


193 Используя:

а) метод электронного баланса;

б) ионно-электронный метод,

подберите коэффициенты в следующем уравнении, укажите окислитель и восстановитель

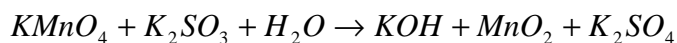


194 Используя:

а) метод электронного баланса;

б) ионно-электронный метод,

подберите коэффициенты в следующем уравнении, укажите окислитель и восстановитель

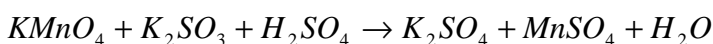


195 Используя:

а) метод электронного баланса;

б) ионно-электронный метод,

подберите коэффициенты в следующем уравнении, укажите окислитель и восстановитель



196 Используя:

а) метод электронного баланса;

б) ионно-электронный метод,

подберите коэффициенты в следующем уравнении, укажите окислитель и восстановитель

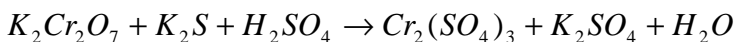


197 Используя:

а) метод электронного баланса;

б) ионно-электронный метод,

подберите коэффициенты в следующем уравнении, укажите окислитель и восстановитель



198 Используя:

а) метод электронного баланса;

б) ионно-электронный метод,

подберите коэффициенты в следующем уравнении, укажите окислитель и восстановитель

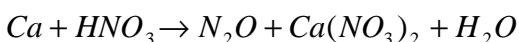


199 Используя:

а) метод электронного баланса;

б) ионно-электронный метод,

подберите коэффициенты в следующем уравнении, укажите окислитель и восстановитель

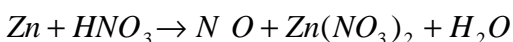


200 Используя:

а) метод электронного баланса;

б) ионно-электронный метод,

подберите коэффициенты в следующем уравнении, укажите окислитель и восстановитель



201 Железная и серебряная пластинки находятся в контакте и погружены в раствор КОН. Напишите уравнения реакций, протекающие на поверх-

ности металлов. Какой из металлов разрушается, а какой защищается? При необходимости взять данные из таблицы А.4 приложения, А.

202 Свинцовая и серебряная пластинки находятся в контакте и погружены в раствор соли NaCl. Напишите уравнения реакций, протекающие на поверхности металлов. Какой из металлов разрушается, а какой защищается? При необходимости взять данные из таблицы А.4 приложения, А.

203 Магниева и серебряная пластинки находятся в контакте и погружены в раствор КОН. Напишите уравнения реакций, протекающие на поверхности металлов. Какой из металлов разрушается, а какой защищается? При необходимости взять данные из таблицы А.4 приложения, А.

204 Свинцовая и медная пластинки находятся в контакте и погружены в раствор кислоты HCl. Напишите уравнения реакций, протекающие на поверхности металлов. Какой из металлов разрушается, а какой защищается? При необходимости взять данные из таблицы А.4 приложения, А.

205 Никелевая и серебряная пластинки находятся в контакте и погружены в раствор HCl. Напишите уравнения реакций, протекающие на поверхности металлов. Какой из металлов разрушается, а какой защищается? При необходимости взять данные из таблицы А.4 приложения, А.

206 Магниева и свинцовая пластинки находятся в контакте и погружены в раствор КОН. Напишите уравнения реакций, протекающие на поверхности металлов. Какой из металлов разрушается, а какой защищается? При необходимости взять данные из таблицы А.4 приложения, А.

207 Магниева и железная и медная пластинки находятся в контакте и погружены в раствор K_2CO_3 . Напишите уравнения реакций, протекающие на поверхности металлов. Какой из металлов разрушается, а какой защищается? При необходимости взять данные из таблицы А.4 приложения, А.

208 Алюминиевая и медная пластинки находятся в контакте и погружены в раствор KCl. Напишите уравнения реакций, протекающие на поверхности металлов. Какой из металлов разрушается, а какой защищается? При необходимости взять данные из таблицы А.4 приложения, А.

209 Марганцевая и медная пластинки находятся в контакте и погружены в раствор КОН. Напишите уравнения реакций, протекающие на поверхности металлов. Какой из металлов разрушается, а какой защищается? При необходимости взять данные из таблицы А.4 приложения, А.

210 Свинцовая и серебряная пластинки находятся в контакте и погружены в раствор KCl. Напишите уравнения реакций, протекающие на поверхности металлов. Какой из металлов разрушается, а какой защищается? При необходимости взять данные из таблицы А.4 приложения, А.

211 Свинцовая и серебряная пластинки находятся в контакте и погружены в раствор HCl. Напишите уравнения реакций, протекающие на поверхности металлов. Какой из металлов разрушается, а какой защищается? При необходимости взять данные из таблицы А.4 приложения, А.

212 Магниева и серебряная пластинки находятся в контакте и погружены в раствор NaCl. Напишите уравнения реакций, протекающие на по-

верхности металлов. Какой из металлов разрушается, а какой защищается? При необходимости взять данные из таблицы А.4 приложения, А.

213 Свинцовая и медная пластинки находятся в контакте и погружены в раствор NaOH. Напишите уравнения реакций, протекающие на поверхности металлов. Какой из металлов разрушается, а какой защищается? При необходимости взять данные из таблицы А.4 приложения, А.

214 Никелевая и серебряная пластинки находятся в контакте и погружены в раствор H_2SO_4 . Напишите уравнения реакций, протекающие на поверхности металлов. Какой из металлов разрушается, а какой защищается? При необходимости взять данные из таблицы А.4 приложения, А.

215 Магниева и свинцовая пластинки находятся в контакте и погружены в раствор KOH. Напишите уравнения реакций, протекающие на поверхности металлов. Какой из металлов разрушается, а какой защищается? При необходимости взять данные из таблицы А.4 приложения, А.

216 Железная и серебряная пластинки находятся в контакте и погружены в раствор KOH. Напишите уравнения реакций, протекающие на поверхности металлов. Какой из металлов разрушается, а какой защищается? При необходимости взять данные из таблицы А.4 приложения, А.

217 Свинцовая и серебряная пластинки находятся в контакте и погружены в раствор соли NaCl. Напишите уравнения реакций, протекающие на поверхности металлов. Какой из металлов разрушается, а какой защищается? При необходимости взять данные из таблицы А.4 приложения, А.

218 Магниева и серебряная пластинки находятся в контакте и погружены в раствор KNO_3 . Напишите уравнения реакций, протекающие на поверхности металлов. Какой из металлов разрушается, а какой защищается? При необходимости взять данные из таблицы А.4 приложения, А.

219 Свинцовая и медная пластинки находятся в контакте и погружены в раствор $NaNO_3$. Напишите уравнения реакций, протекающие на поверхности металлов. Какой из металлов разрушается, а какой защищается? При необходимости взять данные из таблицы А.4 приложения, А.

220 Никелевая и серебряная пластинки находятся в контакте и погружены в раствор NaOH. Напишите уравнения реакций, протекающие на поверхности металлов. Какой из металлов разрушается, а какой защищается? При необходимости взять данные из таблицы А.4 приложения, А.

221 Определить массы веществ, выделившихся на катоде и аноде при электролизе водного раствора K_2CO_3 током 100 А в течение 9650 с. Напишите уравнения анодного и катодного процессов. При необходимости взять данные из таблицы А.4 приложения, А.

222 Определить массы веществ, выделившихся на катоде и аноде при электролизе водного раствора Na_2SO_4 током 100 А в течение 9650 с. Напишите уравнения анодного и катодного процессов. При необходимости взять данные из таблицы А.4 приложения, А.

223 Определить массы веществ, выделившихся на катоде и аноде при электролизе водного раствора $CuSO_4$ током 100 А в течение 9650 с. Напиши-

уравнения анодного и катодного процессов. При необходимости взять данные из таблицы А.4 приложения, А.

235 Определить массы веществ, выделившихся на катоде и аноде при электролизе водного раствора $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ током 100 А в течение 9650 с. Напишите уравнения анодного и катодного процессов. При необходимости взять данные из таблицы А.4 приложения, А.

236 Определить массы веществ, выделившихся на катоде и аноде при электролизе водного раствора $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ током 100 А в течение 9650 с. Напишите уравнения анодного и катодного процессов. При необходимости взять данные из таблицы А.4 приложения, А.

237 Определить массы веществ, выделившихся на катоде и аноде при электролизе водного раствора MgCl_2 током 100 А в течение 9650 с. Напишите уравнения анодного и катодного процессов. При необходимости взять данные из таблицы А.4 приложения, А.

238 Определить массы веществ, выделившихся на катоде и аноде при электролизе водного раствора Na_2CO_3 током 100 А в течение 9650 с. Напишите уравнения анодного и катодного процессов. При необходимости взять данные из таблицы А.4 приложения, А.

239 Определить массы веществ, выделившихся на катоде и аноде при электролизе водного раствора AuCl_3 током 100 А в течение 9650 с. Напишите уравнения анодного и катодного процессов. При необходимости взять данные из таблицы А.4 приложения, А.

240 Определить массы веществ, выделившихся на катоде и аноде при электролизе водного раствора $\text{Ca}(\text{OH})_2$ током 100 А в течение 9650 с. Напишите уравнения анодного и катодного процессов. При необходимости взять данные из таблицы А.4 приложения, А.

241 Напишите электронную формулу азота. Исходя из электронной формулы и положения атома этого элемента в Периодической системе Д.И.Менделеева, определить:

- минимальную и максимальную степени окисления;
- формулы возможных оксидов;
- формулу высшего гидроксида;
- формулу химического соединения данного элемента с водородом;
- формулу химического соединения данного элемента с хлором.

242 Напишите электронную формулу углерода. Исходя из электронной формулы и положения атома этого элемента в Периодической системе Д.И.Менделеева, определить:

- минимальную и максимальную степени окисления;
- формулы возможных оксидов;
- формулу высшего гидроксида;
- формулу химического соединения данного элемента с водородом;
- формулу химического соединения данного элемента с хлором.

243 Напишите электронную формулу фосфора. Исходя из электронной формулы и положения атома этого элемента в Периодической системе Д.И.Менделеева, определить:

- минимальную и максимальную степени окисления;
- формулы возможных оксидов;
- формулу высшего гидроксида;
- формулу химического соединения данного элемента с водородом;
- формулу химического соединения данного элемента с хлором.

244 Напишите электронную формулу кремния. Исходя из электронной формулы и положения атома этого элемента в Периодической системе Д.И.Менделеева, определить:

- минимальную и максимальную степени окисления;
- формулы возможных оксидов;
- формулу высшего гидроксида;
- формулу химического соединения данного элемента с водородом;
- формулу химического соединения данного элемента с хлором.

245 Напишите электронную формулу серы. Исходя из электронной формулы и положения атома этого элемента в Периодической системе Д.И.Менделеева, определить:

- минимальную и максимальную степени окисления;
- формулы возможных оксидов;
- формулу высшего гидроксида;
- формулу химического соединения данного элемента с водородом;
- формулу химического соединения данного элемента с хлором.

246 Напишите электронную формулу хрома. Исходя из электронной формулы и положения атома этого элемента в Периодической системе Д.И.Менделеева, определить:

- минимальную и максимальную степени окисления;
- формулы возможных оксидов;
- формулу высшего гидроксида;
- формулу химического соединения данного элемента с водородом;
- формулу химического соединения данного элемента с хлором.

247 Напишите электронную формулу марганца. Исходя из электронной формулы и положения атома этого элемента в Периодической системе Д.И.Менделеева, определить:

- минимальную и максимальную степени окисления;
- формулы возможных оксидов;
- формулу высшего гидроксида;
- формулу химического соединения данного элемента с водородом;
- формулу химического соединения данного элемента с хлором.

248 Напишите электронную формулу германия. Исходя из электронной формулы и положения атома этого элемента в Периодической системе Д.И.Менделеева, определить:

- минимальную и максимальную степени окисления;
- формулы возможных оксидов;
- формулу высшего гидроксида;
- формулу химического соединения данного элемента с водородом;
- формулу химического соединения данного элемента с хлором.

249 Напишите электронную формулу мышьяка. Исходя из электронной формулы и положения атома этого элемента в Периодической системе Д.И.Менделеева, определить:

- минимальную и максимальную степени окисления;
- формулы возможных оксидов;
- формулу высшего гидроксида;
- формулу химического соединения данного элемента с водородом;
- формулу химического соединения данного элемента с хлором.

250 Напишите электронную формулу селена. Исходя из электронной формулы и положения атома этого элемента в Периодической системе Д.И.Менделеева, определить:

- минимальную и максимальную степени окисления;
- формулы возможных оксидов;
- формулу высшего гидроксида;
- формулу химического соединения данного элемента с водородом;
- формулу химического соединения данного элемента с хлором.

251 Напишите электронную формулу молибдена. Исходя из электронной формулы и положения атома этого элемента в Периодической системе Д.И.Менделеева, определить:

- минимальную и максимальную степени окисления;
- формулы возможных оксидов;
- формулу высшего гидроксида;
- формулу химического соединения данного элемента с водородом;
- формулу химического соединения данного элемента с хлором.

252 Напишите электронную формулу олова. Исходя из электронной формулы и положения атома этого элемента в Периодической системе Д.И.Менделеева, определить:

- минимальную и максимальную степени окисления;
- формулы возможных оксидов;
- формулу высшего гидроксида;
- формулу химического соединения данного элемента с водородом;
- формулу химического соединения данного элемента с хлором.

253 Напишите электронную формулу висмута. Исходя из электронной формулы и положения атома этого элемента в Периодической системе Д.И.Менделеева, определить:

- минимальную и максимальную степени окисления;
- формулы возможных оксидов;
- формулу высшего гидроксида;
- формулу химического соединения данного элемента с водородом;
- формулу химического соединения данного элемента с хлором.

254 Напишите электронную формулу теллура. Исходя из электронной формулы и положения атома этого элемента в Периодической системе Д.И.Менделеева, определить:

- минимальную и максимальную степени окисления;
- формулы возможных оксидов;

- формулу высшего гидроксида;
- формулу химического соединения данного элемента с водородом;
- формулу химического соединения данного элемента с хлором.

255 Напишите электронную формулу вольфрама. Исходя из электронной формулы и положения атома этого элемента в Периодической системе Д.И.Менделеева, определить:

- минимальную и максимальную степени окисления;
- формулы возможных оксидов;
- формулу высшего гидроксида;
- формулу химического соединения данного элемента с водородом;
- формулу химического соединения данного элемента с хлором.

256 Напишите электронную формулу алюминия. Исходя из электронной формулы и положения атома этого элемента в Периодической системе Д.И.Менделеева, определить:

- минимальную и максимальную степени окисления;
- формулы возможных оксидов;
- формулу высшего гидроксида;
- формулу химического соединения данного элемента с водородом;
- формулу химического соединения данного элемента с хлором.

257 Напишите электронную формулу титана. Исходя из электронной формулы и положения атома этого элемента в Периодической системе Д.И.Менделеева, определить:

- минимальную и максимальную степени окисления;
- формулы возможных оксидов;
- формулу высшего гидроксида;
- формулу химического соединения данного элемента с водородом;
- формулу химического соединения данного элемента с хлором.

258 Напишите электронную формулу ванадия. Исходя из электронной формулы и положения атома этого элемента в Периодической системе Д.И.Менделеева, определить:

- минимальную и максимальную степени окисления;
- формулы возможных оксидов;
- формулу высшего гидроксида;
- формулу химического соединения данного элемента с водородом;
- формулу химического соединения данного элемента с хлором.

259 Напишите электронную формулу галлия. Исходя из электронной формулы и положения атома этого элемента в Периодической системе Д.И.Менделеева, определить:

- минимальную и максимальную степени окисления;
- формулы возможных оксидов;
- формулу высшего гидроксида;
- формулу химического соединения данного элемента с водородом;
- формулу химического соединения данного элемента с хлором.

260 Напишите электронную формулу индия. Исходя из электронной формулы и положения атома этого элемента в Периодической системе Д.И.Менделеева, определить:

- минимальную и максимальную степени окисления;
- формулы возможных оксидов;
- формулу высшего гидроксида;
- формулу химического соединения данного элемента с водородом;
- формулу химического соединения данного элемента с хлором.

261 Напишите электронную формулу скандия. Исходя из электронной формулы и положения атома этого элемента в Периодической системе Д.И.Менделеева, определить:

- минимальную и максимальную степени окисления;
- формулы возможных оксидов;
- формулу высшего гидроксида;
- формулу химического соединения данного элемента с водородом;
- формулу химического соединения данного элемента с хлором.

262 Напишите электронную формулу железа. Исходя из электронной формулы и положения атома этого элемента в Периодической системе Д.И.Менделеева, определить:

- минимальную и максимальную степени окисления;
- формулы возможных оксидов;
- формулу высшего гидроксида;
- формулу химического соединения данного элемента с водородом;
- формулу химического соединения данного элемента с хлором.

263 Напишите электронную формулу сурьмы. Исходя из электронной формулы и положения атома этого элемента в Периодической системе Д.И.Менделеева, определить:

- минимальную и максимальную степени окисления;
- формулы возможных оксидов;
- формулу высшего гидроксида;
- формулу химического соединения данного элемента с водородом;
- формулу химического соединения данного элемента с хлором.

264 Напишите электронную формулу брома. Исходя из электронной формулы и положения атома этого элемента в Периодической системе Д.И.Менделеева, определить:

- минимальную и максимальную степени окисления;
- формулы возможных оксидов;
- формулу высшего гидроксида;
- формулу химического соединения данного элемента с водородом;
- формулу химического соединения данного элемента с хлором.

265 Напишите электронную формулу йода. Исходя из электронной формулы и положения атома этого элемента в Периодической системе Д.И.Менделеева, определить:

- минимальную и максимальную степени окисления;
- формулы возможных оксидов;

- формулу высшего гидроксида;
- формулу химического соединения данного элемента с водородом;
- формулу химического соединения данного элемента с хлором.

266 Напишите электронную формулу серебра. Исходя из электронной формулы и положения атома этого элемента в Периодической системе Д.И.Менделеева, определить:

- минимальную и максимальную степени окисления;
- формулы возможных оксидов;
- формулу высшего гидроксида;
- формулу химического соединения данного элемента с водородом;
- формулу химического соединения данного элемента с хлором.

267 Напишите электронную формулу цезия. Исходя из электронной формулы и положения атома этого элемента в Периодической системе Д.И.Менделеева, определить:

- минимальную и максимальную степени окисления;
- формулы возможных оксидов;
- формулу высшего гидроксида;
- формулу химического соединения данного элемента с водородом;
- формулу химического соединения данного элемента с хлором.

268 Напишите электронную формулу рубидия. Исходя из электронной формулы и положения атома этого элемента в Периодической системе Д.И.Менделеева, определить:

- минимальную и максимальную степени окисления;
- формулы возможных оксидов;
- формулу высшего гидроксида;
- формулу химического соединения данного элемента с водородом;
- формулу химического соединения данного элемента с хлором.

269 Напишите электронную формулу ниобия. Исходя из электронной формулы и положения атома этого элемента в Периодической системе Д.И.Менделеева, определить:

- минимальную и максимальную степени окисления;
- формулы возможных оксидов;
- формулу высшего гидроксида;
- формулу химического соединения данного элемента с водородом;
- формулу химического соединения данного элемента с хлором.

270 Напишите электронную формулу фтора. Исходя из электронной формулы и положения атома этого элемента в Периодической системе Д.И.Менделеева, определить:

- минимальную и максимальную степени окисления;
- формулы возможных оксидов;
- формулу высшего гидроксида;
- формулу химического соединения данного элемента с водородом;
- формулу химического соединения данного элемента с хлором.

271 Напишите электронную формулу стронция. Исходя из электронной формулы и положения атома этого элемента в Периодической системе Д.И.Менделеева, определить:

- минимальную и максимальную степени окисления;
- формулы возможных оксидов;
- формулу высшего гидроксида;
- формулу химического соединения данного элемента с водородом;
- формулу химического соединения данного элемента с хлором.

272 Напишите электронную формулу лития. Исходя из электронной формулы и положения атома этого элемента в Периодической системе Д.И.Менделеева, определить:

- минимальную и максимальную степени окисления;
- формулы возможных оксидов;
- формулу высшего гидроксида;
- формулу химического соединения данного элемента с водородом;
- формулу химического соединения данного элемента с хлором.

273 Напишите электронную формулу кадмия. Исходя из электронной формулы и положения атома этого элемента в Периодической системе Д.И.Менделеева, определить:

- минимальную и максимальную степени окисления;
- формулы возможных оксидов;
- формулу высшего гидроксида;
- формулу химического соединения данного элемента с водородом;
- формулу химического соединения данного элемента с хлором.

274 Напишите электронную формулу никеля. Исходя из электронной формулы и положения атома этого элемента в Периодической системе Д.И.Менделеева, определить:

- минимальную и максимальную степени окисления;
- формулы возможных оксидов;
- формулу высшего гидроксида;
- формулу химического соединения данного элемента с водородом;
- формулу химического соединения данного элемента с хлором.

275 Напишите электронную формулу индия. Исходя из электронной формулы и положения атома этого элемента в Периодической системе Д.И.Менделеева, определить:

- минимальную и максимальную степени окисления;
- формулы возможных оксидов;
- формулу высшего гидроксида;
- формулу химического соединения данного элемента с водородом;
- формулу химического соединения данного элемента с хлором.

Список использованных источников

- 1 Ахметов, Н.В. Общая и неорганическая химия/ Н.В. Ахметов. – М.: ВШ, 2002. – 743 с.
- 2 Карапетьянц, М.Х. Общая и неорганическая химия/ М.Х. Карапетьянц, С.И. Дракин. – М.: Химия, 2000. – 592 с.
- 3 Глинка, Н.Л. Общая химия/ Н.Л.Глинка; под ред. А.И.Ермакова. – 30-е изд., испр. – М.: Интеграл – Пресс, 2010. – 728 с.
- 4 Глинка, Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии/ Н.Л.Глинка; под ред. В.А.Рабиновича и Х.Н.Рубинной. - М.: Интеграл – Пресс, 2007. – 240 с.
- 5 Некрасов, Б.В. Основы общей химии / Б.В.Некрасов. – 4-еизд., стер. – СПб.: Лань, 2003. – 557 с.
- 6 Угай, Я.А. Общая и неорганическая химия/ Я.А.Угай. - М.:ВШ, 2002. – 527 с.
- 7 Зубович, И.А. Неорганическая химия/ И.А. Зубович. – М.: Высшая школа, 1989. – 432 с.
- 8 Реми, Г. Курс неорганической химии: в 2 т./ Г. Реми. - М.: Мир, 1973.-Т.1.– 625 с.; 1974.-Т.2. – 838 с.

Приложение А
(справочное)
Справочные данные

Таблица А.1– Название некоторых кислот и их солей

Кислота		Кислотный остаток	
Название	Формула	Название	Формула
Азотистая	HNO_2	Нитриты	NO_2^-
Азотная	HNO_3	Нитраты	NO_3^-
Бромоводородная	HBr	Бромиды	Br^-
Дихромовая	$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	Дихроматы	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$
Иодоводородная	HI	Иодиды	I^-
Кремневая	H_2SiO_3	Силикаты	SiO_3^{2-}
Марганцовая	HMnO_4	Перманганаты	MnO_4^-
Сероводородная	H_2S	Сульфиды	S^{2-}
Серная	H_2SO_4	Сульфаты	SO_4^{2-}
Тиосерная	$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$	Тиосульфаты	$\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$
Тиоциановодородная	HNCS	Тиоцианаты	NCS^-
Угльная	H_2CO_3	Карбонаты	CO_3^{2-}
Уксусная	CH_3COOH	Ацетаты	CH_3COO^-
Фосфорная	H_3PO_4	Фосфаты	PO_4^{3-}
Фтороводородная	HF	Фториды	F^-
Хлороводородная (соляная)	HCl	Хлориды	Cl^-
Хлорноватистая	HClO	Гипохлориты	ClO^-
Хлористая	HClO_2	Хлориты	ClO_2^-
Хлорноватая	HClO_3	Хлораты	ClO_3^-
Хлорная	HClO_4	Перхлораты	ClO_4^-
Хромовая	H_2CrO_4	Хроматы	CrO_4^{2-}
Цианистоводородная	HCN	Цианиды	CN^-

Таблица А.2 – Растворимость солей, кислот и оснований в воде

Ионы	H ⁺	NH ₄ ⁺	K ⁺	Na ⁺	Ag ⁺	Ba ⁺²	Ca ⁺²	Mg ⁺²	Zn ⁺²	Cu ⁺²	Hg ⁺²	Pb ⁺²	Fe ⁺²	Fe ⁺³	Al ⁺³	Cr ⁺³
OH ⁻		Р	Р	Р	—	Р	М	М	Н	Н	—	Н	Н	Н	Н	Н
F ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	М	Н	Н	М	Н	—	Н	Н	Н	М	Н
Cl ⁻	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	Р	Р
Br ⁻	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	М	М	Р	Р	Р	Р
I ⁻	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Р	Р	Р	Р
S ⁻²	Р	—	Р	Р	Н	Р	М	Н	Н	Н	Н	Н	Н	—	—	—
SO ₃ ⁻²	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	—	—	—
SO ₄ ⁻²	Р	Р	Р	Р	М	Н	М	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Р
NO ₃ ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
CO ₃ ⁻²	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	—	—
SiO ₃ ⁻²	Н	—	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	—	Н	Н	Н	Н	Н
PO ₄ ⁻³	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
CH ₃ COO ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р

Р – растворимые (более 10 г в 100 г воды);
М – малорастворимые (от 10 до 1 г в 100 г воды);
Н – нерастворимые (меньше 1 г в 100 г воды);
прочерк – разлагаются водой или не существуют

Таблица А.3 – Термодинамические величины некоторых веществ

Вещество	ΔH°_{298} , кДж / моль	S°_{298} , Дж / (моль·К)	ΔG°_{298} , кДж / моль	C_p Дж / (моль·К)
1	2	3	4	5
Al ₂ O _{3(к.)}	-1676,0	50,9	-1582,0	79,0
BaO _(к.)	-558,1	70,3	-528,4	47,28
BaCO _{3(к.)}	-1218,8	112,1	-1138,8	85,34
BaCl ₂	-860,06	125,5	-810,9	75,4
C _(графит)	0	5,7	0	8,66
CO _(г.)	-110,5	197,5	-137,1	29,142
CO _{2 (г.)}	-393,5	213,7	-394,4	37,129
COCl _{2(г.)}	-223,1	289,24	-210,5	60,71
CaCO _{3(к.)}	-1207,0	88,7	-1127,7	81,89
CaO _(к.)	-635,5	39,7	-604,2	48,53
Ca(OH) _{2(к.)}	-986,6	76,1	-898,8	84,5
Cl _{2(г.)}	0	222,9	0	33,93
CuCO _{3(к.)}	-595,0	87,8	-518,0	
CuO _(к.)	-155,2	43,51	-127,2	44,4
CuSO ₄	-769,9	113,4	-662,0	103,3
H _{2(г.)}	0	130,5	0	28,83
H ₂ O _(г.)	-241,8	188,7	-228,6	33,57
H ₂ O _(ж.)	-285,8	70,1	-237,3	75,29
Hg ₂ SO ₄	-741,99	200,75	-623,92	132,0
KBr	-392,17	92,26	-379,20	53,63
KCl	-435,87	82,67	-408,32	51,51
KI	-327,65	104,35	-322,31	55,06
KNO ₃	-492,71	132,92	-393,13	96,28
MnCl ₂	-482,4	117,1	-441,4	72,88
MgCO _{3(к.)}	-1112,93	65,7	-1029,2	75,52
MgO _(к.)	-601,83	26,8	-569,57	37,41
Mg(OH) _{2(к.)}	-924,7	63,14	-833,74	77,03
N _{2(г.)}	0	191,5	0	29,12
NH _{3(г.)}	-46,2	192,6	-16,7	35,65
NH ₄ Cl	-313,59	133,0	-213,60	87,0
NO _(г.)	90,3	210,6	86,6	29,86
NO _{2(г.)}	33,5	240,2	51,5	37,90
NaBr	-359,95	84,1	-350,2	52,01
NaC ₂ H ₃ O ₂	-710,4	123,0	-608,4	80,3
NaCl	-411,0	72,38	-384,03	50,71
NaHCO ₃	-947,7	102,1	-851,8	87,61
NaNO ₃	-466,68	116,3	-365,9	93,01

Продолжение таблицы А.3

1	2	3	4	5
Na ₂ CO _{3(к.)}	-1130,9	136,0	-1047,7	109,6
Na ₂ O	-415,89	72,8	-376,6	70,9
Na ₂ SO ₄	-1384,5	149,5	-1266,9	127,2
O _{2(г.)}	0	205,0	0	29,37
SO _{2(г.)}	-296,9	248,1	-300,2	39,79
SO _{3(г.)}	-395,8	256,7	-371,2	50,7
ZnCO _{3(к.)}	-812,6	82,4	-731,4	82,17
ZnO _(к.)	-347,99	44,0	-318,2	40,25
ZnSO ₄	-978,55	124,7	-871,57	119,2

Таблица А.4 – Плотность растворов некоторых кислот и оснований при 20 °С

Массовая доля, %	Плотность растворов, г/см ³				
	H ₂ SO ₄	HNO ₃	HCl	NaOH	NH ₃
1	2	3	4	5	6
2	1,012	1,009	1,008	1,021	0,990
4	1,025	1,020	1,018	1,043	0,981
6	1,038	1,031	1,023	1,065	0,973
8	1,052	1,043	1,038	1,087	0,965
10	1,066	1,054	1,047	1,109	0,958
12	1,080	1,066	1,057	1,131	0,950
14	1,095	1,078	1,069	1,153	0,943
16	1,109	1,090	1,078	1,175	0,936
18	1,124	1,103	1,088	1,197	0,930
20	1,139	1,115	1,098	1,219	0,923
22	1,155	1,128	1,0108	1,241	0,916
24	1,170	1,140	1,119	1,263	0,910
26	1,186	1,153	1,129	1,285	0,904
28	1,202	1,167	1,139	1,306	0,898
30	1,219	1,180	1,149	1,328	0,892
32	1,235	1,193	1,159	1,349	0,886
34	1,252	1,207	1,169	1,370	
36	1,268	1,221	1,179	1,390	
38	1,286	1,234	1,189	1,410	
40	1,303	1,246	1,198	1,430	
42	1,321	1,259		1,449	
44	1,337	1,272		1,469	

Продолжение таблицы А.4

1	2	3	4	5	6
46	1,357	1,285		1,487	
48	1,376	1,298		1,507	
50	1,395	1,310		1,525	
52	1,415	1,322		1,543	
54	1,435	1,334			
56	1,456	1,345			
58	1,477	1,356			
60	1,498	1,367			
62	1,520	1,377			
64	1,542	1,387			
66	1,565	1,396			
68	1,587	1,405			
70	1,611	1,413			
72	1,634	1,422			
74	1,651	1,430			
76	1,681	1,438			
78	1,704	1,445			
80	1,727	1,452			
82	1,749	1,459			
84	1,769	1,466			
88	1,802	1,477			
90	1,814	1,483			
92	1,824	1,487			
94	1,831	1,491			
98	1,836	1,501			
100	1,841	1,513			

Таблица А.5 – Электронные конфигурации элементов

Пе-риод	Поряд-ков-ый номер	Эле-мент	Электронная конфигура-ция	Пе-риод	Поряд-ков-ый номер	Эле-мент	Электронная конфигура-ция			
1	2	3	4	5	6	7	8			
1	1	H	$1s^1$	4	19	K				
	2	He	$1s^2$							
2	3	Li	$[\text{He}]2s^1$					20	Ca	$[\text{Ar}]4s^1$
	4	Be	$2s^2$					21	Sc	$4s^2$
	5	B	$2s^2 2p^1$					22	Ti	$3d^1 4s^2$
	6	C	$2s^2 2p^2$					23	V	$3d^2 4s^2$
	7	N	$2s^2 2p^3$					24	Cr	$3d^3 4s^2$
	8	O	$2s^2 2p^4$					25	Mn	$3d^5 4s^1$
	9	F	$2s^2 2p^5$					26	Fe	$3d^5 4s^2$
	10	Ne	$2s^2 2p^6$					27	Co	$3d^6 4s^2$
3	11	Na	$[\text{Ne}]3s^1$					28	Ni	$3d^7 4s^2$
	12	Mg	$3s^2$					29	Cu	$3d^8 4s^2$
	13	Al	$3s^2 3p^1$					30	Zn	$3d^{10} 4s^1$
	14	Si	$3s^2 3p^2$					31	Ga	$3d^{10} 4s^2$
	15	P	$3s^2 3p^3$					32	Ge	$3d^{10} 4s^2 4p^1$
	16	S	$3s^2 3p^4$					33	As	$3d^{10} 4s^2 4p^2$
	17	Cl	$3s^2 3p^5$					34	Se	$3d^{10} 4s^3 4p^3$
	18	Ar	$3s^2 3p^6$					35	Br	$3d^{10} 4s^2 4p^4$
5	37	Rb	$[\text{Kr}]5s^2$	36	Kr	$3d^{10} 4s^2 4p^6$				
	38	Sr	$5s^2$	5	46	Pd	$4d^{10} 5s^0$			
	39	Y	$4d^1 5s^2$				47	Ag	$4d^{10} 5s^1$	
	40	Zr	$4d^2 5s^2$				48	Cd	$4d^{10} 5s^2$	
	41	Nb	$4d^4 5s^1$				49	In	$4d^{10} 5s^2 5p^1$	
	42	Mo	$4d^5 5s^1$				50	Sn	$4d^{10} 5s^2 5p^2$	
	43	Tc	$4d^5 5s^2$				51	Sb	$4d^{10} 5s^2 5p^3$	
	44	Ru	$4d^7 5s^1$				52	Te	$4d^{10} 5s^2 5p^4$	
45	Rh	$4d^8 5s^1$	53				I	$4d^{10} 5s^2 5p^5$		
				54	Xe	$4d^{10} 5s^2 5p^6$				

Продолжение таблицы А.5

1	2	3	4	5	6	7	8
6	55	Cs	[Xe]6s ¹	7	87	Fr	[Rn]7s ¹
	56	Ba	6s ²		88	Ra	7s ²
	57	La	5d ¹ 6s ²		89	Ac	6d ¹ 7s ²
	58	Ce	4f ² 6s ²		90	Th	6d ² 7s ²
	59	Pr	4f ³ 6s ²		91	Pa	5f ² 7d ¹ 7s ²
	60	Nd	4f ⁴ 6s ²		92	U	5f ³ 6d ¹ 7s ²
	61	Pm	4f ⁵ 6s ²		93	Np	5f ⁴ 6d ¹ 7s ²
	62	Sm	4f ⁶ 6s ²		94	Pu	5f ⁶ 7s ²
	63	Eu	4f ⁷ 6s ²		95	Am	5f ⁷ 7s ²
	64	Gd	4f ⁷ 5d ¹ 6s ²		96	Cm	5f ⁷ 6d ¹ 7s ²
	65	Tb	4f ⁹ 6s ²		97	Bk	5f ⁸ 6d ¹ 7s ²
	66	Dy	4f ¹⁰ 6s ²		98	Cf	5f ¹⁰ 7s ²
	67	Ho	4f ¹¹ 6s ²		99	Es	5f ¹¹ 7s ²
	68	Er	4f ¹² 6s ²		100	Fm	5f ¹² 7s ²
	69	Tm	4f ¹³ 6s ²		101	Vd	5f ¹³ 7s ²
	70	Yb	4f ¹⁴ 6s ²		102	(No)	5f ¹⁴ 7s ²
	71	Lu	4f ¹⁴ 5d ¹ 6s ²		103	(Lr)	5f ¹⁴ 6d ¹ 7s ²
	72	Hf	5d ² 6s ²		104	(Ku)	6d ² 7s ²
	73	Ta	5d ³ 6s ²		105	(Ns)	6d ² 7s ²
	74	W	5d ⁴ 6s ²		106	–	6d ⁴ 7s ²
	75	Re	5d ⁵ 6s ²		107	–	6d ⁵ 7s ²
	76	Os	5d ⁶ 6s ²		108	–	6d ⁶ 7s ²
	77	Ir	5d ⁷ 6s ²		109	–	6d ⁷ 7s ²
	78	Pt	5d ⁹ 6s ¹				
	79	Au	5d ¹⁰ 6s ¹				
	80	Hg	5d ¹⁰ 6s ²				
81	Tl	5d ¹⁰ 6s ² 6p ¹					
82	Pb	5d ¹⁰ 6s ² 6p ²					
83	Bi	5d ¹⁰ 6s ² 6p ³					
84	Po	5d ¹⁰ 6s ² 6p ⁴					
85	At	5d ¹⁰ 6s ² 6p ⁵					
86	Rn	5d ¹⁰ 6s ² 6p ⁶					

Таблица А.6 – Электроотрицательность химических элементов (по шкале Л. Полинга)

Эле- Мент	ЭО	Эле- Мент	ЭО	Эле- мент	ЭО	Эле- мент	ЭО
Ac	1,1	Cs	0,7	Mn	1,5	Sc	1,3
Ag	1,4	Cu	1,9	Mo	1,8	Se	2,4
Al	1,5	F	4,0	N	3,0	Si	1,8
As	2,0	Fe	1,8	Na	0,9	Sn	1,8
At	2,2	Fr	0,7	Nb	1,6	Sr	1,0
Au	2,4	Ga	1,6	Ni	1,8	Ta	1,5
B	2,0	Ge	1,8	O	3,5	Tc	1,9
Ba	0,9	H	2,1	P	2,1	Te	2,1
Be	1,5	Hf	1,3	Pb	1,8	Ti	1,5
Bi	1,9	Hg	1,9	Po	2,0	Tl	1,8
Br	2,8	I	2,5	Pt	2,2	V	1,6
C	2,5	In	1,8	Ra	0,9	W	1,7
Ca	1,0	K	0,8	Rb	0,8	Y	1,2
Cd	1,7	La	1,1	Re	1,9	Zn	1,6
Cl	3,0	Li	1,1	S	2,5	Zr	1,4
Cr	1,6	Mg	1,2	Sb	1,9		

Таблица А.7 – Константы нестойкости некоторых комплексных ионов при указанных температурах

Комплексный ион	t, °C	K _н	Комплексный ион	t, °C	K _н
1	2	3	4	5	6
[AgEn] ⁺	20	2,0·10 ⁻⁵	[Fe(CN) ₆] ³⁻	25	1·10 ⁻³¹
[AgCl ₂] ⁻	25	1,76·10 ⁻⁵	[HgCl ₄] ²⁻	25	8,5·10 ⁻¹⁶
[Ag(NH ₃) ₂] ⁺	30	9,3·10 ⁻⁸	[Hg(NH ₃) ₄] ²⁺	22	5,3·10 ⁻²⁰
[AgBr ₂] ⁻	25	7,8·10 ⁻⁸	[HgBr ₄] ²⁻	25	1·10 ⁻²¹
[AgEDTA] ³⁻	20	4,8·10 ⁻⁸	[HgI ₄] ²⁻	25	1,48·10 ⁻³⁰
[Ag(S ₂ O ₃) ₂] ³⁻	20	2,5·10 ⁻¹⁴	[Hg(CN) ₄] ²⁻	25	4·10 ⁻¹²
[Ag(CN) ₂] ⁻	18	8·10 ⁻²²	[MgEDTA] ²⁻	20	2,4·10 ⁻⁹
[CaEDTA] ²⁻	20	2,58·10 ⁻¹¹	[Ni(NH ₃) ₄] ²⁺	25	1,12·10 ⁻⁸
[Cd(En) ₂] ²⁺	25	6·10 ⁻¹¹	[Ni(En) ₂] ²⁺	25	8,32·10 ⁻¹⁵
[Cd(NH ₃) ₄] ²⁺	25	7,56·10 ⁻⁸	[Ni(CN) ₄] ²⁻	25	1,8·10 ⁻¹⁴
[CdEDTA] ²⁻	20	3,3·10 ⁻¹⁷	[NiEDTA] ²⁻	20	3,54·10 ⁻¹⁹
[Cd(CN) ₄] ²⁻	25	1,41·10 ⁻¹⁹	[PbBr ₄] ²⁻	25	1·10 ⁻³
[Cd(NH ₃) ₄] ²⁺	30	2,8·10 ⁻⁶	[PbI ₃] ⁻	25	2,22·10 ⁻⁵
[Cu(P ₂ O ₇) ₂] ⁶⁻	25	1,0·10 ⁻⁹	[Zn(NH ₃) ₄] ²⁺	30	3,46·10 ⁻¹⁰
[CuEDTA] ²⁻	20	1,6·10 ⁻¹⁹	[Zn(En) ₂] ²⁺	25	8,5·10 ⁻¹²
[Cu(En) ₂] ²⁺	25	7,41·10 ⁻²¹	[Zn(OH) ₄] ²⁻	25	3,6·10 ⁻¹⁶
[Cu(CN) ₄] ²⁻	25	9,6·10 ⁻²⁹	[Zn(CN) ₄] ²⁻	18	1,3·10 ⁻¹⁷
[Fe(CN) ₆] ⁴⁻	25	1,0 ⁻²⁴	[ZnEDTA] ²⁻	20	3,2·10 ⁻¹⁷

Примечание – En – этилендиамин NH₂ – CH₂ – CH₂ – NH₂ ;
EDTA – этилендиаминтетрауксусная кислота (комплексон);
(HCOO – CH)₂ = N – CH₂ – N = (CH₂ – COOH)₂

Таблица А.8 – Приближенные значения коэффициентов активности отдельных ионов

Ионы	Ионная сила раствора				
	0,001	0,005	0,01	0,05	0,1
Водорода	0,98	0,95	0,92	0,88	0,84
Однозарядные	0,98	0,95	0,92	0,85	0,80
Двухзарядные	0,77	0,65	0,58	0,40	0,30
Трехзарядные	0,73	0,55	0,47	0,28	0,21

Таблица А.9 – Константы диссоциации (K_d) кислот и оснований

Вещество	K_d	Вещество	K_d
CH_3COOH	$1,75 \cdot 10^{-5}$	NH_4OH	$1,77 \cdot 10^{-5}$
H_2CO_3 K_1	$4,45 \cdot 10^{-7}$	$Cu(OH)_2$ K_2	$3,4 \cdot 10^{-7}$
K_2	$4,8 \cdot 10^{-11}$	$Zn(OH)_2$ K_2	$4,9 \cdot 10^{-7}$
H_2S K_1	$6,0 \cdot 10^{-8}$	$Al(OH)_3$ K_3	$1,4 \cdot 10^{-9}$
K_2	$1,0 \cdot 10^{-14}$	$Ni(OH)_2$ K_2	$2,5 \cdot 10^{-5}$
H_2SiO_3 K_1	$2,2 \cdot 10^{-10}$	$Fe(OH)_3$ K_3	$1,4 \cdot 10^{-12}$
K_2	$1,6 \cdot 10^{-22}$	$Fe(OH)_2$ K_2	$1,3 \cdot 10^{-4}$
HCN	$7,9 \cdot 10^{-10}$	$Ba(OH)_2$ K_2	$2,3 \cdot 10^{-1}$
H_3BO_3 K_1	$5,8 \cdot 10^{-10}$	$Cd(OH)_2$ K_2	$5,0 \cdot 10^{-3}$
H_3PO_4 K_1	$7,52 \cdot 10^{-3}$	$Co(OH)_2$ K_2	$7,94 \cdot 10^{-6}$
K_2	$6,3 \cdot 10^{-8}$	$Mg(OH)_2$ K_2	$2,5 \cdot 10^{-3}$
K_3	$1,3 \cdot 10^{-12}$	$Mn(OH)_2$ K_2	$5,0 \cdot 10^{-4}$
HNO_2	$4,6 \cdot 10^{-4}$	$Pb(OH)_2$ K_2	$3,0 \cdot 10^{-8}$
H_2SO_3 K_1	$1,6 \cdot 10^{-2}$	$AgOH$	$5,0 \cdot 10^{-3}$
K_2	$6,2 \cdot 10^{-8}$	$Be(OH)_2$ K_2	$5,0 \cdot 10^{-9}$
$H_2C_2O_4$ K_1	$5,9 \cdot 10^{-2}$	H_3AsO_4 K_1	$5,3 \cdot 10^{-3}$
K_2	$6,4 \cdot 10^{-5}$		
$HClO$	$5,0 \cdot 10^{-8}$		
$HCOOH$	$1,7 \cdot 10^{-4}$		

Таблица А.10 – Произведение растворимости малорастворимых веществ при 18-25 °С.

Вещество	ПР	Вещество	ПР
<i>AgBr</i>	$6,0 \cdot 10^{-13}$	<i>CaSO₄ · 2H₂O</i>	$1,0 \cdot 10^{-5}$
<i>AgCl</i>	$1,8 \cdot 10^{-10}$	<i>CuC₂O₄</i>	$2,5 \cdot 10^{-22}$
<i>Ag₂CrO₄</i>	$4,0 \cdot 10^{-12}$	<i>Fe(OH)₂</i>	$1,0 \cdot 10^{-15}$
<i>AgI</i>	$1,1 \cdot 10^{-16}$	<i>FeS</i>	$5,0 \cdot 10^{-18}$
<i>BaCO₃</i>	$5,0 \cdot 10^{-9}$	<i>MnS</i>	$2,5 \cdot 10^{-10}$
<i>BaCrO₄</i>	$1,6 \cdot 10^{-12}$	<i>PbCl₂</i>	$2,0 \cdot 10^{-5}$
<i>BaSO₄</i>	$1,1 \cdot 10^{-10}$	<i>PbI₂</i>	$8,0 \cdot 10^{-9}$
<i>CaCO₃</i>	$5,0 \cdot 10^{-9}$	<i>PbS</i>	$1,0 \cdot 10^{-27}$
<i>CaC₂O₄ · H₂O</i>	$2,0 \cdot 10^{-9}$	<i>ZnS</i>	$1,6 \cdot 10^{-24}$
<i>CuS</i>	$6,0 \cdot 10^{-36}$		

Таблица А.11– Стандартные относительные электродные потенциалы металлов

Электродная реакция	E°, В
$K^+ + e^- \rightleftharpoons K^\circ$	-2,93
$Ca^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Ca^\circ$	-2,87
$Na^+ + e^- \rightleftharpoons Na^\circ$	-2,71
$Mg^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Mg^\circ$	-2,36
$Al^{3+} + 3e^- \rightleftharpoons Al^\circ$	-1,62
$Ti^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Ti^\circ$	-1,628
$Zn^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Zn^\circ$	-0,763
$Cr^{3+} + 3e^- \rightleftharpoons Cr^\circ$	-0,744
$Fe^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Fe^\circ$	-0,44
$Ni^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Ni^\circ$	-0,25
$Sn^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Sn^\circ$	-0,136
$Pb^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Pb^\circ$	-0,126
$2H^+ + 2e^- \rightleftharpoons H_2^\circ$	0,00
$Cu^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Cu^\circ$	+0,337
$Hg^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Hg^\circ$	+0,788
$Ag^+ + e^- \rightleftharpoons Ag^\circ$	+0,799
$Au^{3+} + 3e^- \rightleftharpoons Au^\circ$	+1,69

Таблица А.12 – Области рН перехода окраски некоторых индикаторов

Название индикатора	Область перехода единицы рН	Изменение окраски
Тимоловый синий	1,2-2,8	Красная-желтая*
Метилоранжевый	3,1-4,4	Красная-оранжево-желтая
Метилоранжевый	4,4-6,2	Красная-желтая
Лакмус	5,0-8,0	Красная-синяя
Тимоловый синий	8,0-9,6	Желтая-синяя
Фенолфталеин	8,2-10,0	Бесцветная-малиновая
Ализарин желтый	10,1-12,1	Желтая-лиловая
Тропеолин 0	11,0-13,0	Желтая-оранжево-коричневая
Индигокармин	12,0-14,0	Голубая-желтая

*Индикатор тимоловый синий имеет две области перехода. При $\text{pH} \leq 1,2$ окраска его красная; при повышении pH до 2,8 она переходит в желтую и остается желтой до $\text{pH}=8$. При дальнейшем увеличении pH окраска раствора переходит в синюю и остается синей при $\text{pH} \geq 9,6$.

Таблица А.13 Номера задач в вариантах

Но- мер вари анта	Номера задач
1	1, 21, 41, 61, 81, 101, 121, 141, 161, 181, 201, 221, 241, 261
2	2, 22, 42, 62, 82, 102, 122, 142, 162, 182, 202, 222, 242, 262
3	3, 23, 43, 63, 83, 103, 123, 143, 163, 183, 203, 223, 243, 263
4	4, 24, 44, 64, 84, 104, 124, 144, 164, 184, 204, 224, 244, 264
5	5, 25, 45, 65, 85, 105, 125, 145, 165, 185, 205, 225, 245, 265
6	6, 26, 46, 66, 86, 106, 126, 146, 166, 186, 206, 226, 246, 266
7	7, 27, 47, 67, 87, 107, 127, 147, 167, 187, 207, 227, 247, 267
8	8, 28, 48, 68, 88, 108, 128, 148, 168, 188, 208, 228, 248, 268
9	9, 29, 49, 69, 89, 109, 129, 149, 169, 189, 209, 229, 249, 269
10	10, 30, 50, 70, 90, 110, 130, 150, 170, 190, 210, 230, 250, 270
11	11, 31, 51, 71, 91, 111, 131, 151, 171, 191, 211, 231, 251, 271
12	12, 32, 52, 72, 92, 112, 132, 152, 172, 192, 212, 232, 252, 272
13	13, 33, 53, 73, 93, 113, 133, 153, 173, 193, 213, 233, 253, 273
14	14, 34, 54, 74, 94, 114, 134, 154, 174, 194, 214, 234, 254, 274
15	15, 35, 55, 75, 95, 115, 135, 155, 175, 195, 215, 235, 255, 275
16	16, 36, 56, 76, 96, 116, 136, 156, 176, 196, 216, 236, 256, 266

Продолжение таблицы А.13

Но- мер вари- анта	Номера задач
17	17, 37, 57, 77, 97, 117, 137, 157, 177, 197, 217, 237, 257, 271
18	18, 38, 58, 78, 98, 118, 138, 158, 178, 198, 218, 238, 258, 273
19	19, 39, 59, 79, 99, 119, 139, 159, 179, 199, 219, 239, 259, 260
20	20, 40, 60, 80, 100, 120, 140, 160, 180, 200, 220, 240, 260, 200
21	1, 22, 43, 64, 85, 106, 127, 148, 169, 190, 202, 223, 244, 265
22	2, 23, 44, 65, 86, 107, 128, 149, 170, 191, 203, 224, 245, 266
23	3, 24, 45, 66, 87, 108, 129, 150, 171, 192, 204, 225, 246, 267
24	4, 25, 46, 67, 88, 109, 130, 151, 172, 193, 205, 226, 247, 268
25	5, 26, 47, 68, 89, 110, 131, 152, 173, 194, 206, 227, 248, 269
26	6, 27, 48, 69, 90, 111, 132, 153, 174, 195, 207, 228, 249, 270
27	7, 28, 49, 70, 91, 112, 133, 154, 175, 196, 208, 229, 250, 271
28	8, 29, 50, 71, 92, 113, 134, 155, 176, 197, 209, 230, 251, 272
29	9, 30, 51, 72, 93, 114, 135, 156, 177, 198, 210, 231, 252, 273
30	10, 31, 52, 73, 94, 115, 136, 157, 178, 199, 211, 232, 253, 274
31	11, 32, 53, 74, 95, 116, 137, 158, 179, 200, 212, 233, 254, 275
32	12, 33, 54, 75, 96, 117, 138, 159, 180, 181, 213, 234, 255, 273
33	13, 34, 55, 76, 97, 118, 139, 160, 161, 182, 214, 235, 256, 274
34	14, 35, 56, 77, 98, 119, 140, 141, 162, 183, 215, 236, 257, 275
35	15, 36, 57, 78, 99, 120, 121, 142, 163, 184, 216, 237, 258, 268
36	16, 37, 58, 79, 100, 101, 122, 143, 164, 185, 217, 238, 259, 267
37	17, 38, 59, 80, 81, 102, 123, 144, 165, 186, 218, 239, 260, 261
38	18, 39, 60, 61, 82, 103, 124, 145, 166, 187, 219, 240, 241, 262
39	19, 40, 41, 62, 83, 104, 125, 146, 167, 188, 220, 221, 242, 263
40	20, 31, 42, 63, 84, 105, 126, 147, 168, 189, 201, 222, 243, 264
41	1, 23, 45, 67, 89, 111, 133, 155, 177, 199, 201, 223, 245, 267
42	2, 24, 46, 68, 90, 112, 134, 156, 178, 200, 202, 224, 246, 268
43	3, 25, 47, 69, 91, 113, 135, 157, 179, 181, 203, 225, 247, 269
44	4, 26, 48, 70, 92, 114, 136, 158, 180, 182, 204, 226, 248, 270
45	5, 27, 49, 71, 93, 115, 137, 159, 161, 183, 205, 227, 249, 271
46	6, 28, 50, 72, 94, 116, 138, 160, 162, 184, 206, 228, 250, 272
47	7, 29, 51, 73, 95, 117, 139, 141, 163, 185, 207, 229, 251, 273
48	8, 30, 52, 74, 96, 118, 140, 142, 164, 186, 208, 230, 252, 274
49	9, 31, 53, 75, 97, 119, 121, 143, 165, 187, 209, 231, 253, 275
50	10, 32, 54, 76, 98, 120, 122, 144, 166, 188, 210, 232, 254, 275
51	11, 33, 55, 77, 99, 101, 123, 145, 167, 189, 211, 233, 255, 268
52	12, 34, 56, 78, 100, 102, 124, 146, 168, 190, 212, 234, 256, 274
53	13, 35, 57, 79, 81, 103, 125, 147, 169, 191, 213, 235, 257, 275
54	14, 36, 58, 80, 82, 104, 126, 148, 170, 192, 214, 236, 258, 273

Продолжение таблицы А.13

Но- мер вари анта	Номера задач
55	15, 37, 59, 61, 83, 105, 127, 149, 171, 193, 215, 237, 259, 261
56	16, 38, 60, 62, 84, 106, 128, 150, 172, 194, 216, 238, 260, 262
57	17, 39, 41, 63, 85, 107, 129, 151, 173, 195, 217, 239, 241, 263
58	18, 40, 42, 64, 86, 108, 130, 152, 174, 196, 218, 240, 242, 264
59	19, 21, 43, 65, 87, 109, 131, 153, 175, 197, 219, 221, 243, 265
60	20, 22, 44, 66, 88, 110, 132, 154, 176, 198, 220, 222, 244, 266
61	1, 24, 47, 69, 92, 115, 138, 151, 174, 197, 220, 234, 257, 272
62	2, 25, 48, 70, 93, 116, 139, 152, 175, 198, 201, 235, 258, 261
63	3, 26, 49, 71, 94, 117, 140, 153, 176, 199, 202, 236, 259, 262
64	4, 27, 50, 72, 95, 118, 121, 154, 177, 200, 203, 237, 260, 263
65	5, 28, 51, 73, 96, 119, 122, 155, 178, 181, 204, 238, 241, 264
66	6, 29, 52, 74, 97, 120, 123, 156, 179, 182, 205, 239, 242, 265
67	7, 30, 53, 75, 98, 101, 124, 157, 180, 183, 206, 240, 243, 266
68	8, 31, 54, 76, 99, 102, 125, 158, 161, 184, 207, 221, 244, 267
69	9, 32, 55, 77, 100, 103, 126, 159, 162, 185, 208, 222, 245, 268
70	10, 33, 56, 78, 81, 104, 127, 160, 163, 186, 209, 223, 246, 269
71	11, 34, 57, 79, 82, 105, 128, 141, 164, 187, 210, 224, 247, 270
72	12, 35, 58, 80, 83, 106, 129, 142, 165, 188, 211, 225, 248, 271
73	13, 36, 59, 61, 84, 107, 130, 143, 166, 189, 212, 226, 249, 272
74	14, 37, 60, 62, 85, 108, 131, 144, 167, 190, 213, 227, 250, 273
75	15, 38, 41, 63, 86, 109, 132, 145, 168, 191, 214, 228, 251, 274
76	16, 39, 42, 64, 87, 110, 133, 146, 169, 192, 215, 229, 252, 275
77	17, 40, 43, 65, 88, 111, 134, 147, 170, 193, 216, 230, 253
78	18, 21, 44, 66, 89, 112, 135, 148, 171, 194, 217, 231, 254
79	19, 22, 45, 67, 90, 113, 136, 149, 172, 195, 218, 232, 255
80	20, 23, 46, 68, 91, 114, 137, 150, 173, 196, 219, 233, 256
81	1, 25, 49, 73, 97, 101, 125, 149, 173, 197, 201, 225, 249, 273
82	2, 26, 50, 74, 98, 102, 126, 150, 174, 198, 202, 226, 250, 274
83	3, 27, 51, 75, 99, 103, 127, 151, 175, 199, 203, 227, 251, 275
84	4, 28, 52, 76, 100, 104, 128, 152, 176, 200, 204, 228, 252
85	5, 29, 53, 77, 81, 105, 129, 153, 177, 181, 205, 229, 253
86	6, 30, 54, 78, 82, 106, 130, 154, 178, 182, 206, 230, 254
87	7, 31, 55, 79, 83, 107, 131, 155, 179, 183, 207, 231, 255
88	8, 32, 56, 80, 84, 108, 132, 156, 180, 184, 208, 232, 256
89	9, 33, 57, 61, 85, 109, 133, 157, 161, 185, 209, 233, 257, 261
90	10, 34, 58, 62, 86, 110, 134, 158, 162, 186, 210, 234, 258, 262
91	11, 35, 59, 63, 87, 111, 135, 159, 163, 187, 211, 235, 259, 263
92	12, 36, 60, 64, 88, 112, 136, 160, 164, 188, 212, 236, 260, 264
93	13, 37, 41, 65, 89, 113, 137, 141, 165, 189, 213, 237, 241, 265

Продолжение таблицы А.13

Но- мер вари анта	Номера задач
94	14, 38, 42, 66, 89, 114, 138, 142, 166, 190, 214, 238, 242, 266
95	15, 39, 43, 67, 91, 115, 139, 143, 167, 191, 215, 239, 243, 267
96	16, 40, 44, 68, 92, 116, 140, 144, 168, 192, 216, 240, 244, 268
97	17, 21, 45, 69, 93, 117, 121, 145, 169, 193, 217, 221, 245, 269
98	18, 22, 46, 70, 94, 118, 122, 146, 170, 194, 218, 222, 246, 270
99	19, 23, 47, 71, 95, 119, 123, 147, 171, 195, 219, 223, 247, 271
100	20, 24, 48, 72, 95, 120, 124, 148, 172, 196, 220, 224, 248, 272