

Министерство образования и науки Российской Федерации
Государственное образовательное учреждение
высшего профессионального образования
«САНКТ-ПЕТЕРБУРГСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
МОРСКОЙ ТЕХНИЧЕСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ»

С.Е.Богданова, Н.Д.Григорьева

ХИМИЯ ДЛЯ МАТЕРИАЛОВЕДОВ

Учебное пособие

Санкт-Петербург
2010

УДК
ББК

А

Рецензенты:
доктор технических наук
доктор технических наук

Богданова С.Е., Григорьева Н.Д.
А Химия для материаловедов / СПбГМТУ. – СПб., 2010. – 87 с.

ISBN

В пособии рассмотрены основы курса общей и неорганической химии для материаловедческих специальностей, дан обзор свойств металлов, сплавов и современных конструкционных материалов. Большое внимание уделено решению задач, посвященных строению атома, химической связи, водным растворам и окислительно-восстановительным реакциям.

Пособие предназначено для материаловедов, а также может быть использовано студентами других специальностей для подготовки к компьютерному тестированию.

УДК
ББК

ISBN

© СПбГМТУ, 2010

ГЛАВА 1. СТРОЕНИЕ АТОМА И ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА.

Атом – это мельчайшая химически неделимая электронейтральная частица вещества. В настоящее время известно 117 видов атомов. Об атомах одного вида говорят, что они являются атомами одного **химического элемента**. Все известные элементы расположены в таблице, которая называется **Периодической системой элементов**.

1.1. Ядерно-электронная модель строения атома.

Атом состоит из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженных электронов, которые движутся определенным образом вокруг ядра.

Положительно заряженное ядро находится в центре атома. Различные атомы отличаются друг от друга значением заряда ядра. Следовательно, заряд ядра является важнейшей характеристикой атома и определяет его химические свойства.

Химический элемент - это вид атомов с определенным зарядом ядра. Номер элемента в Периодической системе равен заряду ядра, выраженному в единицах заряда электрона.

В ядре сосредоточена практически вся масса атома. Она складывается из суммы масс входящих в состав ядра частиц - протонов и нейтронов. И протоны, и нейтроны обладают массой приблизительно равной 1 а.е.м. (атомная единица массы). Каждый протон несет положительный заряд, численно равный заряду электрона. Следовательно, номер элемента в Периодической системе равен числу протонов. Нейтрон является электронейтральной частицей.

В природе существуют атомы одного и того же элемента с разной массой. Ядра этих атомов содержат одинаковое число протонов, но разное число нейтронов. Такие атомы называются изотопами.

Вокруг ядра движутся отрицательно заряженные электроны. Они образуют электронную оболочку ядра. Общее число электронов в атоме равно числу протонов и, следовательно, порядковому номеру элемента в Периодической системе.

1.2. Состояние электрона в атоме.

Состояние электрона в атоме описывается законами квантовой механики. Электрон в атоме не имеет траектории движения, можно говорить лишь о вероятности нахождения электрона в той или иной точке пространства вокруг ядра. **Атомная орбиталь** – это область пространства вокруг ядра, в пределах которой наиболее вероятно (~90%) нахождение электрона.

Энергия электрона в атоме может принимать не любые, а только строго определенные значения (квантование энергии). Группа орбиталей, для которых значения энергии оказываются близкими, образует **энергетический уровень**.

Состояние электрона в атоме описывается четырьмя квантовыми числами:

1). **Главное квантовое число n** указывает номер энергетического уровня. Энергетические уровни нумеруют, начиная от ядра: n принимает значения 1, 2, 3, 4 и т.д. Чем меньше номер энергетического уровня, тем ниже энергия электрона, находящегося на орбитали, принадлежащей этому уровню.

Число заполняемых электронами энергетических уровней в атоме численно равно номеру периода в Периодической системе, в котором находится элемент.

2). **Орбитальное квантовое число l** может принимать значения от 0 до $n-1$. Кроме числовых l имеет буквенные обозначения:

$$l = 0 \ 1 \ 2 \ 3 \ 4 \ \dots$$

$$l = s \ p \ d \ f \ g \ \dots$$

Орбитальное квантовое число характеризует форму электронной орбитали. Так например, $l=0$ соответствует орбиталим сферической формы, $l=1$ – орбиталим в форме гантели.

Электроны с одинаковыми значениями l образуют **подуровень**. Орбитали одного подуровня данного энергетического уровня имеют одинаковую энергию. В пределах одного уровня, чем меньше значение l , тем ниже энергия соответствующего подуровня. Поэтому самой низкой энергией обладают электроны на s-подуровне. Выше энергия на p-подуровне, еще выше на d.

3). **Магнитное квантовое число m** определяет пространственное расположение электронной орбитали и принимает значения от $-l$ до l через 0. На подуровне со значением орбитального квантового числа l находится $(2l+1)$ орбиталь. Так, на s-подуровне ($l = 0$) находится одна орбиталь, на p-подуровне ($l = 1$) – 3 орбитали, на d-подуровне ($l = 2$) – 5 орбиталей, на f-подуровне ($l = 3$) – 7 орбиталей.

На одной орбитали с заданными значениями трех квантовых чисел n , l и m , могут находиться электроны, отличающиеся значением спина.

4). **Спиновое квантовое число (спин) s** характеризует вращение электрона вокруг собственной оси и может принимать значения $-1/2$ и $+1/2$.

Для описания состояния электрона в многоэлектронном атоме важное значение имеет **принцип Паули**, согласно которому в атоме не может быть двух электронов, у которых все четыре квантовых числа были бы одинаковыми. Из этого следует, что на каждой орбитали с определенными значениями n , l и m максимально может находиться два электрона с противоположными значениями s .

Таблица 1. Максимальное число электронов на атомных энергетических уровнях и подуровнях.

Энергетический уровень n	Подуровень	Возможные значения m	Число орбиталей		Максимальное число электронов	
			В подуровне	в уровне	на подуровне	На уровне
$n = 1$	1s ($l = 0$)	0	1	1	2	2
$n = 2$	2s ($l = 0$)	0	1	4	2	8
	2p ($l = 1$)	-1,0,1	3		6	
$n = 3$	3s ($l = 0$)	0	1	9	2	18
	3p ($l = 1$)	-1,0,1	3		6	
	3d ($l = 2$)	-2,-1,0,1,2	5		10	
$n = 4$	4s ($l = 0$)	0	1	16	2	32
	4p ($l = 1$)	-1,0,1	3		6	
	4d ($l = 2$)	-2,-1,0,1,2	5		10	
	4f ($l = 3$)	-3,-2,-1,0,1,2,3	7		14	

1.3. Порядок заполнения атомных орбиталей электронами.

Порядок заполнения орбиталей электронами определяется **принципом наименьшей энергии**. Электрон в атоме занимает такое положение, чтобы его энергия была минимальна. В многоэлектронном атоме энергия электрона определяется не только главным квантовым числом n , но и орбитальным квантовым числом l , а точнее их суммой. Последовательность заполнения орбиталей определяется **правилами Клечковского**:

1). от орбиталей с меньшим значением $n+l$ к орбиталам с большим значением

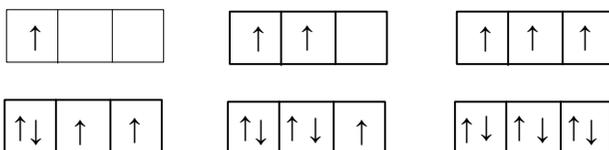
2). при одинаковом значении $n+l$ сначала заполняются орбитали с меньшим значением n .

Возрастание энергии и, следовательно, заполнение орбиталей происходит в следующем порядке:

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

Последний уровень, который заполняется электронами, называется **внешним**.

В пределах одного подуровня электроны, согласно **правилу Хунда**, располагаются таким образом, чтобы их суммарный спин был максимален. Например, рассмотрим как будет заполняться электронами p -подуровень:



На p -подуровне находится три орбитали. Первый электрон займет одну из них. Второй электрон не будет располагаться на той же орбитали, а займет одну из оставшихся вакантных орбиталей и будет иметь такой же спин, как у первого электрона. Третий займет последнюю вакантную орбиталь. И лишь четвертый электрон расположится на одной орбитали с одним из трех других

электронов. При этом значения спиновых квантовых чисел электронов, находящихся на одной орбитали противоположны.

Два электрона, находящиеся на одной орбитали и отличающиеся только значением спина, называются **спаренными**. Если на орбитали находится только один электрон, то он называется **неспаренным**.

1.4. Электронные формулы.

Распределение электронов в атоме по энергетическим уровням и подуровням изображают в виде электронных формул. В записи электронных формул (или конфигураций) первая цифра равна главному квантовому числу n , буква после нее соответствует орбитальному квантовому числу l , а правый верхний индекс равен числу электронов в этом состоянии. Например, электронная формула лития – $1s^2 2s^1$, углерода – $1s^2 2s^2 2p^2$, хлора – $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$. Более подробно примеры составления электронных формул будут рассмотрены ниже.

1.5. Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д.И.Менделеева.

Исследуя изменение химических свойств элементов в зависимости от величины их относительной атомной массы (атомного веса), Д.И.Менделеев в 1869 г. открыл закон периодичности этих свойств: «Свойства элементов, а потому и свойства образуемых ими простых и сложных тел стоят в периодической зависимости от атомных весов элементов». Поскольку химические свойства обусловлены строением электронных оболочек атома, Периодическая система – это классификация элементов по электронным структурам их атомов. Основа такой классификации – число электронов в нейтральном атоме, которое равно заряду ядра. Современная формулировка периодического закона звучит следующим

образом: **Свойства элементов находятся в периодической зависимости от зарядов ядер их атомов.**

Это обстоятельство отражено в Периодической системе в виде горизонтальных и вертикальных рядов – периодов и групп. Период – горизонтальный ряд, в котором расположены элементы, имеющие одинаковое число электронных слоев, номер периода совпадает со значением главного квантового числа n внешнего уровня (слоя); таких периодов в периодической системе семь.

По вертикали периодическая система подразделяется на восемь групп. Группы делятся на главные, состоящие из элементов, у которых заполняется электронами s - или p -подуровень внешнего энергетического уровня, и побочные, состоящие из элементов, у которых заполняется d -подуровень предпоследнего энергетического уровня. Побочная подгруппа III группы, кроме d -элементов, содержит по 14 $4f$ - и $5f$ -элементов ($4f$ - и $5f$ -семейства). Элементы главных подгрупп содержат на внешнем электронном слое одинаковое число электронов, которое равно номеру группы.

Первый период ($n = 1, l = 0$) состоит из двух элементов $H (1s^1)$ и $He (1s^2)$.

Второй и последующие периоды начинаются щелочным элементом (ns^1) и заканчивается благородным газом (ns^2np^6).

Во втором периоде ($n = 2, l = 0, 1$) заполняются s - и p -орбитали от Li до Ne . Элементы называются соответственно s - и p -элементами.

В третьем периоде появляются пять d -орбиталей ($n = 3, l = 0, 1, 2$). Пока они вакантны, и третий период, как и второй, содержит восемь элементов от Na до Ar .

Следующие за аргоном калий и кальций имеют на внешнем уровне $4s$ -электроны (четвертый период). При дальнейшем увеличении заряда у следующего за кальцием скандия $3d$ -состояние становится энергетически более выгодным, чем $4p$, поэтому и заселяется $3d$ -орбиталь (в соответствии с правилами Клечковского). Дальше в четвертом периоде после десяти d -элементов появляются p -элементы от $Ga (4s^24p^1)$ до $Kr (4s^24p^6)$.

Пятый период повторяет четвертый – в нем также 18 элементов, и 4d-элементы, как и 3d образуют вставную декаду.

В шестом периоде после лантана ($5d^1 6s^2$) – аналога скандия ($3d^1 4s^2$) и иттрия ($4d^1 5s^2$) следуют 14 4f-элементов – лантаноидов. Свойства этих элементов очень близки, поскольку идет заполнение глубоколежащего $(n - 2)f$ -подуровня. Общая формула лантаноидов $4f^{2-14} 5d^{0-1} 6s^2$. После 4f-элементов заполняются 5d- и 6p-орбитали.

Седьмой период отчасти повторяет шестой. 5f-элементы называются актиноидами. Их общая формула $5f^{2-14} 6d^{0-1} 7s^2$. Далее следуют еще 6 искусственно полученных 6d-элементов незавершенного седьмого периода.

1.6. Характер изменения свойств элементов в периодах и группах Периодической системы.

Свойства элементов определяются главным образом строением внешних энергетических уровней их атомов. Электроны на внешнем энергетическом уровне связаны с ядром наименее прочно. Они называются **валентными** электронами, а энергетический уровень, на котором они находятся – **валентным**. Однако, хотя строение внешних энергетических уровней у атомов периодически повторяется, абсолютно одинаковых по свойствам элементов нет. Можно говорить лишь о большем или меньшем сходстве в свойствах.

У элементов главных подгрупп (s- и p-элементов) число валентных электронов равно номеру группы. В одном периоде при переходе то одного элемента к другому строение валентных уровней изменяется. Это обуславливает резкое изменение свойств в периодах у этих элементов.

У всех d-элементов (элементов побочных подгрупп) независимо от группы на внешнем уровне содержатся два электрона (у некоторых элементов – один электрон). Характер изменения

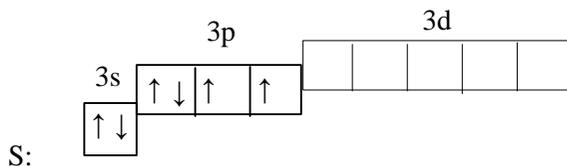
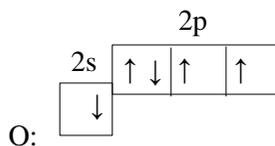
свойств в периоде у этих элементов определяется изменением строения предпоследнего энергетического уровня. Поэтому у d-элементов в периоде свойства изменяются не так резко, как у s- и p-элементов. Если у элементов главных подгрупп свойства в периоде изменяются от типичного металла к типичному неметаллу, то все элементы побочных подгрупп – металлы.

У f-элементов заполняется электронными третью снаружи энергетический уровень. Строение внешнего и предпоследнего энергетических уровней у них не изменяется. По своим свойствам f-элементы настолько похожи, что их помещают в одну клетку Периодической системы. Все f-элементы являются металлами.

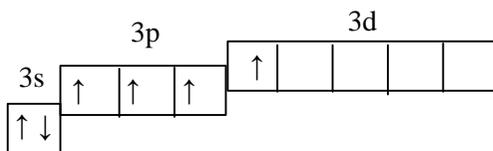
У всех элементов, находящихся в одной и той же подгруппе, строение внешних электронных уровней одинаково, поэтому в их свойствах наблюдается сходство. Так например, все элементы главной подгруппы I группы являются типичными металлами, хотя металлические свойства в группе сверху вниз нарастают. Это изменение свойств обусловлено главным образом изменением радиусов атомов.

Однако при переходе в группе от второго к третьему периоду свойства элементов меняются настолько резко, что объяснить это одним лишь изменением радиуса атома нельзя. Кислород в химических соединениях может быть только двухвалентным, а сера и все остальные элементы главной подгруппы VI группы могут иметь валентность 2, 4 и 6. Для фтора характерна только валентность 1, а хлор и остальные элементы главной подгруппы VII группы могут иметь валентность 1, 3, 5 и 7. Такое изменение свойств при переходе от второго периода к третьему обусловлено некоторыми особенностями строения внешних энергетических уровней. Рассмотрим это на примере кислорода и серы.

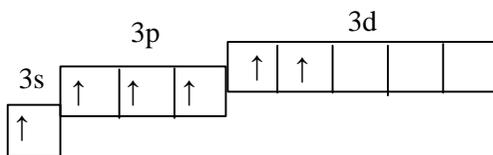
Строение внешних уровней атомов кислорода и серы можно представить следующим образом:



Внешний энергетический уровень серы отличается от внешнего энергетического уровня кислорода наличием вакантных d-орбиталей. Валентность равная 4 может реализоваться у атома серы при переходе в возбужденное состояние с конфигурацией $3s^2 3p^3 3d^1$:



А валентность равная 6 может реализоваться при переходе в возбужденное состояние с конфигурацией $3s^1 3p^3 3d^2$:



Наличие вакантных orbitалей характерно для всех элементов, начиная с третьего периода и ниже.

Элементы второго периода не могут иметь валентность выше 4, т.к. на их внешний энергетический уровень состоит только из четырех orbitалей.

1.7. Периодические свойства атомов.

Рассмотрим, как будут изменяться некоторые характеристики химических элементов в зависимости от строения их атомов, а следовательно, и от их расположения в Периодической системе.

1). **Радиус атома.** Чем больше атомный радиус, тем слабее удерживаются внешние электроны. В периоде атомный радиус уменьшается слева направо от щелочного металла до инертного газа. Это объясняется ростом силы притяжения электронов с ростом заряда ядра. В подгруппах сверху вниз атомный радиус возрастает из-за увеличения числа электронных оболочек.

2). **Энергия ионизации** – это энергия, которую необходимо затратить, чтобы удалить один электрон внешнего уровня на бесконечно далекое расстояние от ядра. При отрыве электрона от атома образуется положительно заряженный ион - катион.

Энергия ионизации для элементов одного периода возрастает слева направо с возрастанием заряда ядра. В подгруппе она уменьшается сверху вниз вследствие увеличения расстояния от электрона до ядра.

Энергия ионизации связана с химическими свойствами элементов. Так, щелочные металлы, имеющие небольшие энергии ионизации, обладают ярко выраженными металлическими свойствами. С ростом энергии ионизации в периоде ослабевают металлические и увеличиваются неметаллические свойства.

Электроны полностью заполненных уровней наиболее прочно связаны с ядром, т.е. полностью заполненные электронные оболочки являются наиболее устойчивыми. Энергии ионизации атомов с полностью заполненным внешним уровнем самые высокие. Это объясняет химическую инертность элементов VIII группы (благородных газов).

3). Атомы могут не только отдавать, но и присоединять электроны. При этом образуются отрицательно заряженные ионы - анионы. **Энергия сродства к электрону** – это энергия, которая выделяется при присоединении к атому одного электрона. В каждом периоде наиболее велики энергии сродства к электрону у га-

логенов (элементов главной подгруппы VII группы). Это говорит об усилении неметаллических свойств в периоде.

4). Атомы, для завершения внешнего электронного слоя которых не хватает большого количества электронов, проявляют тенденцию отдавать электроны при образовании химической связи.

Атомы, для завершения внешнего электронного слоя которых не хватает небольшого количества электронов, проявляют тенденцию оттягивать на себя электроны при образовании химической связи.

Электроотрицательность (ЭО) – это способность атома в соединении оттягивать на себя валентные электроны от атомов других элементов.

Для элементов главных подгрупп внутри периодов электроотрицательность сильно увеличивается слева направо от щелочного металла до галогена.

Внутри группы сверху вниз электроотрицательность плавно уменьшается.

Атомы инертных газов имеют заполненный валентный уровень и не проявляют тенденции оттягивать на себя электроны, т.е. у них электроотрицательность отсутствует.

1.8. Некоторые примеры решения задач.

Пример 1. Составить электронные формулы: а).кислорода, б).стронция, в). никеля.

Решение: а). Порядковый номер кислорода – 8. Он расположен во втором периоде, следовательно, число уровней, заполняемых электронами – 2. Он расположен в главной подгруппе шестой группы, следовательно, число электронов на внешнем уровне – 6. Электронная формула - $1s^2 2s^2 p^4$.

б). Порядковый номер стронция – 38. Он расположен в пятом периоде, следовательно, число уровней, заполняемых электронами – 5. Он расположен в главной подгруппе второй группы, следова-

тельно, число электронов на внешнем уровне – 2. Электронная формула - $1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 d^{10} 4s^2 p^6 5s^2$.

в). Порядковый номер никеля – 28. Он расположен в четвертом периоде, следовательно, число уровней, заполняемых электронами – 4. Он расположен в побочной подгруппе, следовательно, у него заполняется электронами 3d-подуровень, число электронов на внешнем уровне – 2. Вычислим число электронов на 3d-подуровне: для этого от общего числа электронов нужно отнять число электронов на внутренних s- и p-подуровнях и два электрона на внешнем уровне – $28 - 2 - 8 - 8 - 2 = 8$. Электронная формула - $1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 d^8 4s^2$.

Пример 2. Расположите в порядке увеличения электроотрицательности следующие элементы: селен, кислород, фтор и германий.

Решение: Определим положение этих элементов в Периодической системе:

Кислород и фтор расположены во втором периоде. Т.к. ЭО увеличивается в периоде слева направо, то фтор имеет большую ЭО, чем кислород.

Кислород и селен расположены в главной подгруппе шестой группы. Т.к. ЭО уменьшается в группе сверху вниз, то кислород имеет большую ЭО, чем селен.

Селен и германий расположены в четвертом периоде. Т.к. ЭО увеличивается в периоде слева направо, то селен имеет большую ЭО, чем германий.

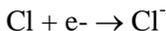
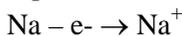
Т.о. ЭО увеличивается в порядке: германий, селен, кислород, фтор.

ГЛАВА 2. ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ И СТРОЕНИЕ ВЕЩЕСТВА.

Наиболее устойчивой является электронная конфигурация, при которой внешний энергетический уровень атома заполнен полностью. Такой конфигурацией обладают благородные газы. Атомы, не обладающие завершенным внешним уровнем, находятся в неустойчивом энергетическом состоянии. Поэтому основной движущей силой, приводящей к образованию химической связи, является стремление атомов к завершению внешнего уровня. Химическая связь возникает за счет перераспределения электронов валентных орбиталей, в результате чего возникает устойчивая электронная конфигурация благородного газа (октет) за счет образования ионов или образования общих электронных пар. Образование химической связи сопровождается выделением большого количества энергии. Рассмотрим возможные виды химической связи.

2.1. Ионная связь.

Ионная связь образуется между атомами с сильно различающимися значениями электроотрицательности (между типичными металлами и неметаллами). Возникновение ионной связи рассмотрим на примере образования хлорида натрия NaCl. Электронная конфигурация атома натрия $1s^2 2s^2 p^6 3s^1$, атома хлора $1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^5$. Для завершения внешнего уровня атому натрия легче отдать один электрон, чем присоединить семь, а атому хлора легче присоединить один электрон, чем отдать семь. При химических реакциях атом натрия отдает один электрон, а атом хлора его принимает. Схематически это можно изобразить так:



Т.е. электронная оболочка атома Na превратилась в устойчивую оболочку атома благородного газа Ne - $1s^2 2s^2 p^6$ (это ион Na^+),

а оболочка атома Cl – в оболочку атома благородного газа Ar - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ (это ион Cl⁻). Между ионами Na⁺ и Cl⁻ возникают силы электростатического притяжения, в результате чего образуется соединение NaCl.

Ионная связь – это химическая связь, осуществляемая за счет электростатического притяжения между ионами. Соединения, образованные путем притяжения ионов, называются ионными.

Главными свойствами ионной связи являются ее ненаправленность (каждый ион может притягивать ион противоположного знака по любому направлению) и ненасыщаемость (взаимодействие ионов противоположного знака не приводит к компенсации силовых полей, способность притягивать ионы противоположного знака остается и по другим направлениям).

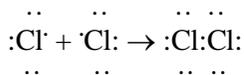
2.2. Ковалентная связь.

Ковалентная связь – связь, осуществляемая за счет образования общих электронных пар. Различают две разновидности ковалентной связи:

1). **Неполярная ковалентная связь.** Рассмотрим образование связи между двумя атомами, электроотрицательности которых одинаковы, например, между двумя атомами хлора. Оба атома Cl имеют электронную конфигурацию $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$. Каждому атому для завершения внешнего уровня не хватает одного электрона. При сближении атомов до определенного расстояния происходит перекрывание их 3p-орбиталей, на которых находится по одному неспаренному электрону. В результате между центрами обоих ядер возникает молекулярная орбиталь, на которой находятся два спаренных электрона. Новая орбиталь в равной степени принадлежит обоим атомам, поэтому каждый атом в молекуле Cl₂ имеет завершённый внешний энергетический уровень. Электронное облако, образованное общей парой электронов, распределяется в

пространстве симметрично относительно ядер обоих атомов Cl, поэтому связь называется **неполярной**.

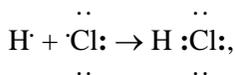
Схематически изобразить образование молекулы Cl₂ из двух атомов Cl можно следующим образом (точками изображаются электроны внешнего уровня):



Часто ковалентную связь изображают черточкой, которая символизирует общую пару электронов: Cl-Cl. Такую запись называют структурной формулой.

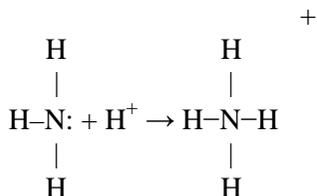
2). **Полярная ковалентная связь** образуется между атомами с различной электроотрицательностью. Электронная плотность от общей пары электронов смещена к более электроотрицательному атому. Полярная ковалентная связь может образовываться по двум механизмам:

а). **обменный механизм** - связь образуется за счет перекрывания орбиталей двух атомов, на каждой из которых находится по одному неспаренному электрону. Например, рассмотрим образование молекулы HCl (структурная формула H-Cl):



Общая электронная пара смещена к атому Cl, т.к. его электроотрицательность больше, чем атома H.

б). **донорно-акцепторный механизм** - связь возникает за счет двух спаренных электронов одного атома и свободной орбитали другого. Например, рассмотрим механизм образования иона аммония NH₄⁺. В молекуле аммиака NH₃ атом азота имеет неподеленную пару электронов на внешнем энергетическом уровне, у иона водорода свободна (не заполнена) 1s- орбиталь. При образовании иона аммония двухэлектронное облако азота становится общим для атомов азота и водорода:



Заряд иона водорода также становится общим, он делокализован (рассредоточен) между всеми атомами.

Атом, предоставляющий неподеленную электронную пару, называется **донором**. Атом, предоставляющий свободную орбиталь и принимающий неподеленную электронную пару, называется **акцептором**.

Свойствами ковалентной связи являются:

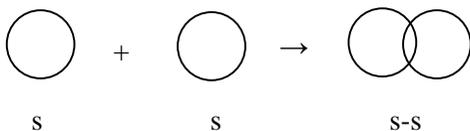
1). Насыщаемость, т.е. способность атомов образовывать ограниченное число ковалентных связей. Например, у атома углерода в возбужденном состоянии на внешнем энергетическом уровне четыре неспаренных электрона, поэтому атом С может образовывать не более четырех связей.

2). Направленность ковалентной связи обуславливает пространственную структуру молекул, т.е. их геометрию. Например, молекула BeCl_2 линейна, молекула H_2O имеет угловую форму, молекула NH_3 имеет форму пирамиды.

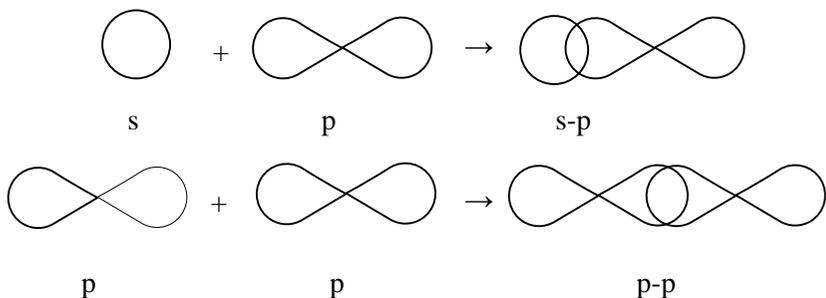
2.3. Направленность ковалентной связи. Одинарные и кратные связи.

Перекрывание валентных орбиталей взаимодействующих атомов при образовании ковалентной связи возможно только при определенной ориентации этих орбиталей.

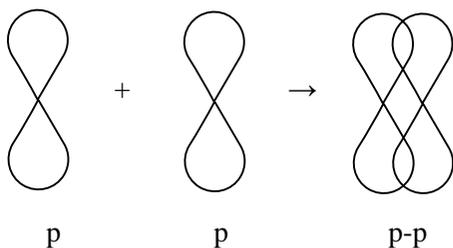
s-Орбитали могут перекрываться только одним способом - вдоль прямой, соединяющей ядра взаимодействующих атомов:



Образованная подобным образом ковалентная связь называется **σ -связью**. σ -Связи могут образовываться также при перекрывании s-орбитали и p-орбитали и двух p-орбиталей:



При перекрывании p-орбиталей, ориентированных перпендикулярно прямой, соединяющей ядра взаимодействующих атомов, образуются две области перекрывания, расположенные по обе стороны от этой прямой. Такая ковалентная связь называется **π -связью**:

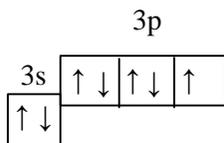


Если между атомами возникла одна ковалентная связь (одна общая электронная пара), то она называется **одинарной**. Если ковалентных связей между атомами несколько, то они называются **кратными**. Рассмотрим образование молекулы азота N_2 . Оба атома N имеют электронную конфигурацию $1s^2 2s^2 2p^3$ с тремя неспаренными p-электронами. Молекула N_2 образуется в результате перекрывания трех 2p-орбиталей одного и трех 2p-орбиталей другого атома азота и образования трех общих электронных пар (тройная связь). Три связи в молекуле азота неравноценны: одна из этих связей σ -связь, а две другие π -связи, ориентированные во взаимно перпендикулярных плоскостях.

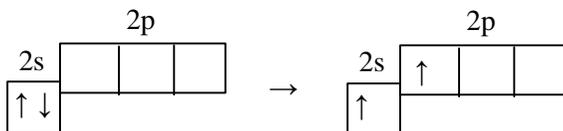
Одинарная связь всегда является σ -связью. Любая кратная связь всегда содержит одну σ - и остальные π -связи.

2.4. Строение молекул. Гибридизация электронных орбиталей.

1). Рассмотрим молекулу $BeCl_2$. Каждый атом хлора, входящий в состав этой молекулы, обладает одним неспаренным электроном на валентном уровне, который и участвует в образовании ковалентной связи с атомом бериллия:



Электронная конфигурация валентной оболочки бериллия $2s^2$. Для реакции с двумя атомами хлора необходим переход электронов бериллия в возбужденное состояние $2s^1 2p^1$:

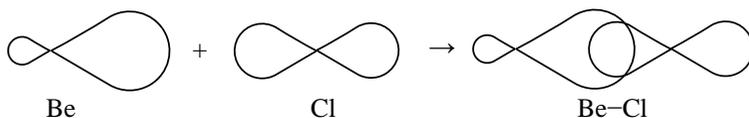


Если бы один атом хлора связывался с бериллием за счет $2s$ -электрона бериллия, а другой - за счет $2p$ -электрона бериллия, то связи $\text{Be}-\text{Cl}$ не были бы равноценными. Однако на самом деле обе связи имеют одинаковую длину, прочность и расположены под углом 180° . Молекула BeCl_2 линейна, ее структурная формула $\text{Cl}-\text{Be}-\text{Cl}$.

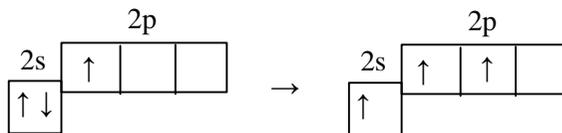
Чтобы объяснить равноценность связей $\text{Be}-\text{Cl}$, говорят о **sp-гибридизации** валентных атомных орбиталей бериллия, при которой одна s -орбиталь и одна p -орбиталь смешиваются и выравниваются по форме и энергии, давая две гибридные sp -орбитали:



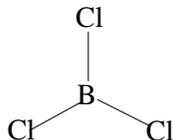
Под влиянием взаимного отталкивания они располагаются на одной прямой и ориентированы в противоположных направлениях. Каждая связь $\text{Be}-\text{Cl}$ образуется в результате перекрывания гибридной sp -орбитали бериллия и p -орбитали хлора:



2). Рассмотрим молекулу BCl_3 . Электронная конфигурация валентной оболочки бериллия $2s^2p^1$. Для реакции с тремя атомами фтора необходим переход электронов бора в возбужденное состояние $2s^1 2p^2$:



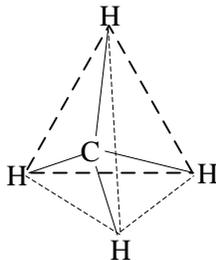
Одна s - и две p -орбитали смешиваются, давая три одинаковые **гибридные sp^2 -орбитали**, которые под влиянием взаимного отталкивания расположатся в одной плоскости под углом 120° . Перекрываясь с p -орбиталями атомов хлора, они образуют молекулу BCl_3 с тремя равноценными связями $B-Cl$, имеющую форму равностороннего треугольника с атомом бора в центре:



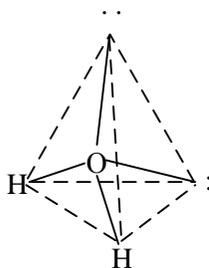
3). Рассмотрим молекулу CH_4 . Электронная конфигурация валентной оболочки углерода $2s^2p^2$. Для реакции с четырьмя атомами водорода необходим переход электронов углерода в возбужденное состояние $2s^12p^3$:



Одна s - и три p -орбитали смешиваются, давая четыре одинаковые **гибридные sp^3 -орбитали**, которые направлены в вершины правильного тетраэдра. При перекрывании с $1s$ -орбиталями атомов водорода они образуют четыре равноценные связи $C-H$. Молекула CH_4 имеет форму правильного тетраэдра с атомом углерода в центре. Углы между всеми связями равны и составляют 109° .



4). Рассмотрим молекулу H_2O . Электронная конфигурация валентной оболочки кислорода $2s^2 2p^4$ с двумя неспаренными р-электронами. Перекрываясь с 1s-электронами атомов водорода, они образуют две равноценные связи О–Н. Т.к. р-орбитали ориентированы в пространстве во взаимно перпендикулярных плоскостях, можно было бы ожидать, что угол между связями должен составить 90° . Однако он составляет около 105° , что довольно близко к величине угла в правильном тетраэдре (109°). Объяснить это можно sp^3 -гибридизацией валентной оболочки кислорода. Молекулу воды можно представить в виде тетраэдра с атомом кислорода в центре:



Этот тетраэдр слегка искажен, потому что две гибридные sp^3 -орбитали участвуют в образовании связей с атомами водорода, а на двух других находятся неподеленные пары электронов кислорода.

2. 5. Степень окисления.

Степень окисления – это условный заряд атома в молекуле, вычисленный в предположении, что все связи в молекуле ионные. Степень окисления вычисляется по следующим правилам:

1). Степень окисления любого элемента в простом веществе равна нулю. Например, Cu^0 , H_2^0 .

2). Степени окисления некоторых элементов в сложных веществах имеют постоянные значения:

- степени окисления металлов первой группы главной подгруппы (щелочных металлов) в сложных веществах всегда +1, например, Na^{+1}Cl , $\text{K}_2^{+1}\text{SO}_4$.

- степени окисления металлов второй группы главной подгруппы (щелочноземельных металлов) в сложных веществах всегда +2, например, $\text{Ca}^{+2}\text{Cl}_2$, $\text{Ba}^{+2}\text{SO}_4$.

- степень окисления алюминия в сложных веществах всегда +3, например, $\text{Al}_2^{+3}\text{O}_3$, $\text{Al}^{+3}\text{Cl}_3$.

3). Кислород почти во всех сложных веществах проявляет степень окисления -2 , например, H_2O^{-2} , $\text{Al}_2\text{O}_3^{-2}$. Исключениями являются фторид кислорода O^{+2}F_2 и пероксиды, например $\text{H}_2\text{O}_2^{-1}$.

4). Водород во всех сложных веществах, кроме соединений водорода с металлами (гидридов металлов), проявляет степень окисления +1, например, H_2^{+1}O , H^{+1}Cl . В гидридах степень окисления водорода равна -1 , например KH^{-1} .

5). Сумма степеней окисления всех элементов в молекуле равна 0.

Пример: вычислить степени окисления элементов в соединениях:

а). FeO . Расставляем степени окисления элементов: у кислорода -2 , у железа x Fe^xO^{-2} . Сумма всех степеней окисления в молекуле равна 0: $x + (-2) = 0$, $x = +2$.

б). Fe_2O_3 . Расставляем степени окисления элементов: у кислорода -2 , у железа x $\text{Fe}_2^x\text{O}_3^{-2}$. Сумма всех степеней окисления в молекуле равна 0: $2x + 3(-2) = 0$, $x = +3$.

в). H_2SO_4 . Расставляем степени окисления элементов: у водорода +1, у кислорода -2 , у серы x $\text{H}_2^{+1}\text{S}^x\text{O}_4^{-2}$. Сумма всех степеней окисления в молекуле равна 0:

$$2 \times 1 + x + 4 \times (-2) = 0, x = +6.$$

г). $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. Расставляем степени окисления элементов: у калия +1, у кислорода -2 , у хрома x $\text{K}_2^{+1}\text{Cr}_2^x\text{O}_7^{-2}$. Сумма всех степеней окисления в молекуле равна 0:

$$2 \times 1 + 2x + 7 \times (-2) = 0, x = +6.$$

ГЛАВА 3. КЛАССИФИКАЦИЯ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ.

Напомним, что все химические вещества подразделяют на простые и сложные.

Простые вещества – это вещества, состоящие из атомов одного химического элемента. Например, O_2 , Cl_2 , Fe, Mn. По строению и свойствам простые вещества делятся на металлы и неметаллы.

Сложные вещества – это вещества, состоящие из атомов двух и более химических элементов. Например, HCl, K_2SO_4 , P_2O_5 , $Ca(OH)_2$. Среди сложных веществ выделяют четыре основных класса: оксиды, кислоты, основания и соли.

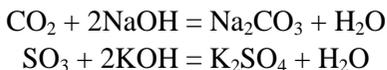
3.1. Оксиды.

Оксиды – это сложные вещества, состоящие из атомов двух элементов, один из которых - кислород. По химическим свойствам оксиды разделяют на: кислотные, основные, амфотерные, несолеобразующие.

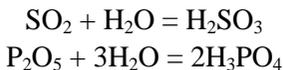
Общие свойства кислотных оксидов.

К **кислотным оксидам** относятся оксиды, которые взаимодействуют со щелочами с образованием соли и воды. Кислотные оксиды образуют типичные неметаллы (например, CO_2 , SO_3), а также переходные металлы в высоких положительных степенях окисления (CrO_3 , Mn_2O_7). Кислотным оксидам соответствуют кислоты. Рассмотрим общие химические свойства кислотных оксидов:

1). Кислотные оксиды взаимодействуют с растворами щелочей с образованием соли и воды:

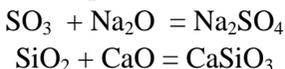


2). Кислотные оксиды взаимодействуют с водой с образованием соответствующей кислоты, если образовавшаяся при этом кислота растворима в воде:



Не взаимодействует с водой оксид кремния SiO_2 , т.к. соответствующая ему кремниевая кислота нерастворима.

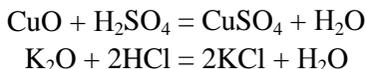
3). Многие кислотные оксиды при нагревании взаимодействуют с основными оксидами с образованием солей:



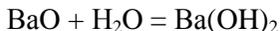
Общие свойства основных оксидов.

К **основным оксидам** относятся оксиды, которые взаимодействуют с кислотами с образованием соли и воды. Основные оксиды образуют металлы главной подгруппы первой группы (щелочные металлы), металлы главной подгруппы второй группы (щелочноземельные металлы) и переходные металлы в низших степенях окисления. Например, K_2O , BaO , AgO , CuO . Основным оксидам соответствуют основания. Рассмотрим общие химические свойства основных оксидов:

1). Основные оксиды взаимодействуют с растворами кислот с образованием соли и воды:



2). Основные оксиды взаимодействуют с водой с образованием соответствующего основания, если образующееся при этом основание растворимо в воде:



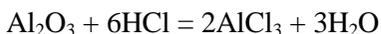
Оксид меди CuO не взаимодействует с водой, т.к. Cu(OH)_2 нерастворим в воде.

3). Основные оксиды взаимодействуют с кислотными оксидами с образованием солей. Эту реакцию мы рассмотрели, когда обсуждали свойства кислотных оксидов.

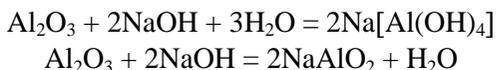
Общие свойства амфотерных оксидов.

К **амфотерным оксидам** относятся оксиды, которые взаимодействуют и со щелочами, и с кислотами с образованием соли и воды, т.е. проявляют свойства, характерные и для кислотных, и для основных оксидов. Амфотерные оксиды образуют металлы, металлические свойства которых выражены неярко (в Периодической таблице эти элементы находятся близко к диагонали, проведенной от водорода к астату) и переходные металлы в промежуточных степенях окисления (обычно +2, +3, +4). Например, Al_2O_3 , ZnO , Cr_2O_3 , PbO , PbO_2 , SnO , SnO_2 , TiO_2 . Рассмотрим общие химические свойства амфотерных оксидов:

1). Амфотерные оксиды взаимодействуют с растворами кислот с образованием соли и воды:

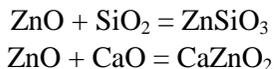


2). Амфотерные оксиды взаимодействуют с растворами и расплавами щелочей:



3). Амфотерные оксиды с водой не взаимодействуют, т.к. соответствующие гидроксиды нерастворимы в воде.

4). Многие амфотерные оксиды при нагревании взаимодействуют с кислотными и основными оксидами с образованием солей:



Несолеобразующие оксиды.

Кроме описанных выше, существует ряд оксидов, которым не соответствуют ни кислота, ни основание. Эти оксиды называют **несолеобразующими**. Например, CO , NO , N_2O .

3.2. Кислоты.

Кислоты – это сложные вещества, состоящие из одного или нескольких атомов водорода, которые могут замещаться на атомы металла, и кислотного остатка.

Классификация кислот.

I. По составу кислоты делятся на:

- кислородсодержащие – кислоты, кислотный остаток которых содержит атомы кислорода, например, HNO_3 , H_2SO_4 , H_2SO_3 , H_2SiO_3 , H_3PO_4 .

- бескислородные – кислоты, кислотный остаток которых не содержит атомов кислорода, например, HF , HCl , HBr , HI , H_2S .

II. По числу атомов водорода, способных замещаться на атомы металла кислоты делятся на:

- одноосновные – кислоты, содержащие один атом водорода, способный замещаться на атомы металла, например, HNO_3 , HF , HCl , HBr , HI .

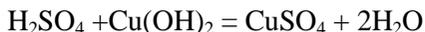
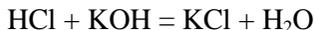
- двухосновные – кислоты, содержащие два атома водорода, способные замещаться на атомы металла, например, H_2SO_4 , H_2SO_3 , H_2SiO_3 , H_2CO_3 , H_2S .

- трехосновные – кислоты, содержащие три атома водорода, способные замещаться на атомы металла, например, H_3PO_4 .

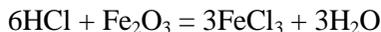
III. Кислоты делятся на сильные, например, HNO_3 , HCl , HBr , HI , H_2SO_4 , и слабые, например, H_2SO_3 , H_2CO_3 , H_2S , HCN . (Подробнее см. в разделе «Равновесия в растворах электролитов»).

Химические свойства кислот.

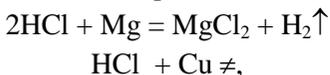
1). Кислоты взаимодействуют с основаниями с образованием соли и воды (реакция нейтрализации):



2). Кислоты взаимодействуют с основными и амфотерными оксидами с образованием соли и воды:

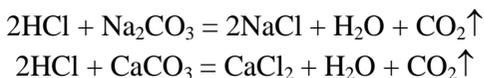


3). Кислоты (кроме азотной и концентрированной серной) взаимодействуют с металлами, стоящими в ряду стандартных электродных потенциалов до водорода, с выделением водорода:

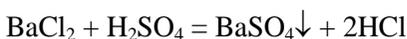


т.к. медь стоит в ряду стандартных электродных потенциалов после водорода.

4). Сильные кислоты взаимодействуют с растворимыми и нерастворимыми солями слабых кислот:



5). Сильные кислоты взаимодействуют с растворами солей сильных кислот, если в результате реакции образуется нерастворимая соль:



3.3. Основания.

Основания – сложные вещества, состоящие из металла и одной или нескольких гидроксильных групп. Основания можно разделить на три группы:

- растворимые в воде, или щелочи. К ним относятся гидроксиды металлов главной подгруппы первой группы и гидроксиды металлов главной подгруппы второй группы от кальция и ниже. Например, NaOH, KOH, Ca(OH)₂, Ba(OH)₂.

- нерастворимые в воде основания, не проявляющие амфотерных свойств. Например, Cu(OH)₂, Mg(OH)₂, Ni(OH)₂.

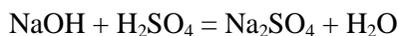
амфотерные гидроксиды, которые взаимодействуют и с растворами кислот, и с растворами щелочей, т.е. проявляют свойства, характерные и для оснований, и для кислот. Например, Al(OH)₃, Zn(OH)₂, Cr(OH)₃.

В зависимости от числа гидроксогрупп основания можно разделить на:

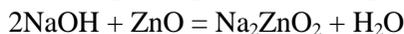
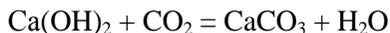
- однокислотные, например, NaOH, KOH,
- двухкислотные, например, Ba(OH)₂, Ni(OH)₂,
- трехкислотные, например, Al(OH)₃, Fe(OH)₃.

Свойства щелочей.

1). Щелочи взаимодействуют с кислотами с образованием соли и воды:



2). Щелочи взаимодействуют с кислотными и амфотерными оксидами с образованием соли и воды:



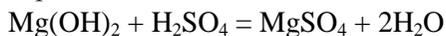
3). Щелочи взаимодействуют с растворами солей, если в результате реакции образуется нерастворимое основание:



Такие реакции используются для получения нерастворимых в воде оснований.

Свойства нерастворимых в воде оснований.

1). Нерастворимые в воде основания взаимодействуют с растворами кислот с образованием соли и воды:



2). Нерастворимые в воде основания при нагревании разлагаются на оксид и воду:



Свойства амфотерных гидроксидов.

Амфотерные гидроксиды нерастворимы в воде. Для них характерны те же реакции, что и для нерастворимых оснований. Кроме того, амфотерные гидроксиды взаимодействуют с растворами щелочей:



3.4. Соли.

Соли – это продукт взаимодействия кислот и оснований.

В таблице 2 приведены названия (номенклатура) солей наиболее часто встречающихся неорганических кислот.

Таблица 2. Номенклатура солей.

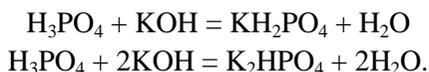
Название кислоты	Химическая формула кислоты	Название соли
Азотная	HNO_3	Нитрат
Азотистая	HNO_2	Нитрит
Бромоводородная	HBr	Бромид
Иодоводородная	HI	Иодид
Кремниевая	H_2SiO_3	Силикат
Марганцевая	HMnO_4	Перманганат
Серная	H_2SO_4	Сульфат
Сернистая	H_2SO_3	Сульфит
Сероводородная	H_2S	Сульфид
Угольная	H_2CO_3	Карбонат
Фосфорная	H_3PO_4	Фосфат
Фтороводородная, или плавиковая	HF	Фторид
Хлороводородная, или соляная	HCl	Хлорид
Хлорноватистая	HClO	Гипохлорит
Хлористая	HClO_2	Хлорит
Хлорноватая	HClO_3	Хлорат
Хлорная	HClO_4	Перхлорат
Хромовая	H_2CrO_4	Хромат
Дихромовая	$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	Дихромат, или би- хромат

В зависимости от состава различают:

1). **Средние** соли, которые образованы катионом металла и анионом кислотного остатка. Например, NaCl - хлорид натрия, K₃PO₄ - фосфат калия.

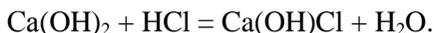
2). **Кислые** соли, в состав которых, кроме катионов металла, входят катионы водорода. Названия кислых солей образуют из названий средних солей, добавляя приставку гидро-, если в состав соли входит один катион водорода, и приставку дигидро-, если в состав соли входят два катиона водорода. Например, NaHCO₃ – гидрокарбонат натрия, KH₂PO₄ – дигидрофосфат калия.

Кислые соли могут быть, образованы только из многоосновных кислот. Их можно рассматривать, как продукт взаимодействия основания с избытком кислоты:



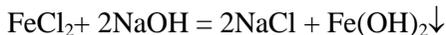
3). **Основные** соли, в состав которых входят гидроксогруппы. Названия основных солей образуют из названий средних солей, добавляя приставку гидроксо-, если в состав соли входит одна гидроксогруппа, и приставку дигидроксо-, если в состав соли входят две гидроксогруппы. Например Ca(OH)Cl – гидроксохлорид кальция, Al(OH)₂Cl – дигидроксохлорид алюминия.

Основные соли могут быть образованы только из многокислотных оснований. Их можно рассматривать, как продукт взаимодействия избытка основания с кислотой:

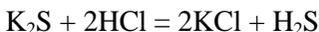


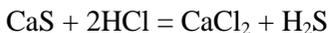
Химические свойства солей.

1). Растворимые соли взаимодействуют со щелочами, если в результате реакции образуется нерастворимое основание:

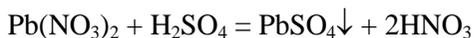


2). Растворимые и нерастворимые соли слабых кислот взаимодействуют с сильными кислотами:

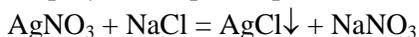




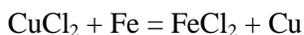
3). Растворимые соли сильных кислот взаимодействуют с сильными кислотами, если в результате реакции образуется нерастворимая соль:



4). Растворимые соли взаимодействуют между собой, если в результате реакции образуется нерастворимая соль:



5). Растворимые соли взаимодействуют с металлами, стоящими в ряду стандартных электродных потенциалов до металла, катион которого образует соль:

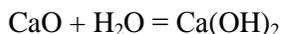


3.5. Связь между классами неорганических соединений.

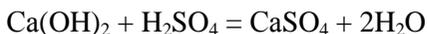
Между простыми веществами, оксидами, основаниями, кислотами и солями существует генетическая связь, основанная на получении веществ одного класса из веществ другого класса. Так, например, простое вещество металл кальций при взаимодействии с кислородом превращается в оксид кальция:



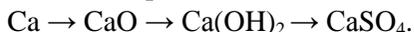
Оксид кальция при взаимодействии с водой образует гидроксид кальция:



Гидроксид кальция взаимодействует с серной кислотой с образованием сульфата кальция:



Эти превращения можно представить схемой:

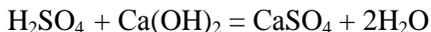


К тому же продукту можно прийти и другим путем, исходя из неметалла:



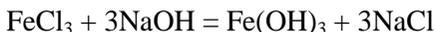
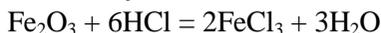
При этом протекают реакции:



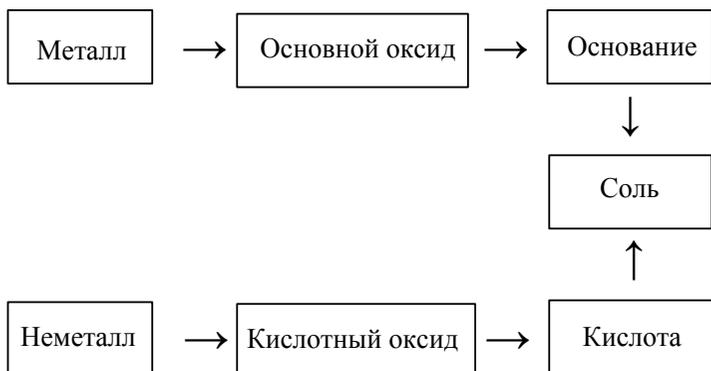


Различными путями получения одна и та же соль.

Следует иметь в виду, что часто получение веществ одного класса из веществ другого класса можно осуществить только косвенным путем. Например, гидроксид железа (III) нельзя получить реакцией взаимодействия оксида железа (III) с водой, т.к. эта реакция не протекает. Гидроксид железа (III) можно получить из оксида железа (III) косвенным путем:



Генетическую связь между классами неорганических соединений можно выразить схемой:

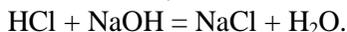


3.6. Некоторые примеры решения задач.

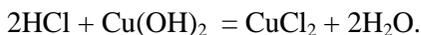
Задача 1. Какие из перечисленных веществ будут взаимодействовать с раствором HCl: NaOH, Cu(OH)₂, Mg, AgNO₃, Cu, Na₂SO₄, Na₂CO₃, CO₂, FeO, BaSO₄. Записать уравнения реакций.

Решение: HCl – сильная кислота.

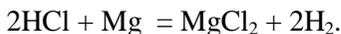
NaOH – щелочь- взаимодействует с кислотой:



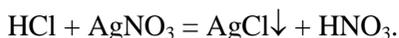
$\text{Cu}(\text{OH})_2$ – нерастворимое основание - взаимодействует с кислотой:



Mg – металл, стоящий в ряду напряжений до водорода, взаимодействует с кислотой:



AgNO_3 – растворимая соль сильной кислоты - взаимодействует с сильной кислотой, т.к. в результате реакции образуется нерастворимая соль:



Cu - металл, стоящий в ряду напряжений после водорода, не взаимодействует с кислотой.

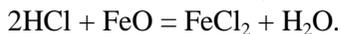
Na_2SO_4 - растворимая соль сильной кислоты - не взаимодействует с сильной кислотой, т.к. в результате реакции не образуется нерастворимая соль.

Na_2CO_3 - растворимая соль слабой кислоты- взаимодействует с сильной кислотой:



CO_2 – кислотный оксид - не взаимодействует с кислотой.

FeO – основной оксид - взаимодействует с кислотой:

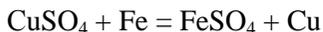


BaSO_4 -нерастворимая соль сильной кислоты - не взаимодействует с сильной кислотой.

Задача 2. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения: $\text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu} \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Cu}_3(\text{PO}_4)_2$.

Решение:

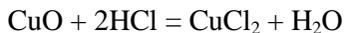
1). Медь можно получить из сульфата меди, замещая ее в соли более активным металлом:



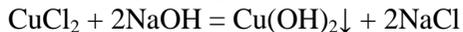
2). Оксид меди (II) можно получить, сжигая медь в кислороде:



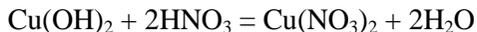
3). Оксид меди (II) растворяется в соляной кислоте, образуя хлорид меди (II):



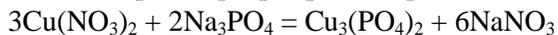
4). Гидроксид меди (II) выпадает в осадок при добавлении к раствору хлорида меди (II) раствора щелочи:



5). Гидроксид меди (II) растворяется в азотной кислоте с образованием нитрата меди (II):



6). Фосфат меди (II) выпадает в осадок при добавлении к раствору нитрата меди (II) раствора фосфата натрия:



ГЛАВА 4. РАСТВОРЫ ЭЛЕКТРОЛИТОВ.

Раствор – это термодинамически устойчивая гомогенная система переменного состава, состоящая из двух или более компонентов. Компонент, которого в растворе больше, называется **растворителем**. Остальные компоненты – **растворенные вещества**. В растворе может быть несколько растворенных веществ. Наибольшее значение в природе и технике имеют жидкие растворы, в которых растворителем является вода.

Важнейшей характеристикой раствора является его **концентрация**, т.е. содержание в нем растворенного вещества. В химии используется несколько способов выражения концентрации растворов. Рассмотрим некоторые из них:

4.1. Способы выражения концентрации растворов.

1). **Массовая доля растворенного вещества (процентная концентрация)** – это отношение массы растворенного вещества к массе раствора, выраженное в процентах:

$$\omega(\text{р.в.}) = \frac{m(\text{р.в.})}{m(\text{р-р})} \times 100\% \quad (1)$$

где $\omega(\text{р.в.})$ – процентная концентрация растворенного,

$m(\text{р.в.})$ – масса растворенного вещества,

$m(\text{р-ра})$ – масса раствора, которая складывается из массы растворителя и массы растворенного вещества.

При расчете процентной концентрации масса раствора и масса растворенного вещества должны быть выражены в одинаковых единицах измерения.

2). **Молярная концентрация (молярность)** – это количество (число моль) растворенного вещества, содержащееся в 1 л раствора:

$$C(\text{р.в.}) = \frac{\nu(\text{р.в.})}{V(\text{р-р})} \quad (2)$$

где $C(\text{р.в.})$ – молярная концентрация,

$\nu(\text{р.в.})$ – количество (число моль) растворенного вещества,
 $V(\text{р-р})$ – объем раствора.

Выразим количество растворенного вещества через его массу:

$$\nu(\text{р.в.}) = \frac{m(\text{р.в.})}{M(\text{р.в.})} \quad (3)$$

где $\nu(\text{р.в.})$ – количество (число моль) растворенного вещества,

$m(\text{р.в.})$ – масса растворенного вещества,

$M(\text{р.в.})$ – молярная масса растворенного вещества.

Подставив формулу (3) в формулу (2) получим выражения для вычисления молярной концентрации через массу растворенного вещества:

$$C(\text{р.в.}) = \frac{m(\text{р.в.})}{M(\text{р.в.})V(\text{р-р})} \quad (4)$$

Единица измерения молярности – моль/л (иначе записывают М). При расчете молярности масса растворенного вещества должна быть выражена в граммах, а объем раствора в литрах.

3). **Моляльная концентрация (моляльность)** – это количество (число моль) растворенного вещества, приходящееся на 1 кг растворителя. С учетом формулы (3):

$$C_m(\text{р.в.}) = \frac{\nu(\text{р.в.}) \times 1000}{m(\text{р-ль})} = \frac{m(\text{р.в.}) \times 1000}{M(\text{р.в.})m(\text{р-ль})} \quad (5)$$

где $C_m(\text{р.в.})$ – моляльная концентрация,

$\nu(\text{р.в.})$ – количество (число моль) растворенного вещества,

$m(\text{р.в.})$ – масса растворенного вещества,

$M(\text{р.в.})$ – молярная масса растворенного вещества,

$m(\text{р-ль})$ – масса растворителя.

Единица измерения моляльности – моль/кг. При расчете моляльности по приведенной выше формуле массы растворенного вещества и растворителя должны быть выражены в граммах.

4). **Эквивалентная, или нормальная, концентрация (нормальность)** – это число эквивалентов растворенного вещества, содержащееся в 1 л раствора. Единица измерения нормальности – экв/л (иначе записывают н).

Напомним, что **эквивалент** вещества – это такая масса вещества, которая реагирует с 1 г атомов водорода или замещает 1 г атомов водорода в соединениях.

Нормальная концентрация рассчитывается по формуле:

$$C_f(\text{р.в.}) = \frac{m(\text{р.в.})}{M_f(\text{р.в.})V(\text{р-р})} \quad (6)$$

где $C_f(\text{р.в.})$ – нормальная концентрация

$m(\text{р.в.})$ – масса растворенного вещества,

$M_f(\text{р.в.})$ – эквивалентная масса растворенного вещества,

$V(\text{р-р})$ – объем раствора.

Эквивалентная масса M_f вычисляется по формуле:

$$M_f = M \times f \quad (7)$$

где M – молярная масса,

f – фактор эквивалентности, который равен:

- для кислот – единице, деленной на число атомов водорода в молекуле кислоты. Например, $f(\text{HCl}) = 1$, $f(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1/2$, $f(\text{H}_3\text{PO}_4) = 1/3$.

- для оснований - единице, деленной на число гидроксильных групп в молекуле основания. Например, $f(\text{NaOH}) = 1$, $f(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 1/2$, $f(\text{Al}(\text{OH})_3) = 1/3$.

- для солей - единице, деленной на заряд катиона металла и число катионов в молекуле соли. Например, $f(\text{NaCl}) = 1$, $f(\text{BaCl}_2) = 1/2$, $f(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = 1/6$.

Подставив формулу (7) в формулу (6) и с учетом формулы (4), получим:

$$C_f(\text{р.в.}) = \frac{m(\text{р.в.})}{M(\text{р.в.}) \times f \times V(\text{р-р})} = \frac{C(\text{р.в.})}{f} \quad (8)$$

4.2. Примеры решения задач на вычисление концентрации растворов.

Задача 1. При растворении 9,5 г хлорида магния в воде получили 100 мл раствора с плотностью $\rho = 1,14$ г/мл. Вычислить процентную и молярную концентрации раствора.

$$\text{Дано: } m(\text{р.в.}) = m(\text{MgCl}_2) = 9,5 \text{ г}$$

$$V(\text{р-р}) = 100 \text{ мл}$$

$$\rho = 1,14 \text{ г/мл}$$

$$\omega(\text{р.в.}) = ?$$

$$C(\text{р.в.}) = ?$$

Решение:

1). Для вычисления процентной концентрации нам нужно вычислить массу раствора:

$$m(\text{р-р}) = V(\text{р-р}) \times \rho = 100 \times 1,14 = 114 \text{ г}$$

Процентную концентрацию находим по формуле (1):

$$\omega(\text{р.в.}) = \frac{m(\text{р.в.})}{m(\text{р-р})} \times 100\% = \frac{9,5 \times 100}{114} = 12\%$$

2). Для вычисления молярной концентрации нам нужно вычислить молярную массу хлорида магния:

$$M(\text{р.в.}) = M(\text{MgCl}_2) = 24 + 2 \times 35,5 = 95 \text{ г/моль.}$$

А также выразить объем раствора в литрах:

$$V(\text{р-р}) = 100 \text{ мл} = 0,1 \text{ л.}$$

Молярную концентрацию находим по формуле (4):

$$C(\text{р.в.}) = \frac{m(\text{р.в.})}{M(\text{р.в.})V(\text{р-р})} = \frac{9,5}{95 \times 0,1} = 1 \text{ М}$$

Задача 2. При растворении 14,2 г сульфата натрия в воде получили 20% раствор с плотностью $\rho = 1,12$ г/мл. Вычислить молярную концентрацию полученного раствора.

$$\text{Дано: } m(\text{р.в.}) = m(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 14,2 \text{ г}$$

$$\rho = 1,12 \text{ г/мл}$$

$$\omega(\text{р.в.}) = 20\%$$

$$C(\text{р.в.}) = ?$$

Решение:

1). Из формулы (1) выразим массу раствора:

$$m(p-p) = \frac{m(p.v.)}{\omega(p.v.)} \times 100\% = \frac{14,2}{20} \times 100 = 71 \text{ г}$$

2). Вычислим объем раствора:

$$V(p-p) = \frac{m(p-p)}{\rho(p-p)} = \frac{71}{1,12} = 63,4 \text{ мл} = 0,0634 \text{ л}$$

3). Найдем молярную массу сульфата натрия:

$$M(p.v.) = M(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 2 \times 23 + 32 + 4 \times 16 = 142 \text{ г/моль}$$

4). Молярную концентрацию находим по формуле (4):

$$C(p.v.) = \frac{m(p.v.)}{M(p.v.)V(p-p)} = \frac{14,2}{142 \times 0,0634} = 1 \text{ М}$$

Задача 3. В 500 мл раствора сульфата железа (III) содержится 40 г этой соли. Вычислить молярность и нормальность раствора.

Дано: $m(p.v.) = m(\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3) = 40 \text{ г}$

$$V(p-p) = 500 \text{ мл}$$

$$C(p.v.) = ?$$

$$C_f(p.v.) = ?$$

Решение:

1). Для вычисления молярности (молярной концентрации) раствора нужно вычислить молярную массу сульфата железа (III):

$$M(p.v.) = M(\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3) = 2 \times 56 + 2 \times (32 + 4 \times 16) = 400 \text{ г/моль.}$$

А также выразить объем раствора в литрах:

$$V(p-p) = 500 \text{ мл} = 0,5 \text{ л.}$$

Молярную концентрацию находим по формуле (4):

$$C(p.v.) = \frac{m(p.v.)}{M(p.v.)V(p-p)} = \frac{40}{400 \times 0,5} = 0,2 \text{ М}$$

2). Для вычисления нормальности (нормальной концентрации) раствора нужно вычислить фактор эквивалентности сульфата железа (III). Заряд катиона Fe^{3+} равен 3, число катионов в молекуле равно 2, тогда:

$$f(\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3) = 1/(3 \times 2) = 1/6$$

Нормальную концентрацию находим по формуле (8):

$$C_f(\text{р.в.}) = \frac{C(\text{р.в.})}{f} = 0,2 \times 6 = 1,2 \text{ н}$$

Задача 4. Какой объем водорода выделится при действии 200 мл 1М раствора соляной кислоты на цинк? (Соляная кислота расходуется полностью).

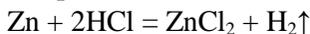
Дано: $C(\text{р.в.}) = C(\text{HCl}) = 1\text{М}$

$V(\text{р-р}) = 200 \text{ мл}$

$V(\text{H}_2) = ?$

Решение:

1). Запишем уравнение реакции:



2). Вычислим количество соляной кислоты в 200 мл 1М раствора. Для этого выразим $\nu(\text{р.в.})$ из формулы (2):

$$\nu(\text{р.в.}) = C(\text{р.в.}) \times V(\text{р-р})$$

и выразим объем раствора в литрах:

$$V(\text{р-р}) = 200 \text{ мл} = 0,2 \text{ л.}$$

Тогда:

$$\nu(\text{HCl}) = \nu(\text{р.в.}) = 1 \times 0,2 = 0,2 \text{ моль}$$

3). Из уравнения реакции видно, что если в реакцию вступает 2 моль соляной кислоты, то выделяется 1 моль, т.е. 22,4 л, водорода. Тогда если в реакцию вступает 0,2 моль соляной кислоты, то выделяется x л водорода. Составим пропорцию:

$$\frac{2}{22,4} = \frac{0,2}{x}$$

Отсюда:

$$V(\text{H}_2) = x = \frac{22,4 \times 0,2}{2} = 2,24 \text{ л}$$

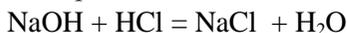
Задача 5. Для нейтрализации 100 г 5% раствора гидроксида натрия потребовалось 46 г раствора соляной кислоты. Вычислите процентную концентрацию раствора соляной кислоты.

Дано: $m(\text{р-ра NaOH}) = 100 \text{ г}$

$$\begin{aligned}\omega(\text{NaOH}) &= 5\% \\ m(\text{р-ра HCl}) &= 46 \text{ г} \\ \omega(\text{HCl}) &= ?\end{aligned}$$

Решение:

1). Запишем уравнение реакции:



2). Вычислим массу гидроксида натрия в растворе. Для этого из формулы (1) выразим $m(\text{р.в.})$:

$$m(\text{р.в.}) = \frac{m(\text{р-р}) \times \omega(\text{р.в.})}{100}$$

Тогда:

$$m(\text{NaOH}) = \frac{100 \times 5}{100} = 5 \text{ г}$$

3). Вычислим молярные массы NaOH и HCl:

$$M(\text{NaOH}) = 23 + 16 + 1 = 40 \text{ г/моль}$$

$$M(\text{HCl}) = 35,5 + 1 = 36,5 \text{ г/моль}$$

4). Из уравнения реакции видно, что для нейтрализации 1 моль, т.е. 40 г, NaOH требуется 1 моль, т.е. 36,5 г, HCl. Тогда для нейтрализации 5 г NaOH требуется x г HCl. Составим пропорцию:

$$\frac{40}{5} = \frac{36,5}{x}$$

$$m(\text{HCl}) = x = \frac{36,5 \times 5}{40} \approx 4,6 \text{ г}$$

5). Вычислим концентрацию раствора HCl по формуле (1):

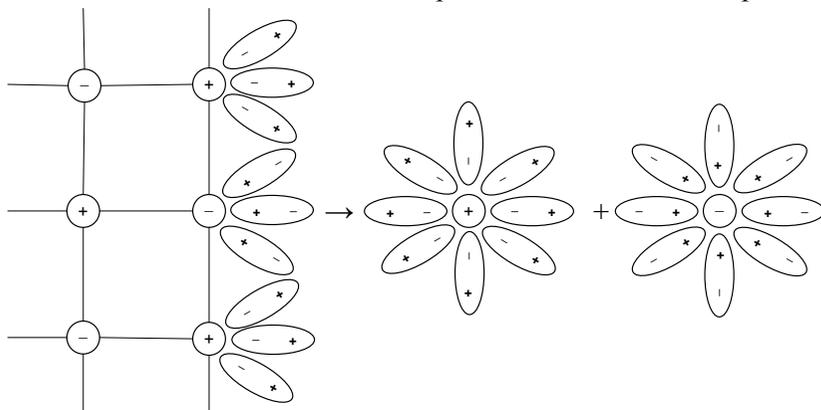
$$\omega(\text{HCl}) = \frac{m(\text{р.в. HCl})}{m(\text{р-ра HCl})} \times 100\% = \frac{4,6 \times 100}{46} = 10\%$$

4.3. Теория электролитической диссоциации.

Хорошо известно, что растворы или расплавы одних веществ проводят электрический ток, других – не проводят. Вещества, растворы или расплавы которых проводят электрический ток, называются **электролитами**. Вещества, растворы или расплавы которых не проводят электрический ток, называются **неэлектролитами**. Для объяснения особенностей водных растворов электроли-

тов шведским ученым С.Аррениусом в 1887 году была предложена **теория электролитической диссоциации**, согласно которой электролиты при растворении в воде диссоциируют (распадаются) на ионы – положительно и отрицательно заряженные.

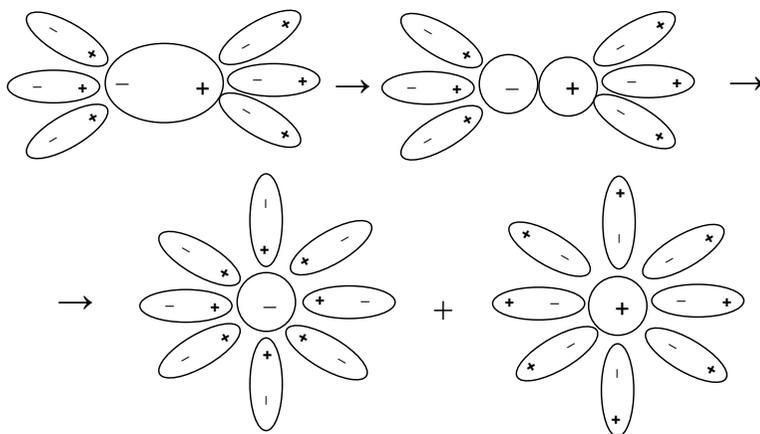
Легче всего диссоциируют вещества с ионной связью. Эти вещества состоят из ионов (см. 2.1). Рассмотрим, что происходит при растворении в воде хлорида натрия. Молекулы воды полярны. Когда кристалл хлорида натрия попадает в воду, диполи воды ориентируются своими положительными полюсами вокруг ионов Cl^- , а отрицательными полюсами вокруг ионов Na^+ . Между ионами соли и диполями воды возникают силы взаимного притяжения. Связи между ионами в кристалле ослабевают, происходит переход ионов из кристалла в раствор:



При этом образуются гидратированные ионы, т.е. ионы связанные с молекулами воды.

Аналогично диссоциируют и электролиты с полярной ковалентной связью. Вокруг каждой полярной молекулы электролита также ориентируются диполи воды, которые своими отрицательными полюсами притягиваются к положительному полюсу молекулы, а положительными полюсами – к отрицательному полюсу. В результате этого взаимодействия электронная пара ковалентной связи полностью смещается к атому с большей электроотрица-

тельностью. Связь становится ионной, и затем образуются гидратированные ионы:



Электролитами являются соединения с ионной или полярной связью – соли, кислоты, основания.

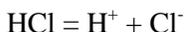
Под действием электрического тока ионы приобретают направленное движение: положительно заряженные ионы движутся к катоду, их называют **катионами**, отрицательно заряженные ионы движутся к аноду, их называют **анионами**.

Диссоциация – обратимый процесс: наряду с распадом на ионы (диссоциацией) может протекать обратный процесс соединения ионов (ассоциация).

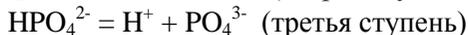
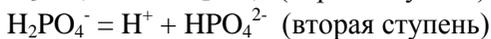
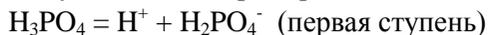
4.4. Диссоциация кислот, оснований и солей в водных растворах.

Дадим определение основных классов неорганических соединений с точки зрения теории электролитической диссоциации.

Кислоты – это электролиты, при диссоциации которых в водных растворах в качестве катионов образуются только катионы водорода. Например,



Основность кислоты определяется числом катионов водорода, которые образуются при ее диссоциации. Многоосновные кислоты диссоциируют ступенчато. Например,

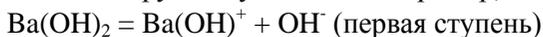


Диссоциация многоосновной кислоты протекает главным образом по первой ступени, в меньшей степени по второй и лишь в незначительной степени – по третьей.

Основания – это электролиты, при диссоциации которых в водных растворах в качестве анионов образуются только гидроксид-ионы. Например,



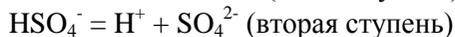
Кислотность основания определяется числом гидроксильных групп, которые образуются при его диссоциации. Многокислотные основания диссоциируют ступенчато. Например,



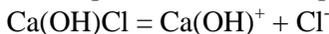
Соли – электролиты, при диссоциации которых в водных растворах образуются катионы металлов (а также NH_4^+) и анионы кислотных остатков. Например,



Так диссоциируют средние соли. Кислые и основные соли диссоциируют ступенчато. У кислых солей на первой ступени отщепляются катиона металлов, а затем катионы водорода. Например:



У основных солей на первой ступени отщепляются анионы кислотного остатка, а затем гидроксид-ионы. Например,



4.5. Степень диссоциации. Сильные и слабые электролиты.

Эффективность распада электролита на ионы зависит от ряда факторов, в частности от природы электролита. Для описания этой зависимости применяют такую характеристику, как степень диссоциации α .

Степень диссоциации электролита – это отношение числа его молекул, распавшихся на ионы в растворе, к общему числу молекул электролита в растворе:

$$\alpha = \frac{N_{\text{расп.}}}{N_{\text{общ.}}} \quad (9)$$

Обычно α выражается в долях единицы или в процентах. Например, если в воде растворили 10000 молекул электролита, а на ионы распалось только 4000, то $\alpha = 4000/10000 = 0,4$.

По величине степени диссоциации электролиты могут быть разделены на группы:

- 1). Сильные электролиты, для которых $\alpha \rightarrow 1$.
- 2). Электролиты средней силы, для которых $\alpha = 0,1 - 0,3$.
- 3). Слабые электролиты, для которых $\alpha < 0,1$.

Сильные электролиты в воде полностью диссоциируют на ионы. К сильным электролитам относятся:

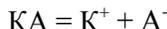
- сильные кислоты (HCl, HBr, HI, HNO₃, HClO₄, HMnO₄, H₂SO₄)
- щелочи (напр., NaOH, KOH, Ca(OH)₂, Ba(OH)₂)
- почти все растворимые соли.

Слабые электролиты и электролиты средней силы при растворении в воде диссоциируют в незначительной степени. В их растворах устанавливается равновесие между ионами и недиссоциированными молекулами. В дальнейшем будем рассматривать слабые электролиты и электролиты средней силы вместе, называя их для краткости слабыми электролитами. К слабым электролитам относятся, в частности, слабые кислоты (напр., H₂CO₃, H₂S, HCN, H₂SO₃ и др.) и гидроксид аммония NH₄OH.

4.6. Константа диссоциации. Закон разбавления Оствальда.

Степень диссоциации слабого электролита зависит от концентрации раствора. Поэтому для сравнения слабых электролитов используют другую величину – **константу диссоциации, K_d** , которая зависит только от природы электролита и не зависит от концентрации.

Рассмотрим слабый электролит КА, который в растворе диссоциирует на катион K^+ и анион A^- :



В растворе устанавливается равновесие между ионами и не распавшимися молекулами слабого электролита. Константа диссоциации слабого электролита, K_d , - это константа равновесия процесса диссоциации:

$$K_d = \frac{[K^+] \times [A^-]}{[КА]} \quad (10)$$

где $[K^+]$, $[A^-]$ и $[КА]$ – равновесные концентрации катионов, анионов и не распавшихся на ионы молекул, соответственно.

Пусть концентрация электролита КА в растворе С, а степень его диссоциации в данном растворе α . Тогда концентрация каждого из ионов:

$$[K^+] = [A^-] = C\alpha \quad (11)$$

Концентрация не распавшихся на ионы молекул

$$[КА] = C - C\alpha = C(1 - \alpha) \quad (12)$$

Подставляя (11) и (12) в (10), получим:

$$K_d = \frac{(C\alpha)^2}{C(1 - \alpha)} = \frac{C\alpha^2}{1 - \alpha} \quad (13)$$

Уравнение (13) является выражением **закона разбавления Оствальда** и показывает зависимость степени диссоциации от концентрации электролита. Для слабых электролитов с $\alpha \ll 1$ разность $1 - \alpha \approx 1$. Уравнение (13) примет вид:

$$K_d \approx C\alpha^2 \quad (14)$$

Тогда

$$\alpha \approx \sqrt{\frac{K_D}{C}} \quad (15)$$

Из уравнения (15) видно, что степень диссоциации возрастает при разбавлении раствора.

Если электролит диссоциирует ступенчато, то каждая ступень характеризуется своим значением константы диссоциации. Например, рассмотрим диссоциацию угольной кислоты:



Константа диссоциации по первой ступени:

$$K_I = \frac{[\text{H}^+] \times [\text{HCO}_3^-]}{[\text{H}_2\text{CO}_3]}$$



Константа диссоциации по второй ступени:

$$K_{II} = \frac{[\text{H}^+] \times [\text{CO}_3^{2-}]}{[\text{HCO}_3^-]}$$

Суммарная константа диссоциации $K_D = K_I \cdot K_{II}$. При ступенчатой диссоциации всегда соблюдается неравенство:

$$K_I > K_{II} > K_{III} \quad (16)$$

В таблице 3 приведены значения констант диссоциации некоторых слабых электролитов.

Таблица 3. Константы диссоциации слабых электролитов в водных растворах при 25°C.

Электролит	K_D	Электролит	K_D
HNO_2	$4 \cdot 10^{-4}$	H_2O_2	$K_I = 1 \cdot 10^{-12}$
H_2S	$K_I = 6 \cdot 10^{-8}$	HF	$7 \cdot 10^{-4}$
HCN	$8 \cdot 10^{-10}$	NH_4OH	$2 \cdot 10^{-5}$
H_3PO_4	$K_I = 8 \cdot 10^{-3}$ $K_{II} = 6 \cdot 10^{-8}$ $K_{III} = 1 \cdot 10^{-12}$	H_2CO_3	$K_I = 4,5 \cdot 10^{-7}$ $K_{II} = 4,7 \cdot 10^{-11}$

Задача 1. Вычислить степень диссоциации и концентрацию ионов OH^- в 0,1 М растворе гидроксида аммония, если $K_{\text{Д}}(\text{NH}_4\text{OH}) = 2 \cdot 10^{-5}$.

Дано: $C(\text{NH}_4\text{OH}) = 0,1 \text{ М}$

$$K_{\text{Д}}(\text{NH}_4\text{OH}) = 2 \cdot 10^{-5}$$

$$\alpha = ?$$

$$[\text{OH}^-] = ?$$

Решение:

1). Для вычисления степени диссоциации воспользуемся уравнением (15):

$$\alpha \approx \sqrt{\frac{K_{\text{Д}}}{C}} = \sqrt{\frac{2 \cdot 10^{-5}}{10^{-1}}} = 1,4 \cdot 10^{-2}$$

2). Запишем уравнение диссоциации NH_4OH :



Концентрацию ионов OH^- вычислим по формуле (11):

$$[\text{OH}^-] = C(\text{NH}_4\text{OH}) \cdot \alpha = 0,1 \cdot 1,4 \cdot 10^{-2} = 1,4 \cdot 10^{-3} \text{ М}$$

Задача 2. Вычислить концентрацию раствора азотистой кислоты, в котором степень диссоциации кислоты равна 0,1, если $K_{\text{Д}}(\text{HNO}_2) = 4 \cdot 10^{-4}$.

Дано: $\alpha = 0,1$

$$K_{\text{Д}}(\text{HNO}_2) = 4 \cdot 10^{-4}$$

$$C(\text{HNO}_2) = ?$$

Решение:

1). Из уравнения (13) выразим концентрацию раствора:

$$C = \frac{K_{\text{Д}} \times (1-\alpha)}{\alpha^2} = \frac{4 \cdot 10^{-4} \times (1-0,1)}{0,1^2} = 3,6 \cdot 10^{-2} \text{ М}$$

2). Выразим концентрацию раствора из уравнения (14):

$$C = \frac{K_{\text{Д}}}{\alpha^2} = \frac{4 \cdot 10^{-4}}{0,1^2} = 4 \cdot 10^{-2} \text{ М}$$

Значения концентрации раствора, вычисленные из уравнения (13) и приближенного уравнения (14) отличаются незначительно.

Т.о. мы убедились, что при расчетах для растворов слабых электролитов можно использовать приближенные уравнения (14) и (15).

4.7. Особенности сильных электролитов.

В растворах слабых электролитов концентрация ионов мала, расстояние между ними велико и взаимодействие ионов друг с другом незначительно. Сильные электролиты в растворах полностью диссоциированы, число ионов в них больше, чем в растворах слабых электролитов той же концентрации, расстояние между ионами сравнительно мало. Под действием сил электростатического притяжения вокруг каждого иона в растворе сильного электролита группируются ионы противоположного знака, которые образуют так называемую «ионную атмосферу». Это приводит к тому, что все свойства электролита, зависящие от концентрации ионов, проявляются так, как если бы число ионов в растворе было меньше, чем при полной диссоциации. Например, экспериментально определяемое по электропроводности значение степени диссоциации сильных электролитов меньше 1. Причем, экспериментальное значение тем сильнее отличается от 1, чем выше концентрация раствора сильного электролита.

Для оценки состояния ионов в растворах сильных электролитов пользуются не концентрацией, величиной, называемой активностью (a) и связанной с концентрацией через коэффициент активности (f):

$$a = f \cdot C$$

С уменьшением концентрации раствора межионное взаимодействие ослабевает, и при $C \rightarrow 0$:

$$f \rightarrow 1$$

$$a \rightarrow C.$$

Если пользоваться активностями вместо концентраций, то законы химического равновесия можно применять и к сильным электролитам. Можно получить значения констант диссоциации

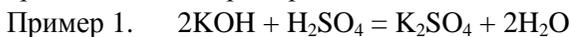
сильных электролитов, которые полезны для сравнения их свойств. В таблице 4 приведены значения констант диссоциации ряда сильных кислот.

Таблица 4. Константы диссоциации сильных кислот в водных растворах при 25⁰С.

Кислота	K_D	Кислота	K_D
HCl	10^7	HNO ₃	43,5
HBr	10^9	HMnO ₄	200
HI	10^{11}	H ₂ SO ₄	$K_I = 1000$ $K_{II} = 10^{-2}$

4.8. Составление ионных уравнений.

Реакции, протекающие в водных растворах электролитов, являются реакциями между ионами и записываются в виде ионных уравнений. При составлении ионного уравнения в виде ионов записываются только сильные электролиты (сильные кислоты, щелочи и растворимые соли). Остальные вещества (осадки, газы, слабые электролиты, вода) записываются в виде молекул. Рассмотрим несколько примеров:



Определяем, какие из веществ, участвующих в реакции, являются сильными электролитами:

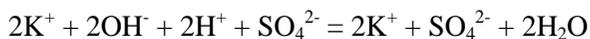
KOH – щелочь, сильный электролит;

H₂SO₄ – сильная кислота, сильный электролит;

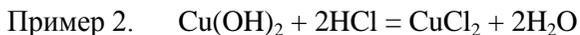
K₂SO₄ – растворимая соль, сильный электролит;

H₂O – вода.

Сильные электролиты в ионном уравнении записываем в виде ионов:



Мы записали полное ионное уравнение. Исключим из обеих частей уравнения одинаковые ионы, т.е. ионы, не участвующие в реакции. Получим краткое ионное уравнение, которое отражает суть протекающего в растворе процесса:



Определяем, какие из веществ, участвующих в реакции, являются сильными электролитами:

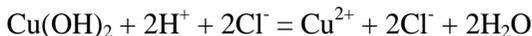
$\text{Cu}(\text{OH})_2$ – нерастворимое основание, осадок;

HCl – сильная кислота, сильный электролит;

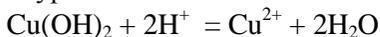
CuCl_2 – растворимая соль, сильный электролит;

H_2O – вода.

Сильные электролиты в ионном уравнении записываем в виде ионов:



Исключим из обеих частей уравнения одинаковые ионы. Получим краткое ионное уравнение:

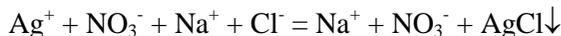


Определяем, какие из веществ, участвующих в реакции, являются сильными электролитами:

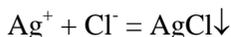
AgNO_3 , NaCl , NaNO_3 – растворимые соли, сильные электролиты;

AgCl – нерастворимая соль, осадок.

Сильные электролиты в ионном уравнении записываем в виде ионов:



Исключим из обеих частей уравнения одинаковые ионы. Получим краткое ионное уравнение:



Определяем, какие из веществ, участвующих в реакции, являются сильными электролитами:

CaCO_3 - нерастворимая соль, осадок;

HCl – сильная кислота, сильный электролит;

CaCl_2 - растворимая соль, сильный электролит;

H_2O – вода;

CO_2 – газ.

Сильные электролиты в ионном уравнении записываем в виде ионов:



Исключим из обеих частей уравнения одинаковые ионы. Получим краткое ионное уравнение:



4.9. Ионное произведение воды. Водородный показатель.

Вода является очень слабым электролитом. Только очень малая часть молекул H_2O диссоциирована на ионы:



Равновесие электролитической диссоциации воды смещено влево, степень диссоциации воды при температуре 25°C $\alpha(\text{H}_2\text{O}) = 1,8 \cdot 10^{-9}$, т.е. из 555 миллионов молекул диссоциирует только одна молекула.

Запишем выражение для константы диссоциации воды:

$$K_{\text{д}} = \frac{[\text{H}^+] \times [\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]} \quad (17)$$

Так как концентрация воды $[\text{H}_2\text{O}]$ в разбавленных водных растворах велика и мало изменяется по сравнению с концентрацией растворенных веществ, ее можно считать величиной постоянной:

$$K_{\text{д}} \times [\text{H}_2\text{O}] = [\text{H}^+] \times [\text{OH}^-] = K_{\text{w}} \quad (18)$$

где K_{w} – величина постоянная при данной температуре и называется **ионным произведением воды**. При температуре 25°C

$$K_{\text{w}} = 10^{-14} \quad (19)$$

Растворы, в которых концентрации ионов H^+ и OH^- , равны называются **нейтральными**. В них при 25°C $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7}$ моль/л.

Растворы, в которых $[\text{H}^+] > [\text{OH}^-] > 10^{-7}$ моль/л, имеют **кислую** реакцию среды.

Растворы, в которых $[\text{H}^+] < [\text{OH}^-] < 10^{-7}$ моль/л, имеют **щелочную** реакцию среды.

Для удобства концентрацию ионов водорода принято выражать через **водородный показатель**, обозначаемый рН:

$$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+] \quad (20)$$

Тогда для **нейтральных** растворов **рН = 7**,

для растворов, имеющих **кислую** реакцию среды, **рН < 7**,

для растворов, имеющих щелочную реакцию среды **рН > 7**.

Задача 1. Концентрация гидроксильных ионов в растворе при температуре 25°C равна 10^{-9} моль/л. Вычислить рН раствора.

Решение:

1). Из уравнения (18) выражаем концентрацию катионов водорода:

$$[\text{H}^+] = K_w / [\text{OH}^-] = 10^{-14} / 10^{-9} = 10^{-5} \text{ моль/л.}$$

2). По формуле (20) находим значение рН:

$$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+] = -\lg 10^{-5} = 5$$

Данный раствор имеет кислую реакцию среды.

Задача 2. рН водного раствора равен 12. Вычислить концентрации ионов H^+ и OH^- в этом растворе.

Решение:

1). Выразим концентрацию ионов H^+ через рН из формулы (20):

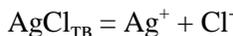
$$[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-12} \text{ моль/л.}$$

2). Из уравнения (18) выражаем концентрацию ионов OH^- в этом растворе:

$$[\text{OH}^-] = K_w / [\text{H}^+] = 10^{-14} / 10^{-12} = 10^{-2} \text{ моль/л.}$$

4.10. Растворы малорастворимых электролитов. Произведение растворимости.

Любое твердое вещество растворимо в воде до некоторого предела. Растворение прекращается, когда получается насыщенный раствор, т.е. устанавливается равновесие между твердым веществом и его молекулами, перешедшими в раствор. При растворении сильного электролита в раствор переходят его ионы, поэтому устанавливается равновесие между твердым веществом и перешедшими в раствор ионами. Например, в насыщенном растворе хлорида серебра устанавливается равновесие:



Константа равновесия этого процесса:

$$K = \frac{a(\text{Ag}^+) \times a(\text{Cl}^-)}{a(\text{AgCl}_{\text{ТВ}})}$$

Активность AgCl в твердой фазе является постоянной величиной, поэтому ее можно внести в константу:

$$K \cdot a(\text{AgCl}_{\text{ТВ}}) = \text{PP}(\text{AgCl}) = a(\text{Ag}^+) \times a(\text{Cl}^-)$$

Новую константу обозначают PP и называют **произведением растворимости**.

В растворах малорастворимых веществ концентрации ионов обычно невелики и вместо активностей можно использовать концентрации. Тогда произведение растворимости AgCl запишется:

$$\text{PP}(\text{AgCl}) = [\text{Ag}^+] \times [\text{Cl}^-]$$

Если электролит содержит несколько одинаковых ионов, концентрации этих ионов в выражении для PP должны быть возведены в соответствующие степени. Например,

$$\text{PP}(\text{PbI}_2) = [\text{Pb}^{2+}] \times [\text{I}^-]^2$$

В общем виде для малорастворимого электролита K_xA_y произведение растворимости выражается уравнением:

$$\text{PP}(\text{K}_x\text{A}_y) = [\text{K}^+]^x \times [\text{A}^-]^y \quad (21)$$

В насыщенном растворе малорастворимого сильного электролита произведение концентраций его ионов есть величина посто-

янная при данной температуре. Осадок малорастворимого вещества образуется, если произведение концентраций ионов в растворе больше, чем произведение растворимости. Значения произведений растворимости некоторых малорастворимых электролитов приведены в таблице 5.

Таблица 5. Произведения растворимости малорастворимых электролитов при 25⁰С.

Электролит	ПР	Электролит	ПР
AgCl	$1,8 \cdot 10^{-10}$	CaCO ₃	$5,0 \cdot 10^{-9}$
AgBr	$6,0 \cdot 10^{-13}$	CuS	$6,0 \cdot 10^{-36}$
AgI	$1,0 \cdot 10^{-16}$	Cu ₂ S	$1,0 \cdot 10^{-48}$
Cu(OH) ₂	$2,2 \cdot 10^{-20}$	FeS	$5,0 \cdot 10^{-18}$
Zn(OH) ₂	$1,0 \cdot 10^{-17}$	HgS	$1,0 \cdot 10^{-52}$
BaSO ₄	$1,1 \cdot 10^{-10}$	MnS	$2,5 \cdot 10^{-10}$
CaSO ₄	$1,3 \cdot 10^{-4}$	ZnS	$1,0 \cdot 10^{-23}$

Задача 1. Произведение растворимости хлорида свинца (II) при 25⁰С равно $1,6 \cdot 10^{-5}$. Вычислить концентрацию этой соли в растворе, насыщенном при данной температуре.

Решение:

1). Пусть концентрация PbCl₂ в насыщенном растворе при 25⁰С составляет x моль/л.

В насыщенном растворе хлорида свинца (II) устанавливается равновесие:



Так как при диссоциации 1 моль PbCl₂ образуется 1 моль ионов Pb²⁺ и 2 моль ионов Cl⁻, то при диссоциации x моль PbCl₂ образуется x моль ионов Pb²⁺ и 2x моль ионов Cl⁻.

2). Запишем выражение для произведения растворимости хлорида свинца (II):

$$\text{ПР}(\text{PbCl}_2) = [\text{Pb}^{2+}] \times [\text{Cl}^-]^2 = x \times (2x)^2 = 1,6 \cdot 10^{-5}$$

$$4x^3 = 1,6 \cdot 10^{-5}$$

$$x^3 = 0,4 \cdot 10^{-5}$$

$$x = 1,6 \cdot 10^{-2} \text{ моль/л}$$

Концентрация PbCl_2 в насыщенном растворе при 25°C составляет $1,6 \cdot 10^{-2}$ моль/л

Задача 2. Выпадет ли осадок хлорида серебра, если смешать равные объемы 0,002 М раствора нитрата серебра и 0,002 М раствора хлорида натрия. $\text{ПР}(\text{AgCl}) = 1,8 \cdot 10^{-10}$.

Решение:

1). Вычислим концентрации ионов Ag^+ в AgNO_3 и Cl^- в NaCl в исходных растворах.

Т.к. при диссоциации 1 моль AgNO_3 образуется 1 моль ионов Ag^+ , то $C_{\text{исх.}}(\text{Ag}^+) = 0,002 \text{ М}$.

Т.к. при диссоциации 1 моль NaCl образуется 1 моль ионов Cl^- , то $C_{\text{исх.}}(\text{Cl}^-) = 0,002 \text{ М}$.

2). Вычислим концентрации ионов Ag^+ и Cl^- после смешивания растворов.

При смешивании равных объемов двух растворов происходит увеличение объема в 2 раза, поэтому концентрации ионов уменьшатся в 2 раза: $C(\text{Ag}^+) = 0,001 \text{ М}$ и $C(\text{Cl}^-) = 0,001 \text{ М}$ после смешивания растворов.

3). Запишем выражение для произведения растворимости хлорида серебра:

$$\text{ПР}(\text{AgCl}) = [\text{Ag}^+] \times [\text{Cl}^-] = 1,8 \cdot 10^{-10}$$

4). Вычислим произведение концентраций ионов Ag^+ и Cl^- после смешивания растворов и сравним его с ПР:

$$C(\text{Ag}^+) \times C(\text{Cl}^-) = 0,001 \times 0,001 = 10^{-6} > \text{ПР}$$

При смешивании данных в условии задачи растворов осадок хлорида серебра выпадет.

4.11. Гидролиз солей.

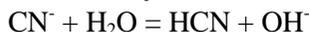
Гидролиз – это обменное разложение солей водой, приводящее к образованию более слабого электролита, чем исходная соль.

Рассмотрим различные случаи гидролиза солей:

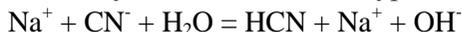
1). **Соль образована слабой кислотой и сильным основанием. Гидролиз аниона.**

1.1). Слабая кислота, образующая соль – одноосновная. В качестве примера рассмотрим гидролиз цианида натрия NaCN.

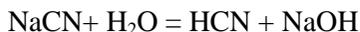
Катион Na^+ - из сильного основания и участия в гидролизе не принимает. С водой взаимодействует цианид-ион CN^- :



В растворе накапливаются ионы OH^- , т.е. раствор NaCN будет иметь **щелочную** реакцию среды ($\text{pH} > 7$). Мы записали краткое ионное уравнение гидролиза. Дописав в левой и правой части уравнения ионы Na^+ , получим полное ионное уравнение:

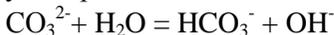


Теперь запишем молекулярное уравнение гидролиза цианида натрия:

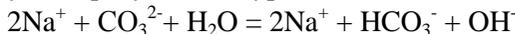


При гидролизе соли, образованной слабой одноосновной кислотой и сильным основанием образуется слабая кислота, являющаяся более слабым электролитом, чем исходная соль.

1.2). Слабая кислота, образующая соль – многоосновная. В качестве примера рассмотрим гидролиз карбоната натрия Na_2CO_3 . С водой взаимодействует карбонат-ион CO_3^{2-} :



Как и в случае 1.1 в растворе накапливаются ионы OH^- , т.е. раствор Na_2CO_3 будет иметь **щелочную** реакцию среды ($\text{pH} > 7$). Допишем в левую и правую части уравнения катионы натрия:

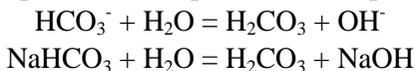


Из ионов в правой части уравнения мы можем составить продукты гидролиза карбоната натрия - это гидрокарбонат натрия и гидроксид натрия:



Мы рассмотрели первую ступень гидролиза, которая протекает при комнатной температуре. На первой ступени гидролиза соли, образованной слабой многоосновной кислотой и сильным основанием, образуется кислая соль.

Вторая ступень развивается при кипячении раствора:

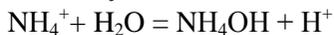


В дальнейшем мы будем рассматривать только первую ступень гидролиза.

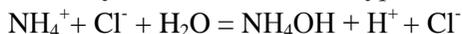
2). Соль образована сильной кислотой и слабым основанием. Гидролиз катиона.

2.1). Слабое основание, образующее соль – однокислотное. Рассмотрим гидролиз хлорида аммония NH_4Cl .

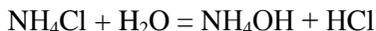
Анион Cl^- - из сильной кислоты и участия в гидролизе не принимает. С водой взаимодействует ион аммония NH_4^+ :



В растворе накапливаются ионы H^+ , т.е. раствор NH_4Cl будет иметь **кислую** реакцию среды (**pH < 7**). Мы записали краткое ионное уравнение гидролиза. Дописав в левой и правой части уравнения ионы Cl^- , получим полное ионное уравнение:



Теперь запишем молекулярное уравнение гидролиза хлорида аммония:



При гидролизе соли, образованной сильной кислотой и слабым однокислотным основанием образуется слабое основание, являющаяся более слабым электролитом, чем исходная соль

2.2). Слабое основание, образующее соль – многокислотное. В качестве примера рассмотрим гидролиз хлорида алюминия AlCl_3 . Рассмотрим первую ступень гидролиза, которая протекает при комнатной температуре. С водой взаимодействует катион алюминия Al^{3+} :



Как и в случае 2.1 в растворе накапливаются ионы H^+ , т.е. раствор $AlCl_3$ будет иметь **кислую** реакцию среды ($pH < 7$). Допишем в левую и правую части уравнения анионы Cl^-

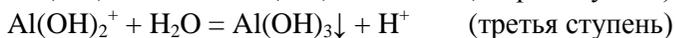
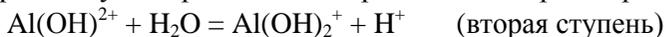


Из ионов в правой части уравнения мы можем составить продукты гидролиза хлорида алюминия – это гидроксохлорид алюминия и соляная кислота:

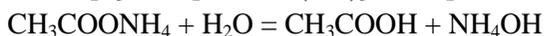


На первой ступени гидролиза соли, образованной сильной кислотой и слабым многокислотным основанием, образуется основная соль.

Вторая и третья ступени развиваются при кипячении раствора:



3). **Соль образована слабой кислотой и слабым основанием.** Многие из таких солей нерастворимы. Если соль, образованная слабой кислотой и слабым основанием, растворима, то гидролиз протекает и по катиону, и по аниону. Реакция среды растворов таких солей близка к **нейтральной** ($pH \approx 7$) и зависит от соотношения силы кислоты и основания, образующих соль. Часто такие соли не могут находиться в контакте с водой, она их полностью разрушает. В таблице растворимости против таких солей часто стоит прочерк. Например:



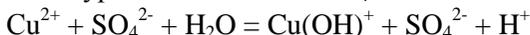
4). **Соль образована сильной кислотой и сильным основанием.** Такие соли **не гидролизуются**. Единственный слабый электролит в растворе – вода. Растворы таких солей **нейтральные** ($pH = 7$).

Пример 1. Записать уравнение гидролиза сульфата меди по первой ступени и определить реакцию среды раствора этой соли.

Решение: CuSO_4 образована слабым двухкислотным основанием гидроксидом меди $\text{Cu}(\text{OH})_2$ и сильной серной кислотой H_2SO_4 . Гидролиз идет по катиону:



Запишем полное ионное уравнение гидролиза, добавив в левую и правую части уравнения анионы SO_4^{2-} :



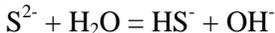
Продуктами гидролиза по первой ступени будут основная соль гидроксосульфат меди и серная кислота. В молекулу гидроксосульфата меди входят два катиона $\text{Cu}(\text{OH})^+$ и один анион SO_4^{2-} , т.к. молекула в целом должна быть нейтральной. Поэтому при записи молекулярного уравнения гидролиза перед CuSO_4 и H_2O поставим коэффициент 2:



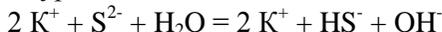
Т.к. в результате гидролиза в растворе накапливаются катионы водорода, раствор сульфата меди имеет кислую реакцию среды ($\text{pH} < 7$).

Пример 2. Записать уравнение гидролиза сульфида калия по первой ступени и определить реакцию среды раствора этой соли.

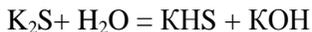
Решение: K_2S образована сильным основанием гидроксидом калия KOH и слабой двухосновной сероводородной кислотой H_2S . Гидролиз идет по аниону:



Запишем полное ионное уравнение гидролиза, добавив в левую и правую части уравнения катионы K^+ :



Продуктами гидролиза по первой ступени будут кислая соль гидросульфид калия и гидроксид калия:



Т.к. в результате гидролиза в растворе накапливаются анионы OH^- , раствор сульфида калия имеет щелочную реакцию среды реакцию среды ($\text{pH} > 7$).

Пример 3. Растворы каких из приведенных ниже веществ имеют $\text{pH} > 7$: K_2SO_4 , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, Na_2SiO_3 , HNO_3 , FeSO_4 ?

Решение: K_2SO_4 – соль, образованная сильным основанием и сильной кислотой, не гидролизует, $\text{pH} = 7$;

$\text{Ca}(\text{OH})_2$ – сильное основание (щелочь), $\text{pH} > 7$;

Na_2SiO_3 - соль, образованная сильным основанием и слабой кислотой, гидролизует по аниону, $\text{pH} > 7$;

HNO_3 – сильная кислота, $\text{pH} < 7$;

FeSO_4 - соль, образованная слабым основанием и сильной кислотой, гидролизует по катиону, $\text{pH} < 7$.

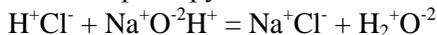
Ответ: $\text{pH} > 7$ имеют растворы $\text{Ca}(\text{OH})_2$ и Na_2SiO_3 .

ГЛАВА 5. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ.

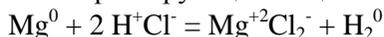
5.1. Теория окислительно-восстановительных реакций.

Все реакции можно разделить на два больших класса:

1). Реакции, протекающие без изменения степеней окисления атомов, входящих в состав реагирующих веществ. Например,



2). Реакции, протекающие с изменением степеней окисления атомов, входящих в состав реагирующих веществ. Например,



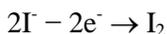
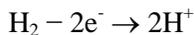
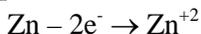
В этой реакции атомы магния и водорода меняют степени окисления.

Окислительно-восстановительные реакции - это реакции, протекающие с изменением степеней окисления атомов, входящих в состав реагирующих веществ.

Окислительно-восстановительные реакции играют огромную роль в природе и технике. С ними связаны дыхание и обмен веществ в живых организмах, фотосинтез в листьях растений, гниение и брожение, круговорот элементов в природе. Их можно наблюдать при сгорании топлива, в процессах коррозии металлов и при электролизе. Благодаря окислительно-восстановительным реакциям происходит превращение химической энергии в электрическую в химических источниках тока.

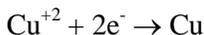
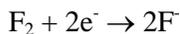
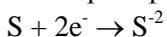
Рассмотрим основные положения теории окислительно-восстановительных реакций:

1). **Окисление** – это процесс отдачи электронов атомом, молекулой или ионом. Например:



При окислении степень окисления повышается. Атом, молекула или ион, отдающие электроны, называется **восстановителем**.

2). **Восстановление** - это процесс присоединения электронов атомом, молекулой или ионом. Например:



При восстановлении степень окисления понижается. Атом, молекула или ион, присоединяющие электроны, называется **окислителем**.

3). В любой окислительно-восстановительной реакции процессы окисления и восстановления могут протекать только одновременно. Окислитель при этом восстанавливается, а восстановитель окисляется. **Число электронов, отдаваемых восстановителем, равно числу электронов, присоединяемых окислителем.**

5.2. Важнейшие окислители и восстановители.

Окислители и восстановители могут быть как простыми, так и сложными веществами. Рассмотрим, как меняются окислительно-восстановительные свойства простых веществ в зависимости от их места в Периодической таблице:

1). В периодах с повышением порядкового номера элемента восстановительные свойства простых веществ понижаются, а окислительные растут и становятся максимальными у элементов VII группы. Например, в III периоде самый активный восстановитель – натрий, самый активный окислитель - хлор.

2). У элементов главных подгрупп с повышением порядкового номера элемента восстановительные свойства растут, окислительные – снижаются. Так, среди элементов VI группы самым сильным окислителем является кислород, а самым сильным восстановителем – полоний.

3). Металлы, в том числе и все элементы побочных подгрупп, обладают только восстановительными свойствами. В химических реакциях они отдают электроны, т.е. окисляются.

4). Неметаллы, кроме фтора, могут как отдавать, так и принимать электроны, и, следовательно, проявлять и восстановительные, и окислительные свойства. Фтор обладает только окислительными свойствами.

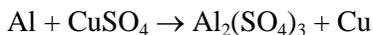
Окислительно-восстановительные свойства сложных веществ зависят от степени окисления атома данного элемента. Например, рассмотрим ряд соединений хлора: HCl , HClO , HClO_2 , HClO_3 , HClO_4 . В HCl хлор находится в степени окисления -1 . Это максимальная отрицательная степень окисления хлора, в которой он может только отдавать электроны и быть восстановителем. В HClO_4 хлор находится в максимальной положительной степени окисления $+7$. Он может только принимать электроны и быть окислителем. В HClO , HClO_2 , HClO_3 хлор находится в промежуточных степенях окисления $+1$, $+3$ и $+5$, соответственно. Он может и отдавать, и принимать электроны, т.е. быть и восстановителем, и окислителем в зависимости от условий протекания реакции. При этом окислительные свойства хлора растут с ростом его степени окисления, т.е. HClO_3 более сильный окислитель (и слабый восстановитель), чем HClO_2 и HClO .

3.3. Метод электронного баланса.

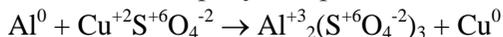
Метод электронного баланса позволяет проводить подбор коэффициентов в уравнениях окислительно-восстановительных реакций. Подробно рассмотрим применение этого метода на примере нескольких реакций:

Пример 1. Взаимодействие алюминия с раствором сульфата меди.

1). Запишем схему процесса:



2). Определим степени окисления всех атомов, входящих в состав реагирующих веществ и продуктов реакции:



3). В ходе реакции изменяются степени окисления алюминия и меди. Алюминий, отдавая три электрона, превращается в ион алюминия со степенью окисления +3. Он окисляется в ходе реакции. Ион меди, принимая два электрона, восстанавливается, степень окисления меди изменяется от +2 до 0. Изменения степеней окисления можно выразить электронными уравнениями:



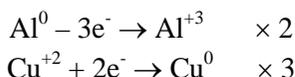
Число электронов, отдаваемых восстановителем, должно быть равно числу электронов, присоединяемых окислителем. Поэтому:

4). Найдем наименьшее общее кратное (НОК) для числа отданных и полученных электронов: $3 \times 2 = 6$.

5). Найдем коэффициент при электронном уравнении окисления. Для этого найденное в п.4 НОК разделим на число электронов в этом уравнении: $6/3=2$.

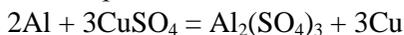
6). Найдем коэффициент при электронном уравнении восстановления. Для этого найденное в п.4 НОК разделим на число электронов в этом уравнении: $6/2=3$.

7). Запишем электронные уравнения с учетом найденных коэффициентов:



Полученные коэффициенты являются коэффициентами при восстановителе и окислителе в уравнении окислительно-восстановительной реакции.

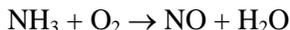
8). Находим остальные коэффициенты в уравнении окислительно-восстановительной реакции:



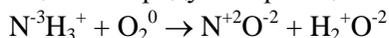
9). Правильность написания уравнения подтверждаем подсчетом атомов одного элемента, не изменяющего в ходе реакции степени окисления, например кислорода. В левой части - $3 \times 4 = 12$, в правой - $4 \times 3 = 12$.

Пример 2. Каталитическое окисление аммиака кислородом с образованием оксида азота (II) и воды.

1). Запишем схему процесса:



2). Определим степени окисления всех атомов, входящих в состав реагирующих веществ и продуктов реакции:



3). В ходе реакции изменяются степени окисления азота от -3 до $+2$ (окисление) и кислорода от 0 до -2 (восстановление). Изменения степеней окисления можно выразить электронными уравнениями:

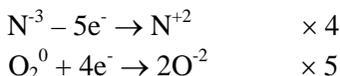


4). Найдем наименьшее общее кратное (НОК) для числа отданных и полученных электронов: $5 \times 4 = 20$.

5). Найдем коэффициент при электронном уравнении окисления. Для этого найденное в п.4 НОК разделим на число электронов в этом уравнении: $20/5=4$.

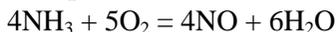
6). Найдем коэффициент при электронном уравнении восстановления. Для этого найденное в п.4 НОК разделим на число электронов в этом уравнении: $20/4=5$.

7). Запишем электронные уравнения с учетом найденных коэффициентов:



Полученные коэффициенты являются коэффициентами при восстановителе и окислителе в уравнении окислительно-восстановительной реакции.

8). Находим остальные коэффициенты в уравнении окислительно-восстановительной реакции:

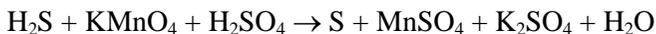


9). Правильность написания уравнения подтверждаем подсчетом атомов одного элемента, не изменяющего в ходе реакции сте-

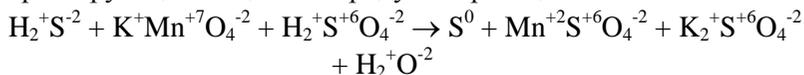
пени окисления, например водорода. В левой части - $4 \times 3 = 12$, в правой - $6 \times 2 = 12$.

Пример 3. Взаимодействие сероводорода с подкисленным раствором перманганата калия.

1). Напишем схему процесса:



2). Определим степени окисления всех атомов, входящих в состав реагирующих веществ и продуктов реакции:



3). В ходе реакции изменяются степени окисления серы в сероводороде от -2 до 0 (окисление) и марганца от $+7$ до $+2$ (восстановление). Изменения степеней окисления можно выразить электронными уравнениями:

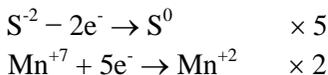


4). Найдем наименьшее общее кратное (НОК) для числа отданных и полученных электронов: $2 \times 5 = 10$.

5). Найдем коэффициент при электронном уравнении окисления. Для этого найденное в п.4 НОК разделим на число электронов в этом уравнении: $10/2=5$.

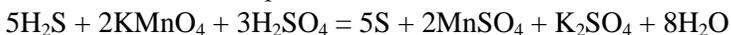
6). Найдем коэффициент при электронном уравнении восстановления. Для этого найденное в п.4 НОК разделим на число электронов в этом уравнении: $10/5=2$.

7). Напишем электронные уравнения с учетом найденных коэффициентов:



Полученные коэффициенты являются коэффициентами при восстановителе и окислителе в уравнении окислительно-восстановительной реакции.

8). Находим остальные коэффициенты в уравнении окислительно-восстановительной реакции:



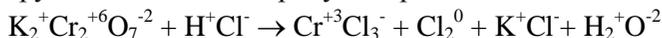
9). Правильность написания уравнения подтверждаем подсчетом атомов одного элемента, не изменяющего в ходе реакции степени окисления, например кислорода. В левой части - $2 \times 4 + 3 \times 4 = 20$, в правой - $2 \times 4 + 4 + 8 = 20$.

Пример 4. Взаимодействие бихромата калия с соляной кислотой. Особенность этой реакции состоит в том, что соляная кислота, кроме основной окислительно-восстановительной реакции, расходуется также на связывание образующихся продуктов.

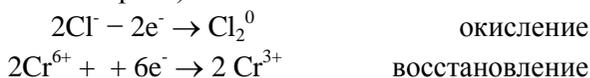
1). Запишем схему процесса:



2). Определим степени окисления всех атомов, входящих в состав реагирующих веществ и продуктов реакции:



3). В ходе реакции изменяются степени окисления хлора от -1 до 0 (окисление) и хрома от +6 до +3 (восстановление). Изменения степеней окисления можно выразить электронными уравнениями (учитываем, что в молекуле $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ содержится два атома хрома в степени окисления +6, каждый из которых восстанавливаясь до Cr^{+3} принимает 3 электрона):

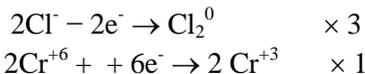


4). Найдем наименьшее общее кратное (НОК) для числа отданных и полученных электронов: 2 и 6 имеют общий множитель 2, поэтому НОК = 6.

5). Найдем коэффициент при электронном уравнении окисления. Для этого найденное в п.4 НОК разделим на число электронов в этом уравнении: $6/2=3$.

6). Найдем коэффициент при электронном уравнении восстановления. Для этого найденное в п.4 НОК разделим на число электронов в этом уравнении: $6/6=1$.

7). Запишем электронные уравнения с учетом найденных коэффициентов:



Коэффициент при окислителе $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ равен 1. Коэффициент при восстановителе HCl равен 2×3 + число молекул HCl , необходимых для связывания продуктов реакции. Коэффициент при Cl_2 равен 3, что видно из электронного уравнения окисления.

8). Находим остальные коэффициенты в уравнении окислительно-восстановительной реакции:

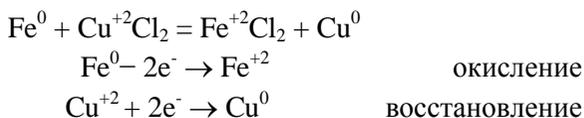
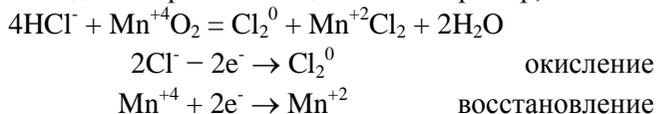


9). Правильность написания уравнения подтверждаем подсчетом атомов одного элемента, не изменяющего в ходе реакции степени окисления, например кислорода. В левой части - 7, в правой - 7.

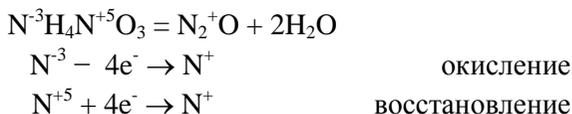
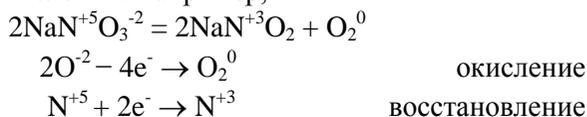
5.4. Классификация окислительно-восстановительных реакций.

Различают три типа окислительно-восстановительных реакций:

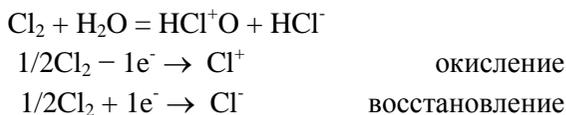
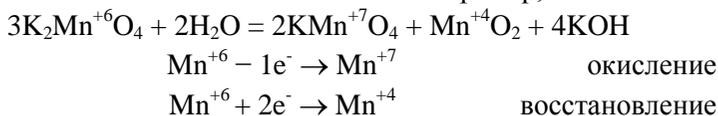
1). **Межмолекулярные** – это реакции, в которых окислитель и восстановитель находятся в разных веществах. Например,



2). **Внутримолекулярные** – это реакции, в которых окислитель и восстановитель находятся в одном веществе. В этом случае атом с более положительной степенью окисления окисляет атом с меньшей степенью окисления. Например,



3). Реакции **диспропорционирования** – это реакции, в которых одновременно увеличивается и уменьшается степень окисления атомов одного и того же элемента. При этом образуются соединения, одно из которых содержит атомы в более высокой, а другое в более низкой степени окисления. Например,



ГЛАВА 6. ХИМИЯ КОНСТРУКЦИОННЫХ МАТЕРИАЛОВ.

6.1. Общая характеристика металлов и сплавов.

Большинство из известных элементов является металлами. В Периодической системе металлы находятся в главных подгруппах I-III групп и в нижней части остальных групп. Помимо этого, элементы всех побочных подгрупп – металлы (их называют переходные металлы).

Для всех металлов характерны следующие свойства:

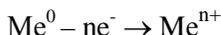
1). Пластичность и ковкость. Металлы способны без нарушения сплошности изменять свою форму под действием внешних сил. При ударе молотком кусок металла не дробится, а превращается в пластинку или фольгу.

2). Металлический блеск.

3). Высокая теплопроводность.

4). Высокая электропроводность.

5). Восстановительная способность. Металлы легко отдают электроны, превращаясь в катионы:



Эти свойства обусловлены строением металлов. В стандартных условиях все металлы, кроме ртути, являются твердыми веществами с металлической кристаллической решеткой. В узлах такой решетки расположены атомы или катионы металлов, а между ними свободно перемещаются обобществленные электроны. Эти электроны принадлежат всему кристаллу в целом. Такой вид химической связи, осуществляемой за счет обобществления валентных электронов называется **металлической связью**.

Однако, в чистом виде металлическая связь осуществляется только в щелочных и щелочноземельных металлах. В большинстве металлов обобществлена только часть валентных электронов (один электрон на атом). Остальные электроны образуют направленные ковалентные связи с соседними атомами. Чем прочнее ковалентные связи, тем выше прочность и температура плавления

металла. Поэтому металлы отличаются по температуре плавления: у галлия температура плавления равна 29°C , а у вольфрама - 3420°C .

Большинство металлов имеют малую прочность, поэтому используются в виде сплавов с другими металлами. **Сплавы** - металлические материалы, содержащие два или более элементов. В сплавах металлы находятся либо в виде твердых растворов друг в друге, либо образуют между собой интерметаллические соединения – интерметаллиды. Чаще всего интерметаллиды образуют переходные металлы с более активными металлами. Интерметаллические соединения имеют, как правило, большее сопротивление и меньшую пластичность, чем исходные металлы.

6.2. Металлы главных подгрупп.

Металлы главной подгруппы **I группы** называются **щелочными**. У них на внешнем уровне находится один s- электрон (ns^1). Щелочные металлы чрезвычайно активны (энергично реагируют с водой). В соединениях они одновалентны. Их гидроксиды (щелочи) растворимы в воде и являются сильными электролитами. Соли щелочных металлов практически все растворимы в воде.

Металлы главной подгруппы **II группы** имеют на внешнем уровне два s- электрона (ns^2) и в соединениях двухвалентны. **Бериллий** - легкий ($\rho = 1,85 \text{ г/см}^3$), малоактивный металл. Он очень дорог и чрезвычайно токсичен, поэтому он используется как добавка в сплавах. Например, добавка 2% бериллия в бронзы делает их более прочными и долговечными. Такие бронзы очень упруги, поэтому применяются для изготовления пружин.

Магний – очень легкий ($\rho = 1,739 \text{ г/см}^3$) и прочный металл. Он в два раза прочнее алюминия, поэтому его сплавы широко используются в авиастроении. Магний – активный металл, реагирует с кислотами, хотя и медленно, он реагирует с водой. Но на воздухе, благодаря пассивации, он устойчив к коррозии.

Кальций и нижестоящие металлы называют **щелочноземельными**. По активности они немного уступают щелочным металлам.

Металлы главной подгруппы **III группы** имеют на внешнем уровне три электрона (ns^2p^1) и в соединениях трехвалентны. Из них широко применяется алюминий. **Алюминий** – легкий ($\rho = 2,7$ г/см³), серебристо-белый, активный металл с высокой электропроводностью. Он легко реагирует и с кислотами, и со щелочами. На воздухе и в пресной воде он пассивируется и устойчив к коррозии, благодаря тончайшей (~10-5 мм) пленке оксида Al_2O_3 . Однако, морская вода эту пленку разрушает и коррозия алюминия ускоряется. Алюминий пассивируется и в концентрированных серной (>90%) и азотной (>68%) кислотах, и при невысоких температурах они его не разрушают. Алюминий используют в виде сплавов с медью (дуралюмин) и магнием и кремнием (силумин). В промышленности алюминий получают электролизом раствора глинозема Al_2O_3 в расплавленном криолите $NaAlF_6$. Этот процесс чрезвычайно энергоемок. На производство 1 тонны алюминия нужно 18000кВт·ч электроэнергии.

Металлы главной подгруппы **IV группы** олово и свинец имеют на внешнем уровне четыре электрона (ns^2p^2) и в соединениях проявляют валентность 2 и 4. Для свинца более характерна валентность равная 2. Оба металла средней активности, на холоду они очень медленно реагируют с кислотами.

Олово – легкоплавкий ($t_{пл} = 231,9^0C$), мягкий металл. Он легко куется и прокатывается. Тонкие оловянные пластины – станиоль – применяются при изготовлении конденсаторов. Лужение - нанесение оловянного покрытия – используют для защиты металлов от коррозии.

Свинец – тяжелый ($\rho = 11,34$ г/см³), легкоплавкий ($t_{пл} = 327^0C$) металл. Важным свойством свинца является его способность поглощать различные излучения, поэтому из него изготавливают защитные экраны. Свинец устойчив в растворах серной кислоты, и его используют для изготовления кислотных свинцовых аккумуля-

ляторов, реакционных сосудов, труб для перекачки кислот, оплеток электрических кабелей.

6.3. Металлы побочных подгрупп и их сплавы.

Металлы побочных подгрупп (переходные металлы) являются d-элементами. В их атомах заполняется предвнешний d-подуровень. На внешнем уровне у них находятся 1-2 s-электрона. Переходные металлы проявляют переменную валентность.

Титан легкий ($\rho = 4,5 \text{ г/см}^3$), активный металл. На воздухе он пассивируется оксидной пленкой TiO_2 . Она предохраняет титан и от коррозии в морской воде.

Хром – коррозионностойкий металл, используемый для создания покрытий. Им легируют стали для придания им устойчивости к коррозии (нержавеющие стали). Хром и титан – примеры активных металлов, которые коррозионностойки благодаря пассивации.

Железо – металл средней активности, он легко реагирует с кислотами и галогенами. В соединениях чаще всего проявляет валентности 2 и 3. На влажном воздухе железо покрывается рыхлой, пористой пленкой (ржавчиной), которая не предохраняет его от коррозии. Железо составляет основу чугуна и стали – сплавов железа с углеродом.

Чугун содержит от 2 до 4% углерода. Он не выдерживает ковки, и изделия из него изготавливаются литьем. Большую часть (~90%) чугуна расходуют на производство стали.

Стали содержат до 1,7% углерода. Они пластичнее чугуна. Наиболее доступны дешевые нелегированные стали с хорошими физико-химическими свойствами. Для улучшения свойств сталей при выплавке вводят добавки различных металлов (V, Cr, Mn и др.). Такие стали называют **легированными** (нержавеющими).

Медь – тяжелый ($\rho = 8,96 \text{ г/см}^3$), очень мягкий металл красного цвета с высокой электропроводностью (второй после серебра). Медь химически малоактивна и в чистом виде не изменяется на воздухе. Она устойчива и в морской воде. Чистую медь использу-

ют только в электротехнике. На основе меди производят различные сплавы. **Бронза** – первоначально так называли сплав меди с оловом. Сейчас есть алюминиевые бронзы, отличающиеся высокой прочностью. Они применяются в производстве авиадвигателей.

Латуни – сплавы меди с цинком. В специальные латуни вводят добавки алюминия, железа, марганца и других металлов. Латуни дешевле бронз. При этом они химически стойкие и легко обрабатываются.

Среди **медно-никелевых сплавов** наиболее известны **мельхиор** (до 30% никеля) и **константан** (до 40% никеля), обладающий высоким электрическим сопротивлением.

К переходным металлам относятся и самые **тугоплавкие** металлы. Высокая температура плавления обусловлена прочными ковалентными связями, образовавшимися за счет перекрывания d-орбиталей. Помимо тугоплавкости эти металлы отличаются большой твердостью и высокой химической стойкостью.

Вольфрам – самый тугоплавкий металл ($t_{\text{пл}} = 3420^{\circ}\text{C}$). Из него изготавливают спирали ламп накаливания.

Рений ($t_{\text{пл}} = 3190^{\circ}\text{C}$) по внешнему виду и химической инертности напоминает платину. Покрyтия из него чрезвычайно коррозионностойкие. Помимо этого, рений очень тверд и износостоек.

Тантал ($t_{\text{пл}} = 2014^{\circ}\text{C}$) стоек в кислых средах. Аппаратура, изготовленная из него, на заводах по производству кислот работает десятилетиями.

Молибден ($t_{\text{пл}} = 2620^{\circ}\text{C}$) химически стоек до 400°C , при более высоких температурах реагирует с кислородом.

Благородные металлы также являются d-элементами. Эти металлы не реагируют с растворами кислот, в концентрированных кислотах растворяется только серебро. К благородным относится и самый тяжелый металл – осмий ($\rho = 22,65 \text{ г/см}^3$).

6.4. Неметаллические неорганические материалы.

Природные материалы.

Земная кора состоит из оксида кремния SiO_2 и различных силикатов. Природные силикаты имеют сложный состав и строение: полевой шпат $\text{K}_2\text{O}\cdot\text{Al}_2\text{O}_3\cdot 6\text{SiO}_2$, слюда $\text{K}_2\text{O}\cdot 3\text{Al}_2\text{O}_3\cdot 6\text{SiO}_2\cdot 2\text{H}_2\text{O}$, асбест $3\text{MgO}\cdot 2\text{SiO}_2\cdot 2\text{H}_2\text{O}$, каолин $\text{Al}_2\text{O}_3\cdot 2\text{SiO}_2\cdot 2\text{H}_2\text{O}$. Силикаты, содержащие в своем составе оксид алюминия, называются алюмосиликатами. В природе **наиболее** распространены именно алюмосиликаты.

Кварц (оксид кремния) в природе существует в виде песка и отдельных крупных кристаллов – горного хрусталя. Горный хрусталь, окрашенный примесями в лиловый цвет, называется аметистом, в буроватый - топазом.

Гранит – твердый материал, на 70% состоящий из оксида кремния. Кроме этого гранит содержит алюмосиликаты – полевой шпат, слюду.

Слюда – минерал со слоистой структурой.

Глина образуется при выветривании полевого шпата. Чистая глина без примесей – каолин – порошок белого цвета. Окраску глине придают примеси: серая глина содержит органические вещества, красная – катионы железа.

Известняк состоит из карбоната кальция CaCO_3 . В зависимости от строения и примесей он имеет много разновидностей: мел, мрамор, пудостский камень и другие.

Искусственные материалы.

Искусственные материалы получают путем переработки природных веществ, вводя в них добавки.

Стекло прочный, химически стойкий, аморфный, прозрачный или полупрозрачный, хрупкий материал, обладающий хорошими изоляционными свойствами. Обычное стекло ($\text{Na}_2\text{O}\cdot\text{CaO}\cdot 6\text{SiO}_2$) содержит до 70-75% оксида кремния и оксиды кальция и натрия. Стекло получают сплавлением кварцевого песка, соды, известня-

ка. Раскаленное стекло при температурах 1200-1300⁰С пластично, поэтому из него легко формируются изделия выдуванием, прессованием, вытягиванием, прокаткой. Для окрашивания стекла в расплав при его производстве вводят оксиды металлов. Введение FeO позволяет получить стекло зеленого цвета, CoO – синего, MnO₂ – фиолетового. Из непрозрачных цветных стекол – смальты - создают мозаики. Хрусталь – стекло с хорошим светорассеиванием - получают при введении соединений свинца. Содержание оксида кремния при этом уменьшается.

Керамика - материалы, получаемые спеканием порошков минеральных и искусственных неорганических веществ. Первоначально керамику создавали на основе глины и делили на грубую (кирпич, черепица, цемент) и тонкую (фарфор, фаянс). Строительную керамику изготавливали из обычной глины и песка, а тонкую из тщательно измельченного каолина, кварца и полевого шпата. Фарфор содержит меньше каолина, чем фаянс, поэтому он более тонкий, просвечивающийся материал. Сейчас производят керамику, отличающуюся высокой твердостью и температурой плавления более 3000⁰С. Ее используют для изготовления режущих инструментов, огнеупорных покрытий и др. Основу этой керамики составляют сверхтвердые нитриды, карбиды, силикаты и бориды металлов.

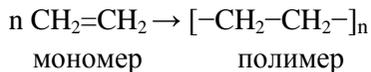
6.5. Полимерные материалы.

В настоящее время широко применяются материалы на основе полимеров – пластмассы, композиционные материалы.

Полимеры являются высокомолекулярными соединениями. Они имеют молекулярную массу от нескольких тысяч до нескольких миллионов а.е.м. Полимеры состоят из большого числа повторяющихся элементарных звеньев. Низкомолекулярные вещества, из которых получают полимеры, называются **мономерами**.

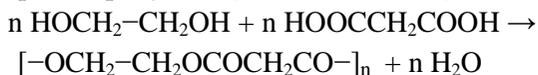
Полимеры получают полимеризацией и поликонденсацией.

Полимеризация – реакция образования полимера путем многократного присоединения молекул мономера к активному центру. При этом не образуются побочные продукты:



n – степень полимеризации, количество повторяющихся элементарных звеньев.

Поликонденсация - метод синтеза полимеров, основанный на присоединении молекул с двумя функциональными группами к растущей молекуле полимера, сопровождающийся отщеплением низкомолекулярных продуктов (чаще всего воды):



По отношению к нагреванию полимеры делятся на термопластичные и термореактивные.

Термопласты размягчаются при нагревании без разложения. В горячем состоянии из них формуют изделия, а при охлаждении они затвердевают, сохраняя форму. К термопластам относятся полиэтилен, поливинилхлорид, полиметилметакрилат и др.

Реактопласты при нагревании разлагаются без предварительного размягчения. Изделия из них или формуются в момент проведения реакции, или механически. К реактопластам относятся фенопласты, эпоксидные смолы, полиуретаны.

Полимеры чаще всего существуют в аморфном, т.е. неупорядоченном состоянии, поэтому они не имеют четко определенной температуры плавления, и их физические и механические свойства изотропны, т.е. одинаковы по всем направлениям. Некоторые полимеры могут быть и в аморфном, и в кристаллическом состоянии. Кристаллические полимеры характеризуются плотно упакованной упорядоченной системой макромолекул. Они имеют определенную температуру плавления и анизотропны, т.е. их физические и механические свойства зависят от направления. Механическая прочность кристаллических полимеров выше, чем у аморфных.

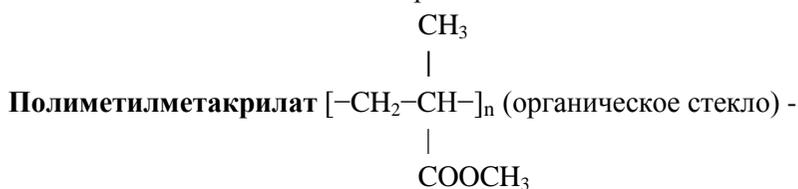
Все полимеры отличаются малой плотностью (от 0,9 до 1,8 г/см³), эластичностью. Они не чувствительны к влажности, устойчивы к действию кислот и щелочей, имеют малую тепло- и электропроводность. Однако применение полимеров ограничено небольшой механической прочностью, неустойчивостью к нагреванию, старением. Наиболее распространенными полимерами являются полиэтилен, полипропилен, полиэферы, полиамиды и др.

Полиэтилен $[-\text{CH}_2-\text{CH}_2-]_n$ легкий ($\rho = 0,92$ г/см³), устойчивый к действию кислот и щелочей полимер, выдерживающий температуру до 120⁰С.

Полипропилен $[-\text{CH}_2-\text{CH}(\text{CH}_3)-]_n$ весьма схож с полиэтиленом, но выдерживает температуру до 140⁰С, более легкий и механически прочен. Однако полипропилен хрупок уже при 0⁰С.

Поливинилхлорид $[-\text{CH}_2-\text{CHCl}-]_n$ - негорючий дешевый полимер. Однако уже при 80⁰С он начинает разлагаться с выделением вредных продуктов. Поэтому поливинилхлорид используют при температурах ниже 50⁰С.

Политетрафторэтилен $[-\text{CF}_2-\text{CF}_2-]_n$ отличается высокой термостойкостью и химической инертностью.



полимер с показателем преломления близким к показателю преломления показателю преломления стекла, но низкой температурой размягчения (~70⁰С).

Полиэферы $[-\text{OCH}_2-\text{CH}_2\text{OCO}(\text{CH}_2)_n\text{CO}-]_n$ - полимеры белого цвета с плотность 1,2 г/см³, выдерживающие температуру до 150⁰С. Они атмосферостойки, малочувствительны к действию разбавленных кислот и щелочей.

Полиамиды $[-\text{NHCH}_2\text{CH}_2\text{NHCO}(\text{CH}_2)_n\text{CO}-]_n$ устойчивы к действию разбавленных кислот и щелочей, но разрушаются кон-

центрированными кислотами, поглощают влагу. Они отличаются высокой механической прочностью. Их рабочая температура около 200⁰С.

Полиуретаны отличаются высокой устойчивостью к истиранию и эластичностью.

Поликарбонаты – прозрачные ударопрочные термопласты.

Каучуки – полимеры, обладающие при обычных температурах высокой эластичностью. Они содержат многочисленные двойные связи, благодаря которым растянувшаяся под действием нагрузки молекула после ее снятия принимает первоначальную форму. Натуральный каучук получают из сока южноамериканского дерева гевея. Сейчас полимеризацией диенов получают различные каучуки с заданными свойствами: водо- и газонепроницаемые, износостойкие, масло- и бензостойкие. Для улучшения свойств каучука проводят его вулканизацию – нагревание с серой с образованием резины.

6.6. Пластмассы и композиционные материалы.

Пластмассы – конструкционные материалы, получаемые на основе полимеров, введением в них добавок, улучшающих их свойства.

Наполнители вводятся для уменьшения стоимости и увеличения прочности. В качестве наполнителей используются древесная мука, нити, мраморная мука, металлические порошки. В пенопластах наполнителем являются газы.

Стабилизаторы замедляют старение, т.е. разрушение полимера под действием воздуха и света.

Пластификаторы вводятся для повышения пластичности материала.

Красители придают пластмассам цвет.

Композиционные материалы (КМ) – гетерогенные системы, состоящие из разнородных по составу и свойствам компонентов и

сочетающие в себе их положительные качества. Основными составляющими КМ являются матрица и арматура.

Матрица придает системам сплошность, защищает арматуру от окружающей среды. В качестве матрицы используют полимерные смолы, металлы и т.д.

Арматура придает системе прочность. В качестве арматуры используют волокно, усы, нити.

Примером КМ могут служить металлопласты – тонкие металлические листы из железа, титана или алюминия с одно- или двухсторонним полимерным покрытием из политетрафторэтилена, полиолефинов, полиамидов и др.

ЛИТЕРАТУРА

1. Суворов А.В., Никольский А.Б. Общая химия: Учебник для вузов // СПб.: Химия, 1997.
2. Глинка Н.Л. Общая химия // Л.: Химия, 1985.
3. Хоникевич А.А. Химия и коррозия в судостроении: Учебное пособие // Л.: Судостроение, 1988.
4. Трусов В.И., Соколова Л.Б., Ведение в химию для судостроителей: Учебное пособие. Часть 2 // СПб.: СПбГМТУ, 1997.
5. Лилич Л.С., Хрипун М.К. Растворы в неорганической химии: Учебное пособие // Л.: ЛГУ, 1984.

ОГЛАВЛЕНИЕ

Глава 1. Строение атома и Периодическая система	Ошибка! Закладка не определена
1.1. Ядерно-электронная модель строения атома	Ошибка! Закладка не определена
1.2. Состояние электрона в атоме	4
1.3. Порядок заполнения атомных орбиталей электронами	7
1.4. Электронные формулы	8
1.5. Периодический закон и Периодическая система химический элементов Д.И.Менделеева	8
1.6. Характер изменения свойств элементов в периодах и группах Периодической системы	10
1.7. Периодические свойства атомов	13
1.8. Некоторые примеры решения задач	14
Глава 2. Химическая связь и строение вещества	16
2.1. Ионная связь	16
2.2. Ковалентная связь	17
2.3. Направленность ковалентной связи. Одинарные и кратные связи	19
2.4. Строение молекул. Гибридизация атомных орбиталей	21
2.5. Степень окисления	24
Глава 3. Классификация неорганических соединений	26
3.1. Оксиды	26
3.2. Кислоты	29
3.3. Основания	30
3.4. Соли	32
3.5. Связь между классами неорганических соединений	34
3.6. Некоторые примеры решения задач	35
Глава 4. Растворы электролитов	38
4.1. Способы выражения концентрации растворов	38
4.2. Примеры решения задач на вычисление концентрации растворов	41
4.3. Теория электролитической диссоциации	44
4.4. Диссоциация кислот, оснований и солей в водных растворах	46

4.5. Степень диссоциации. Сильные и слабые электролиты	48
4.6. Константа диссоциации. Закон разбавления Оствальда	49
4.7. Особенности сильных электролитов	52
4.8. Составление ионных уравнений	53
4.9. Ионное произведение воды. Водородный показатель	55
4.10. Растворы малорастворимых электролитов. Произведение растворимости	57
4.11. Гидролиз солей	60
Глава 5. Окислительно-восстановительные реакции	65
5.1. Теория окислительно-восстановительных реакций	65
5.2. Важнейшие окислители и восстановители	66
5.3. Метод электронного баланса	67
5.4. Классификация окислительно-восстановительных реакций	72
Глава 6. Химия конструкционных материалов	74
6.1. Общая характеристика металлов и сплавов	74
6.2. Металлы главных подгрупп	75
6.3. Металлы побочных подгрупп и их сплавы	77
6.4. Неметаллические неорганические материалы	79
6.5. Полимерные материалы	80
6.6. Пластмассы и композиционные материалы	83
Литература	85

Богданова Светлана Ефимовна
Григорьева Нина Дмитриевна

Учебное пособие

ХИМИЯ ДЛЯ МАТЕРИАЛОВЕДОВ

Редактор
Корректор
Верстка

Подписано в печать
Формат 60×90/16. Бумага писчая. Печать офсетная.
Уч.-изд.л. 7,4. Усл. печ. л. 8,4. Тир. 300. Зак. 3735.
Издательский центр СПбГМТУ.
190008, СПб., Лоцманская ул., 10.

