

СТРОЕНИЕ АТОМА

В 1897 году Томсон открыл электрон, а Малмкен определил его заряд, который равен $1,6 \cdot 10^{-19}$ Кл. Масса электрона $9,11 \cdot 10^{-28}$ г.

В 1910 году Э. Резерфорд наблюдал, что при бомбардировке металлической фольги α – частицы рассеиваются фольгой. Отсюда Резерфорд заключил, что в центре атома существует положительно заряженное ядро малого размера, окруженное электронами. Радиусы ядер лежат в пределах $10^{-14} - 10^{-15}$ м, т.е. в $10^4 - 10^5$ раз меньше размера атома.

При нагреве вещество испускает лучи (излучение). Если излучение имеет одну длину волны, то это называется монохроматическим. В большинстве случаев излучения характеризуется несколькими длинами волн.

КВАНТЫ И МОДЕЛЬ БОРА. В 1900 году М. Планк (Германия) высказал предположение, что вещества поглощают и испускают энергию дискретными порциями, названными им квантами. Энергия кванта E пропорциональна частоте излучения (колебания) ν

$$E = h \nu,$$

Где h – постоянная планка ($6,626 \cdot 10^{-34}$ Дж*сек.)

$$\nu = c / \lambda,$$

c – скорость света, λ – длина волны.

В 1910 году датский ученый Н. Бор, используя модель Резерфорда и теорию Планка, предложил модель строения атома водорода, согласно которой электроны двигаются вокруг ядра не по любым, а лишь по разрешенным орбитам, на которых электрон обладает определенными энергиями. При переходе электрона с одной орбиты на другую атом поглощает и испускает энергию в виде квантов.

Каждая орбита имеет номер $n(1,2,3,4\dots)$, который назвали главным квантовым числом. Бор вычислил радиусы орбит. Радиус первой орбиты был $5,29 \cdot 10^{-13}$ м, радиус других орбит был равен

$$r_n = n^2 (5,29 \cdot 10^{-13})$$

Энергия электрона (Эб) зависела от значения главного квантового числа n .

$$E_n = -13,6 (1/n^2)$$

$$1 \text{ эв} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ Дж. Для одного моля частиц } 1 \text{ эв} = 96,5 \text{ кДж/моль}$$

Отрицательный знак энергии означает устойчивость системы, которая тем более устойчива, чем ниже ее энергия. Теория Бора позволила рассчитать

энергию электронов, значения квантов энергии, испускаемых при переходе электрона с одного уровня на другой.

ДВОЙСТВЕННАЯ ПРИРОДА ЭЛЕКТРОНОВ. В 1905 году Эйнштейн предсказал, что любое излучение представляет собой поток квантов энергий, называемых фотонами. Из теории Эйнштейна следует, что свет имеет двойственную (корпускулярно-волновую) природу.

В 1924 году Луи де Бройль (Франция) выдвинул предположение, что электрон так же характеризуется корпускулярно-волновым дуализмом. Позднее это было подтверждено на опытах по дифракции на кристаллах. Де Бройль предложил уравнение, связывающее длину волны λ электрона или любой другой частицы с массой m и скоростью движения v .

$$\lambda = h/mv$$

Волны частиц материи де Бройль назвал материальными волнами. Они свойственны всем частицам или телам. Однако, как следует из уравнения, для макротел длина волны настолько мала, что в настоящее время не может быть обнаружена. Так для тела с массой 1000 кг, движущегося со скоростью 108 км/ч (30 м/с) $\lambda = 2.21 \cdot 10^{-38}$ м.

В 1926 году Эрвин Шредингер предложил уравнение, которое связывает волновую функцию φ с потенциальной энергией электрона U и его полной энергией E .

$$\nabla^2 \varphi + \frac{8\pi^2}{h^2} m(E-U)\varphi = 0$$

Здесь $\nabla^2 \varphi = \frac{\partial^2 \varphi}{\partial x^2} + \frac{\partial^2 \varphi}{\partial y^2} + \frac{\partial^2 \varphi}{\partial z^2}$ - сумма вторых производных волновой функции φ по координатам x, y, z :

m - масса электрона,

h - постоянная планка

ОРБИТАЛЬ. В соответствии с квантово-механическими предположениями невозможно точно определить энергию и положение электрона, поэтому в квантово-механической модели атом используют вероятностный подход для характеристики положения электрона. Вероятность нахождения электрона в определенной области пространства описывается волновой функцией φ , которая характеризует амплитуды волны, как функцию координат электрона.

Орбиталью называется область пространства, в котором наиболее вероятно нахождение электрона. Необходимо заметить, что понятие орбиталь существенно отличается от понятия орбита, которая в теории Бора означала путь электрона вокруг ядра. Орбиталь характеризует вероятность

нахождения электрона в определенном пространстве вокруг ядра атома орбиталь ограничена в трехмерном пространстве поверхностями в той или иной форме. Величина в области пространства, которую занимает орбиталь, обычно такова, чтобы вероятность нахождения электрона внутри ее составляла не менее 95 %.

Так как электрон несет отрицательный заряд, то его орбиталь представляет собой определенное распределение заряда, которое получило название электронного облака.

КВАНТОВЫЕ ЧИСЛА. Для характеристики поведения электрона в атоме введены квантовые числа : главные, орбитальные, магнитные и спиновые.

ГЛАВНОЕ квантовое число n определяет энергию и размеры электронных орбиталей . Главное квантовое число принимает значения 1,2,3,4,5 и характеризует оболочку или энергетический уровень. Чем больше n , тем выше энергия. Оболочки (уровни) имеют буквенные обозначения: К ($n=1$); L ($n=2$), M($n=3$), N ($n=4$), O ($n=5$), переходы электронов с одной оболочки (уровня) на другую сопровождаются выделением квантов. Энергии, которые могут проявиться в виде линий спектра.

ОРБИТАЛЬНОЕ квантовое число L определяет форму атомной орбитали. Электронные оболочки расщеплены на подоболочки, поэтому орбитальное квантовое число так же характеризует энергетические подуровни в электронной оболочке атома.

L принимает целостные значения от 0 до $(n-1)$. Подоболочки также обозначаются буквами

Подоболочки(подуровни) ... s p d f

Орбит.квантовое число ... 0 1 2 3

Электроны с орбитальным квантовым числом $L=0$, называется s-электронами. Орбитали и ,соответственно, электронные облака имеют сферическую форму.

Электроны с $L=1$ называется p-электронами. Орбитали которых имеют гантельную форму.

Электроны с $L=2$ называются d- электронами. Орбитали имеют более сложную форму.

Электроны с $L=3$ называются f- электронами. Форма их орбиталей еще сложнее. В одной и той же оболочке (уровне) энергия подуровня возрастает в ряды:

$$E_s < E_p < E_d < E_f$$

В первом уровне ($n=1$) может быть одно (s), во второй ($n=2$)-две (s,p), в третьей ($n=3$)- три (s,p,d), в четвертой ($n=4$)- четыре (s,p,d,f) – подуровни.

МАГНИТНОЕ квантовое число. m_l характеризует ориентацию орбитали в пространстве. В отсутствии внешнего магнитного поля все орбитали одного подуровня имеют одинаковое значение энергии. Под взаимодействием внешнего магнитного поля происходит расщепление энергии подуровней. Магнитное квантовое число принимает целочисленные значения от $-l$ до $+l$, включая 0. Например, для $l=3$, магнитные квантовые числа имеют значения $-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3$. Таким образом в одной оболочке (f-подоболочке) существует семь орбиталей.

Соответственно, в подоболочке s ($l=0$) имеется одна орбиталь ($m_l=0$), в подоболочке p ($l=1$) три орбитали ($m_l=-1, 0, +1$), в подоболочке d ($l=2$) пять орбиталей ($m_l=-2, -1, 0, +1, +2$).

АТОМНАЯ ОРБИТАЛЬ. Каждая электронная орбиталь в атоме (атомная орбиталь АО) может характеризоваться тремя квантовыми числами n, l, m_l . Общее число АО в оболочках равно n^2

Условно атомную орбиталь обозначают в виде клеточки

Соответственно для s -подоболочки имеется одна А , для p – подоболочки – три АО для d-s , для f-7.

СПИНОВОЕ квантовое число. Изучение атомных спектров показал, что трех квантовых чисел не достаточно для описания свойств электронов. Каждый электрон так же характеризует собственным механическим моментом движения, который получил название СПИНА . имеет только два значения $+1/2$ и $-1/2$. $+$ и $-$ значения спина связано с его направлением. Электроны с разными спинами обычно обозначаются противоположно направленными стрелками $\uparrow\downarrow$. Состояние электрона в атоме полностью характеризуется четырьмя квантовыми числами n, l, m_l, m_s .

СТРОЕНИЕ МНОГО ЭЛЕКТРОННЫХ АТОМОВ.

Запись распределения электронов в атом по оболочкам, подоболочкам и орбиталям, называется электронной конфигурацией электролита. При записи электронной конфигурации указывают цифрами главное квантовое число (n), буквами - подоболочки - (s,p,d,f), а степень буквенных обозначений подоболочек обозначает число электронов в данной оболочке. Например, для Mg $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$

При составлении электронных конфигураций много электронных атомов учитывают: принцип минимальной энергии, принцип Паули, правила Гунда и Клечковского.

Согласно принципу минимальной энергии электроны в основном состоянии заполняют орбитали в порядке повышения уровня энергетических

орбиталей. В многоэлектронных атомах электроны испытывают не только притягивание ядер, но и отталкивание электронов, находящихся ближе к ядру и экранирующих ядро от более далеко расположенных электронов. Поэтому последовательность возрастания энергии орбиталей усложняется.

ПРАВИЛО В.КЛЕЧКОВСКОГО. Увеличение энергии и соответственно заполнение орбиталей происходит в порядке возрастания суммы квантовых чисел $n+l$, а при равной сумме $n+l$ в порядке возрастания числа n . Соответственно поэтому правилу подоболочки выстраиваются в следующий ряд.

$$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s \approx 3d < 4p < 5s \approx 4d, 5p < 6s \approx 5d \approx 4f < 6p < 7s \text{ и т.д.}$$

Исключение составляет – элементы с полностью и на половину заполненными подоболочками, у которых наблюдается так называемый провал электронов, например, Cu, Ag, Cr, Mo, Pd, Pt.

ПРИНЦИП ЗАПРЕТА ПАУЛИ. В атоме не может двух электронов, обладающих одинаковым набором квантовых чисел. Отсюда следует, что на каждой орбитали может быть не более двух электронов, причем антипараллельными спинами $\downarrow\uparrow$

ПРАВИЛО ГУНДА. В соответствии с этим правилом заполнение орбиталей одной подоболочки в основном состоянии атомов начинается одиночными электронами с одинаковыми спинами. После того, как одинаковые электроны займут все орбитали в одной подоболочке, заполняются орбитали вторыми электронами с противоположными спинами.

Ряд стандартных электродных потенциалов металлов.

При погружение любого металла в р-р электролита на границе раздела металл р/р возникает разность потенциалов называется электродным потенциалом. Потенциал каждого электрода зависит от природы металла концентрации его ионов в р-р и температуры. Для некоторых металлов ряд стандартных электродных потенциалов приведем в таблице 1.

Непосредственно измерить потенциал отдельного электрода не представляется. Поэтому электродные потенциалы измеряют относительно стандартного Ряд стандартных электродных потенциалов металлов
 Окислительная Li K Ca Na Mg Al Mn Zn Fe Ni Sn Pb 2H Ca Hg Ag Pt Au
 Форма Восстановленная Li K Ca Na Mg Al Mn Zn Cr Fe Ni Sn Pb 2H Cu Hg
 Ag Pt Au Форма Водородного электрода потенциала которого условно принимают за нуль при всех значениях температуры. Водородный электрод состоит из платиновой пластинки. Покрытой платиновой чернью (электрически осажденной платиной) которая погружена в р-р серной кислоты с концентрацией ионов водорода равной 1 моль/л и омывается струей газообразного водорода под давлением в 101,325 кПа при 25 градусах.

Молекулярный водород проходит через р-р растворяется и подходит к поверхности пластин. На поверхности пластины происходит распад молекул водорода на атомы и их адсорбция. Адсорбированные атомы водорода надс ионизируются: $\text{Надс} \rightarrow e^- \rightarrow \text{H}^+$. А ионы водорода принимая электроны переходят в адсорбированное состояние: $\text{H}^+ + e^- = \text{надс}$. Более полное равновесие в водородном электроде выражается схемой $2\text{H}^+ + 2e^- = 2\text{надс} = \text{H}_2$. Среднюю часть этого равновесия обычно опускают. Если теперь пластинку любого металла, погруженную в р-р его соли с концентрацией ионов металла 1 моль/л, соединить со стандартным водородным электродом, то получается гальванический элемент (электрохимическая цепь), электродвижную силу (ЭДС) которого легко измерить. ЭДС и называется стандартным электродным потенциалом данного электрода. Таким образом электродным потенциалом называют ЭДС гальванического элемента, которая составлена из исследуемого электрода и стандартного водородного электрода. Электродный потенциал называют также окислительно-восстановительным потенциалом. Стандартным электродным потенциалом системы $2\text{H}^+ + 2e^- = \text{H}_2$ обозначается $E_{2\text{H}^+/\text{H}_2}$ системы $\text{Li}^+ + e^- = \text{Li}$.

Гальванические элементы. Рассмотрим систему, в которой два электрода находятся в растворах собственных ионов. Примером может служить гальванический элемент Даниэля-Якоби. Он состоит из медной пластины, погруженной в р-р CuSO_4 , и цинковой пластины, погруженной в р-р ZnSO_4 . Для предотвращения прямого взаимодействия и восстановления электроды отделены друг от друга пористой перегородкой. На поверхности цинковой пластины возникает двойной электрический слой и устанавливается равновесие $\text{Zn} = \text{Zn}^{2+} + 2e^-$. В результате протекания этого процесса возникает электродный потенциал. На поверхности медной пластины также возникает двойной электрический слой и устанавливается равновесие: $\text{Cu} = \text{Cu} + 2E$. Поэтому возникает электродный потенциал меди. Потенциал цинкового электрода имеет более отрицательное значение, чем потенциал медного электрода, поэтому при замыкании внешней цепи т.е. соединении цинка с медью металлическим проводником электроны будут переходить от цинка к меди. В результате перехода электронов от цинка к меди равновесие на цинковом электроде сместится вправо, поэтому в р-р передет дополнительное количество ионов цинка. В то же время равновесие на медном электроде сместится влево, и произойдет разряд ионов меди. Таким образом при замыкании внешней цепи возникают самопроизвольные процессы растворения цинка на цинковом электроде и выделения меди на медном электроде. Данные процессы будут продолжаться до тех пор, пока не выравняются потенциалы электродов или не растворится весь цинк (или не всадется на медном электроде вся медь). Итак при работе элемента протекают следующие процессы:

- 1) реакция окисления цинка $\text{Zn} - 2e^- \rightarrow \text{Zn}^{2+}$. Процессы окисления в электрохимии получили название анодных процессов, электроды на которых идут процессы окисления называются анодами.
- 2) Реакция восстановления ионов меди $\text{Cu}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Cu}$. Процессы восстановления в электрохимии получили названия катодных процессов, а электроды на

которых идут процессы восстановления называют кадодами 3) Движение электронов во внешней цепи 4) Движение ионов в растворе: анионов к аноду, катионов к катоду. Движение ионов в р-р замыкает электрическую цепь гальванического элемента. Суммируя электродные реакции получаем $Zn + Cu^{2+} = Cu + Zn^{2+}$ Вследствие этой химической реакции в гальваническом элементе возникает движение электронов во внешней цепи и ионов внутри элемента т.е. электрический ток поэтому суммарная химическая реакция протекающая в гальваническом элементе называется токообразующей. При схематической записи заменяющей рисунок гальванического элемента границу раздела между проводником 1го рода проводником 2го рода обозначают одной вертикальной чертой а границу раздела между проводниками 2го рода двумя чертами. Схема элемента Даниэля-Якоби напр записывается в виде $Zn/Zn^{2+} // Cu^{2+}/Cu$ Для упрощения в таких схемах обычно опускается внешняя цепь. Как видно в гальваническом элементе идет химическая реакция а во внешней цепи элемента протекает электрический ток т.е. в гальваническом элементе происходит превращение химической энергии в электрическую. При помощи гальванического элемента можно совершить электрическую работу за счет энергии химической реакции.

Общее сведение о металлах. Сплавы. Распространенность металлов литосфере (на глубине до 16км) массовой доли % Al-8.8; Fe-4.65; Ca-3.6; Na-2.64; K-2.5; Mg-2.1; Ti-0.5 В технике металлы делят на группы 1) Черные металлы – Fe Mn Cr и их сплавы 2) Цветные металлы – Al Mg Ca Cu Pb Sn Zn 3) Редкие металлы – Li Be V Mo W 4) Ценные металлы – Pt Au Ag Os Pd

Металлические сплавы Металлические сплавы – это вещества обладающие металлическими свойствами и состоящие из двух или более элементов из которых хотя бы один является металлом. Их получают охлаждением расплавленных смесей совместном осаждением из газовой фазы электроосаждением из растворов и расплавов. Свойства сплавов значительно отличается от свойства металлов. Например прочность на разрыв сплава меди и цинка в 3раза выше чем у меди и в 6раз по сравнению с цинком. В технике променяется свыше 500 сплавов. Представляется свойство некоторых сплавов широко промышленных в технике. 1. Легкий сплав. Основные компоненты Al и Mg 2. Черный сплав. Основной компонент Fe 3. Цветной сплав. Основной компонент Cu 4. Легко плавкие сплавы. Основной компонент Bi Sn Pb 5. Ценные и редкие сплавы. Основные компоненты Ag Au Pt 6. Твердый сплав. Основной компонент W 7. Теплостойкий сплав. Основной компонент W Re Ta Некоторые расплавленные металлы при смешивании взаимодействуют друг с другом образуя химические соединения- интерметаллиды. Например соединения образуют медь и цинк ($CuZn, CuZn_2, Cu_2Zn_2$), кальций и сурьма (Ca_2Sb_3)

6. Дисперсные системы. Растворы. Многие вещества могут находится одновременно в различных агрегатных состояниях (например ваза-пар-лед) образуя гетерогенную систему. Подобную систему могут образовать также вещества разной природы т.е. смеси разных агрегатных состояний. Микрогетерогенные системы в которых в одном веществе распределено в

виде очень мелких частиц другое вещество называют дисперсным. Дисперсная среда бывает газовой жидкой и твердой. В различных агрегатных состояниях может находиться и диспергированное вещество. По степени дисперсности (т.е. величине частиц распределенного в среде вещества) дисперсные системы делятся на грубодисперсные с размерами частиц более 1 мкм и на тонкодисперсные системы с размерами частиц 1-0,1 мкм. Если же вещество диспергировано до размеров молекул ионов то возникает гомогенная система растворов. В химии наибольшее имеют значение растворы. Растворы это однозначно гомогенные системы состоящие из 2х или более компонентов и продуктов их взаимодействия. Компонентом агрегатное состояние которого не изменяется при образовании раствора. В случае же растворов образующихся при смешивании газа с газом, жидкость с жидкостью, твердое с твердым под растворителем понимают компонент количество которого в растворе преобладает. Растворы бывают жидкими и твердыми. По растворимости в воде все вещества делятся на три группы. 1) Хорошо растворимые – если в 100г воды комнатной температуре растворяется более 10г вещества 2) Мало растворимые вещества – менее одного грамма 3) практически нерастворимые – менее 0,01 г вещества. Абсолютно не растворимых веществ не существует. С повышением температуры растворимые большинства твердых веществ увеличивается. Мерой растворимости вещества при данных условиях служит концентрация его насыщенного раствора. Очень часто растворимость выражают числом граммов вещества растворяющегося в 100г растворителя. Растворы бывают обычными насыщенными и перенасыщенными. При растворении многих веществ молекул их связывают с молекулами растворителя образуя особого рода соединения. Так называются сольваты. В частичном случае когда растворителем является вода эти соединения называются гидратами а самый процесс их образует гидратизацию. Образование сольватов обуславливается полярностью молекул растворимого вещества вследствие которой они притягивают к себе полярные молекулы растворителя. Понятно что сольваты будут тем устойчивы чем более полярные те и другие молекулы. А так как из обычных растворителей небольшой полярностью обладает молекулы воды то наиболее устойчивы будут как правило гидраты. Предположение о существовании в водных морях гидратов было высказано и обосновано Менделеевым который считал что процесс растворения является не только физическим но и химическим что вещества растворяющиеся в воде могут образовать с ней различные соединения. Гидраты – довольно не стойкие соединения во многих случаях различаются уже при выпаривании растворов. Но иногда гидратная вода настолько прочно связана с молекулами растворенного вещества что при выпаривании лишнее последнего из раствора она входит в состав его кристаллов. Такие кристаллические образования в построении которых молекулы воды участвуют как самостоятельные единицы получили название кристаллогидратов а содержащиеся в них вода кристаллизационной водой. Особено легко образуются кристаллогидраты различных солей. Состав

кристалоогидратов принято изображать формулами показывающими какое количество кристаллизационной воды содержат кристалоогидрат. Например кристаллогидрат серной кислоты меди содержат на одну моль CuSO_4 пять молей изображается формулой $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ кристаллогидрат сернокислого натрия формулой $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ Прочность связи между веществом и кристоллизационной водой в отдельных кристаллогидратных весьма различна. Многие из них теряют кристаллизационную воду уже при комнатной темпер.

Концентрация растворов Отношение количества или массы вещества содержащегося в системе к объему или массе этой системы называются концентрацией. Известно несколько способов выражение концентрации Молярная: концентрация вещества V , Св-относительна количества вещества (в молях) содержащего в системе к объему этой системе. Единица измерения молярной концентрации моль/л Молярная доля вещества V X_v - относительное количество вещества данного компонента содержащего в системе к общему количеству вещества. Молярная доля может быть выражена в долях единицы процентах промилях $X_v = x / x + y$ Где X - количество вещества Y - количество растворителя Объемная доля-отношение объема компонента содержающийся в системе к общему объему системы. Объемная доля может быть выражена в долях. В газовых смесях порциональные давление компонента пропорционально их объемным долям. Массовая доля W_v отношение массы данного компонента содержащего в системе к общей массе этой системы. Массовая доля может быть выражена в долях единица процентах промилях Титр-количество растворенного вещества в граммах одной мл .е. раствора

Реакция ионного обмена. Согласно теорией электролитической диссоциации все реакции в водных р-рах электролитах является реакции между ионами. Они называются ионными реакциями а уравнение этих реакций ионными уравнениями. Они проще уравнений реакции записаны в молекулярном виде и имеют более общий характер. При составлении ионных уравнений реакции следует руководствоваться тем что вещества малодиссоциированные малорастворимые и газообразные записываются в молекулярной форме. Сильные электролиты как плотностью диссоциированы записываются в виде ионов. Сумме электролитических зарядов левой части уравнения должна быть равна сумме электролитических зарядов правой части. Напишем уравнение реакции между р-рами хлорида железа (3) и гидроксида натрия в молекулярной и ионной форме. Разабьем решение на 4 части 1. Запишем уравнение реакции в молекулярной форме $\text{FeCl}_3 + 3\text{NaOH} = \text{Fe}(\text{OH})_3 + 3\text{NaCl}$ 2. Перепишем это уравнение изобразив хорошо диссоциирующие ве-ва в виде ионов $\text{Fe}^{3+} + 3\text{Cl}^- + 3\text{Na}^+ + 3\text{OH}^- = \text{Fe}(\text{OH})_3 + 3\text{Na}^+ + 3\text{Cl}^-$ 3. Исключим из ионных частей ионного уравнения одинаковые ионы т.е. ионы не участвуют в реакции 4. Запишем уравнение реакции в обшим виде $\text{Fe}^{3+} + 3\text{OH}^- = \text{Fe}(\text{OH})_3$ Это сокращенное ионное уравнение реакции. Как видно из этого уравнения сущность реакции сводится к взаимодействию ионов Fe^{3+} и OH^- в результате чего образуется осадок

Fe(OH)₃. При этом вовсе не имеет значения в составе каких электролитов входили эти ионы для их взаимодействия. Для реакции между р-рами хлорида калия и нитрата калия. Так как продукты взаимодействия хорошо растворимы в воде и не уходят из сферы реакции то данная реакция обратима. Ионное произведение воды. Вода будучи слабым электролитом в очень малой степени подвергается ионизации. $H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$. К ее ионизации применим закон действующих масс $K = \frac{(H^+) (OH^-)}{(H_2O)} = 1.8 \cdot 10^{-16}$. Концентрацию воды можно вычислить разделив массу 1л воды на массу ее молей $1000/18 = 55.56$ моль/л

Скорость химических реакций

Скорость химических реакций равна изменению количества вещества в единицу времени в единице реакционного пространства в зависимости от типа химической реакции (гомогенная или гетерогенная) меняется характер реакционного пространства. Гомогенной реакцией называется реакция протекающая в однородной среде. Гетерогенные реакции протекают на границе раздела фаз. Напр: твердой-жидкой.

Скорость гетерогенной реакции равна изменению концентрации исходных веществ или продуктов реакции во времени. Различают среднюю и мгновенную скорости реакции. Средняя скорость вычисляется по формуле:

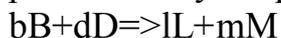
$$v_{cp} = \pm \frac{C_2 - C_1}{t_2 - t_1} = \pm \frac{\Delta C}{\Delta t}$$

C_2 и C_1 -концентрации исходного вещества в момент времени t_2 и t_1 . Знак минус означает что концентрация исходного вещества уменьшается.

В ходе химических процессов концентрация вещества меняются непрерывно. Поэтому важно знать величину скорости реакции в данный момент времени, т.е мгновенную скорость реакции, которая выражается первой производной концентрацией времени

$$V = \pm \frac{dc}{dt}$$

Для реакции с различными стехиометрическими коэффициентами скорости изменения концентрации реагентов будет разным для реакции



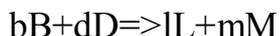
$$\frac{dc_l}{ldt} = \frac{dc_m}{mdt} = - \frac{dc_b}{bdt} = - \frac{dc_d}{ddt}$$

Факторы влияющие на скорости реакций

Скорость химической реакции зависит от природы реагирующих веществ и условий протекания реакции концентрации с температуры t присутствии катализаторов, а также от некоторых других факторов (напр: от давления, от измельчения)

Влияние концентрации реагентов. Скорость гомогенных реакций зависит от числа встреч реагирующих частиц в единицу времени в единице объема. Вероятность одновременного соударения взаимодействующих частиц в свою очередь пропорциональна произведению концентрации реагирующих веществ. Таким образом, скорость реакции пропорциональна произведению концентрации реагирующих веществ.

Указанная закономерность называется законом действующих масс. Скорость необратимой реакции



Константа скорости реакции K не зависит от концентрации реагирующих веществ но зависит от их природы и температуры.

Влияние температуры на скорость реакций

Правило Вант-Гоффа. Повышение t -ры ускоряет большинство химических реакций. Согласно правилу Вант-Гоффа при повышении температуры на 10K скорость многих реакций увеличивается в 2-4 раза.

$$v_2/v_1 = g^{(T_2 - T_1)/10},$$

где v_1 и v_2 – скорости реакции при температурах T_1 и T_2 , величина g называется температурным коэффициентом реакции.

Это уравнение можно использовать лишь для ориентировочных расчетов, так как их точность не очень высока.

Влияние катализатора на скорость реакций.

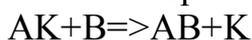
Увеличить скорость реакции можно с помощью катализаторов. Применять катализатор выгодно чем повысить t -у, тем что ее повышение далеко не всегда возможно.

Одни катализаторы сильно ускоряют реакцию-положительный катализ или просто катализ, другие замедляют-отрицательный катализ.

Механизм действия катализаторов обычно объясняют образования промежуточных соединений с одним из реагирующих веществ. Так как его замедленно протекающую реакцию $A + B \Rightarrow AB$ вести в присутствии катализатора K , то катализатор вступает в реакцию с одним из исходных веществ образуя непрочное промежуточное соединение:



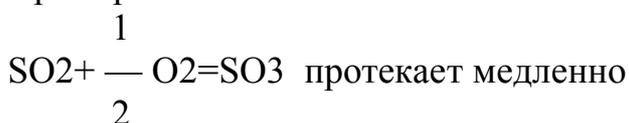
Реакция протекает быстро, так как энергия активации этого процесса мала. Затем промежуточное соединение AK взаимодействует с другим исходным веществом, при этом катализатор высвобождается



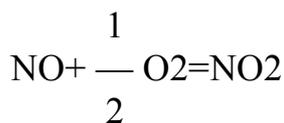
Энергия активации этого процесса также мала, а поэтому эта реакция протекает с достаточной скоростью. Если теперь оба процесса реагирующие одновременно суммировать то получим окончательно уравнение быстро протекающей реакции :



Пример:



2



Окислительно-восстановительные реакции.

Реакции, протекающие с изменением степени окисления атомов, входящих в состав реагирующих веществ, называется окислительно-восстановительными.

Для характеристики состояние элементов в соединениях введено понятие степени окисления. Под степенью окисления (СО) понимается воображаемый заряд атома в соединении, вычислений, исходя из предположения, что соединение состоит из ионов. Отделение степени окисления проводят, используя следующие правила:

1. СО элемента в простом веществе, например в металле или H_2O_3 равна нулю.
2. СО элемента в виде одноатомного иона в соединении, имеющем ионное строение равно заряду данного иона, например:
 Na^{+1}J^1 ; Mg^{+2} ; Cl_2^{-1} ; $\text{Al}^{+3}\text{F}_3^{-1}$
3. В соединениях с ковалентными полярными связями отрицательный заряд относят к более электроотрицательному элементу, причем принимают следующие СО.
 - a) Для фтора (ЭО=4) СО=-1
 - b) Для кислорода (ЭО=3,5) СО=-2, за исключением пероксидов, где СО=1, надпероксидов (СО= - $\frac{1}{2}$), азонидов (СО=- $\frac{1}{3}$) и OF_2 (СО=+2).
 - c) Для водорода (ЭО=2) СО=+1, за исключением солеобразных гидридов, например, LiH , где СО=-1.
 - d) Для щелочных и щелочно-земельных металлов (ЭО=0,7-1,0) СО=+1 и +2 соответственно.
4. Алгебраическая сумма СО элементов в нейтральной молекуле равна нулю, в сложном ионе – заряду иона.

Понятие СО для большинства соединений имеет условный характер, так как не отражает реальный эффективный заряд атома. Однако это понятие весьма широко используется в химии. Большинство элементов могут проявлять переменную СО в соединениях.

Любая окислительно-восстановительная реакция состоит из процессов окисления и восстановления. Окисление - это отдача электронов веществом, т.е. повышение СО элемента. Например, $\text{Zn}^0 - 2e \rightarrow \text{Zn}^{2+}$. Как видно СО цинка

повышается от 0 до +2. Вещества, отдающие свои электроны в процесс реакции, называют **восстановительными**.

Восстановительные – это смещение электронов к веществу или понижение степени окисления элемента. Например, $Cu^{2+} + 2e = Cu^0$.

Вещество, принимающее электроны, называется **окислителем**. К типичным восстановителям относятся простые вещества, атомы, которых имеют малую ЭО, например: металлы, H, C, анионы, атомы которых находятся в низком или низшей степени окисления Cl^- , S^{2-} .

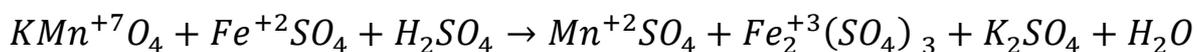
К типичным окислителям относятся простые вещества, атомы которых имеют высокое ЭО, например, галоген и кислород, соединения кислорода, например пероксиды, соединения благородных газов, например Kr , Fg , катионы и анионы, содержащие атомы с высокой ЭО, например Fe^{3+} , Pb^{4+} , NO_3^- , CrO_4^{2-} , ClO_4^- .

Составление уравнений окислительно-восстановительных реакции.

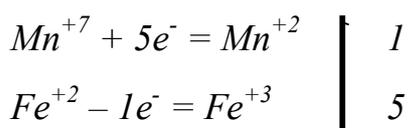
Применяют два метода составления реакций окисления-восстановления метод электронного баланса и метод ионно-электронный. По существу оба метода базируются на одних и тех же предпосылках: окислительно-восстановительных процессах общее число электронов, отдаваемых восстановителям, равно общему числу электронов, присоединяемых окислителем.

Понятно, что рассмотрение реакций окисления-восстановления как простой передачи электронов большей частью является лишь удобным приемом для облегчения написанных уравнений реакций и подбора к ним коэффициентов.

Метод электронного баланса. В методе электронного баланса подсчет числа, присоединяемых и теряемых электронов, производится на основании значений степеней окисления элементов до и после реакций. В качестве примера рассмотрим следующие окислительно-восстановительные реакции:

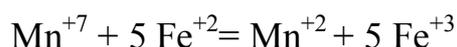


В проведенных соединениях изменяют степень окисления только марганец и железо:

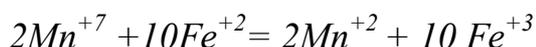


Переход $Mn(VII) \rightarrow Mn(II)$ формально отвечает присоединению пяти электронов, а переход $Fe(II) \rightarrow Fe(III)$ соответствует потере одного электрона. Следовательно, $KMnO_4$ - окислитель, $FeSO_4$ - восстановитель. Как

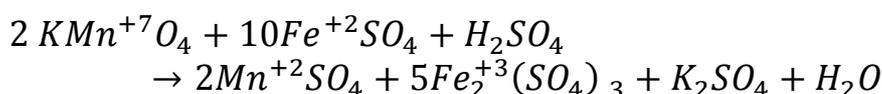
показывает электронный баланс, на один атом $Mn(VII)$ требуется пять атомов $Fe(II)$.



Таким образом, основными коэффициентами уравнения – коэффициентами при окислителе и восстановителе – будет 1 и 5. Нужно, однако, учесть, что в результате реакции образуется $Fe_2(SO_4)_3$, содержащие два атома $Fe(III)$, поэтому основные коэффициенты следует удвоить:

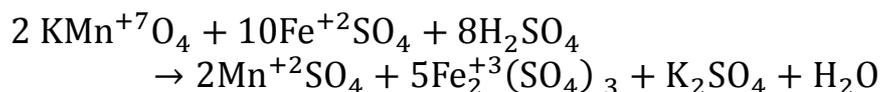


Найденные коэффициенты подставим в уравнение реакции

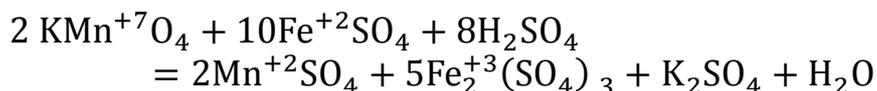


Остальные коэффициенты находят при подсчете баланса других элементов (пока без H и O), в данном случае атомов K и S.

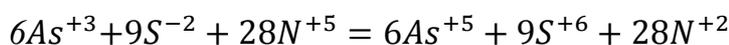
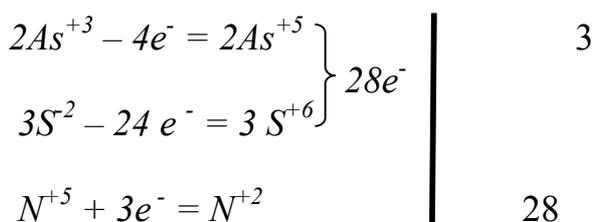
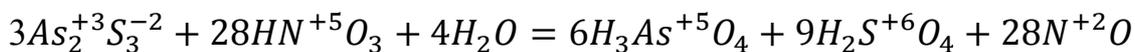
Далее по балансу атомов водорода определяют число молекул воды:



Для проверки правильности подобранных коэффициентов подсчитывают баланс кислорода.



В тех случаях, когда в реакции число элементов, изменяющих свою СО, больше двух, устанавливают общее число электронов, теряемых восстановителями и общее число электронов, приобретаемых окислителями, а в остальном поступают обычным образом. Например,



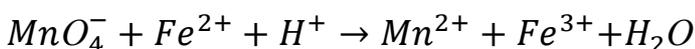
Ионно-электронный метод. Этот метод составления окислительно-восстановительных реакций применяется для ионных окислительно-

восстановительных процессов и основан на составлении частных уравнений реакций восстановления иона (молекулы) окислителя и окисления иона (молекулы) – восстановителя с последующим суммированием их общего уравнения. Для этого необходимо составить ионную схему реакций, руководствуясь общими правилами составления ионных уравнений, т.к. записать сильные электролиты в виде ионов, а неэлектролиты, слабые электролиты, газы и осадки – в виде молекул. Не изменяющиеся в результате реакции ионы в ионную схему не включаются.

Вернемся к ранее рассмотренному примеру:

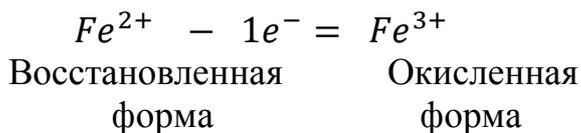


Ионная схема реакций

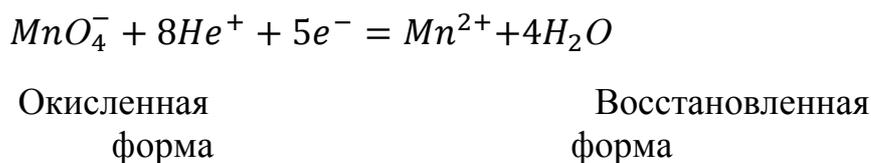


Как видим, ион Fe^{2+} окисляется в ион Fe^{3+} , а ион MnO_4^- восстанавливается до иона Mn^{2+} .

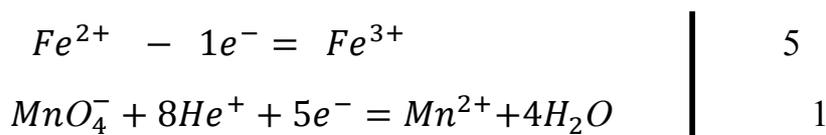
Частное уравнение окисления иона-восстановителя



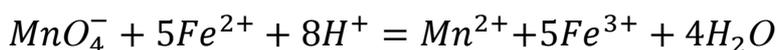
В частном уравнении реакции восстановления иона-окислителя MnO_4^- в восстановленную форму Mn^{2+} для баланса атомов необходимо добавить ионы водорода, чтобы связать атомы кислорода в воду. Для баланса зарядов, кроме того, в левой части уравнения нужно добавить пять электронов. Тогда частное уравнение реакции восстановления иона-окислителя будет



При выводе общего уравнения реакции частные уравнения надо помножить на такие коэффициенты, чтобы число потерянных электронов стало равно числу приобретенных.



Проверка правильности составленного уравнения производится по балансу атомов и зарядов в общем уравнении



Уравнение реакции в молекулярном виде, если в качестве среды взята серная кислота, соответственно, будет



Типы окислительно-восстановительных реакций

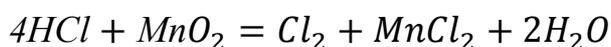
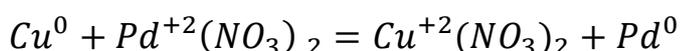
Различают три типа реакций окисления-восстановления:

1.-межмолекулярные;

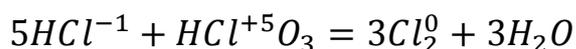
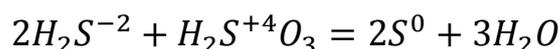
2.-внутримолекулярные;

3.-самоокисления-самовосстановления (диспропорционирование)

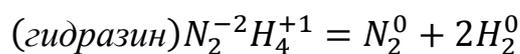
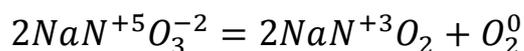
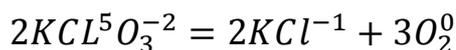
1. В межмолекулярных окислительно-восстановительных реакциях изменяют степень окисления элементы разных молекул =



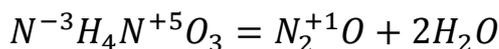
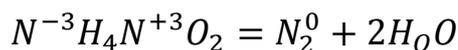
Сюда же следует отнести и реакции между разными веществами, в которых атомы одного и того же элемента имеют разные СО.



2.К реакциям внутримолекулярного окисления-восстановления относятся процессы, при которых СО изменяют разные элементы одной и той же молекулы. По механизму внутримолекулярного окисления-восстановления протекают, в частности, реакции термического разложения соединений, например:

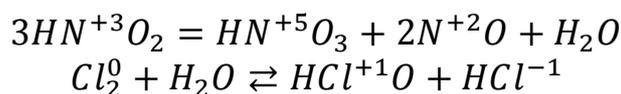


Сюда же следует отнести и разложение веществ, в которых атомы одного же элемента имеют разные СО:



3. Протекание реакций диспропорционирования сопровождается одновременным увеличением и уменьшением СО атомов одного и того же элемента. Очевидно, эти реакции возможны для веществ, содержащих атомы с промежуточной СО





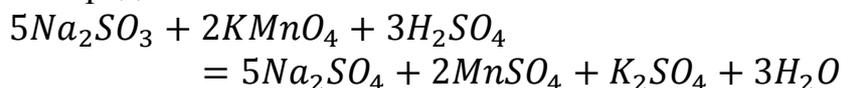
Влияние среды на характер протекания реакций окисления-восстановления

Реакции окисления-восстановления могут протекать в различных средах: в кислой, нейтральной и щелочной. В зависимости от среды может изменяться характер протекания реакции между одними и теми же веществами. Среда влияет на изменение СО атомов. Так, например, ион MnN_4^- в кислой среде восстанавливается до Mn^{+2} , в нейтральной – до MnO_2 , а в щелочной – до MnNO_4^{2-} . Схематически эти изменения можно представить так:

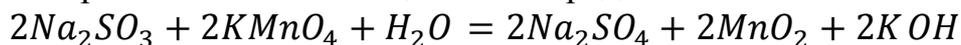
Окисленная форма		Восстановленная форма
MnO_4^-	H^+	Mn^{2+} бесцветный раствор
	H_2O	MnO_2 бурый осадок
	OH^-	MnO_4^{2-} раствор зеленого цвета

Обычно для создания в растворе кислой среды используют серную кислоту Na_2SO_4 (восстановитель) с перманганатом калия KMnO_4 (окислитель) в различной среде

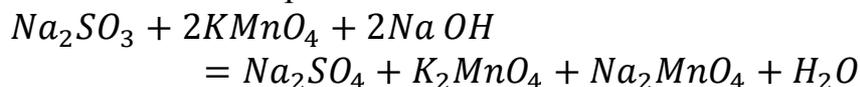
1. В кислой среде:



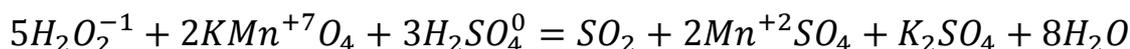
2. В нейтральной или слабощелочной среде:



3. В сильной щелочной среде:



H_2O_2 Выступает как окислитель, так и восстановитель



ОБЩИЕ СВОЙСТВА РАСТВОРОВ.

Общими являются свойства растворов, которые зависят от концентрации и практически не зависят от природы растворенных веществ. Они также называются коллигативными (коллективными). Такие свойства могут проявляться в полной мере в идеальных растворах. Идеальным называют раствор в котором не происходят химические реакции между компонентами, а силы межмолекулярного взаимодействия между компонентами одинаковы. Соответственно, образование этих растворов не сопровождается тепловым эффектом ($\Delta H=0$) и каждый компонент ведет себя в растворе независимо от других компонентов. К идеальным растворам по своим свойствам приближаются лишь очень разбавленные растворы, то есть растворы с очень низкой концентрацией растворенного вещества. К общим свойствам растворов относятся понижение давления насыщенного пара растворителя над раствором и t° замерзания, повышение t° кипения и осмотическое давление. Эти свойства проявляются в случае растворов нелетучих растворенных веществ, т.е. веществ, давлением паров которых можно пренебречь.

Закон Рауля.

Молекулы летучего растворенного компонента раствора препятствуют улетучиванию из раствора молекул растворителя. Французский ученый Р.Рауль открыл закон, согласно которому понижение давления насыщенного пара растворителя А над раствором ΔP_A пропорционально молярной доле растворенного нелетучего вещества X_A :

$$P^\circ_A - P_A = \Delta P_A = P^\circ_A * X_B$$

Где: P°_A , P_A – давления насыщенного пара растворителя соответственно над чистым растворителем и над раствором; ΔP_A – их разность.

Явление замерзания и кипения растворов были изучены Раулем, который экспериментальным путем установил следующие положения, известные под названием законов Рауля:

1. Понижение точки замерзания (или повышение точки кипения) пропорционально количеству вещества, растворенного в данном количестве растворителя.

Так, например, раствор, содержащий в 100 г воды 5г сахара, замерзает при -0.27°C , а содержащий 10г при $-0,14^\circ\text{C}$.

2. Эквивалентные количества различных веществ, будучи растворенными в одном и том же количестве данного растворителя, понижают его точку замерзания на одно и то же число градусов.

Например, при растворении 0,1 моля сахара (34,2г) в 1800г воды точка замерзания понижается на 0,186°C, такое понижение дает 0,1 моль глюкозы (18г), 0,1 моль перекиси водорода (3,4г) и т.д.

Понижение точки замерзания, соответствующее растворению 1 моль вещества в 1000г растворителя. Она называется криоскопической константой растворителя (например для воды 0,186°C, для бензола – 5,1 °C)

Математически законы Рауля могут быть выражены следующим уравнением:

$$\Delta t = k_c$$

где Δt – понижение точки замерзания или повышение точки кипения растворителя; C – число молей растворенного вещества, приходящееся на 1000г растворителя; k – коэффициент пропорциональности, равный соответственно криоскопической или эбулиоскопической константе растворителя (при $C=1$ величина $\Delta t = K$)

Из закона Рауля легко можно определить молекулярную массу вещества ($C = m/M$):

$$\Delta t = K \frac{m}{M} \cdot 1000$$

ОСМОТИЧЕСКОЕ ДАВЛЕНИЕ.

Самопроизвольный переход растворителя через полупроницаемую мембрану, разделяющую раствор и растворитель или два раствора различной концентрацией растворенного вещества, называется осмосом. Осмос обусловлен диффузией молекул растворителя через полупроницаемую перегородку, которая пропускает только молекулы растворителя. Молекулы растворителя диффузируют из растворителя в раствор или из менее концентрированного раствора в более концентрированный, поэтому концентрированный раствор разбавляется, при этом увеличивается и высота его столба. Количественно осмос характеризуется осмотическим давлением, равным силе, приходящейся на единицу площади поверхности и заставляющей молекулы растворителя проникать через полупроницаемую

перегородку. Она равна давлению столба раствора в осмометре высотой h . При равновесии внешнее давление уравнивает осмотическое давление. В этом случае скорости прямого и обратного переходов молекул через полупроницаемую перегородку становятся одинаковыми. Если внешнее давление, приложенное к более концентрированному раствору, выше осмотического π , т.е. $P > \pi$, то скорость перехода молекул растворителя из концентрированного раствора будет больше и растворитель будет переходить в разбавленный раствор (или чистый раствор). Этот процесс, называемый обратным осмосом, используется для очистки природных и сточных вод, для получения питьевой воды из морской воды. Осмотическое давление возрастает с увеличением концентрации растворенного вещества и t° -ры. Вант-Гофф предположил, что для осмотического давления можно применить уравнение состояния идеального газа

$$\pi V = n R T \quad \text{или} \quad \pi = n R T / V \quad M = m R T / \pi V$$

откуда $\pi = c R T$

где π - осмотическое давление, C – молярная концентрация раствора.

Осмоз играет очень большую роль в биологических процессах, обеспечивая поступление воды в клетки и другие структуры. Растворы с одинаковым осмотическим давлением называются изотоническими. Если осмотическое давление выше внутриклеточного, то оно называется гипертоническим, если ниже внутриклеточного - гипотоническим. Например среднее осмотическое давление крови при 36°C равно 780 кПа.

Гипертонические растворы сахара (сироп) и соли (рассол) широко применяются для консервирования продуктов, так как вызывают удаление воды из микроорганизмов.

Закон Рауля и Вант-Гоффа соблюдаются лишь в разбавленных растворах неэлектролитов. По мере повышения концентрации растворенного вещества возрастают отклонения от законов идеальных растворов. Эти отклонения обусловлены различного рода взаимодействиями между частицами растворенного вещества и растворителя.

Для концентрированных растворов эти уравнения применительны с замещением концентрации активностью a

$$a = \gamma c$$

где γ - коэффициент активности, который учитывает все виды взаимодействия частиц в данном растворе, приводящее к отклонению от

свойств идеального раствора γ - определяется по экспериментальным данным. Единица измерения – безразмерная.

ТЕОРИЯ ЭЛЕКТРИЧЕСКОЙ ДИССОЦИИАЦИИ.

Для объяснения особенностей водных растворов электролитов шведским ученым С. Аррениусом в 1887г. была предложена теория электролитической диссоциации. В дальнейшем она была развита многими учеными на основе учения о строении атомов и химической связи. Современное содержание этой теории можно свести к следующим трем положениям :

1. Электролиты при растворении в воде распадаются (диссоциируют) на ионы – положительные и отрицательные.

Ионы находятся в более устойчивых электронных состояниях, чем атомы. Они могут состоять из одного атома – это простые ионы , или из нескольких атомов – это сложные ионы .

2. Под действием электрического тока ионы приобретают направленное движение: положительно заряженные ионы движутся к катоду, отрицательно заряженные – к аноду. Поэтому первые называются катионами, вторые – анионами.

Направленное движение ионов происходит в результате притяжения их противоположно заряженными электродами.

3. Диссоциация – обратимый процесс: параллельно с распадом молекул на ионы (диссоциация) протекает процесс соединения ионов (ассоциация). Уравнение диссоциации молекулы электролита КА на катион K^+ и анион A^- в общем виде записывается так:



Легче всего диссоциируют вещества с ионной связью как известно эти вещества состоят из ионов. При их растворении диполи воды ориентируются вокруг положительного отрицательного ионов. Между ионами и диполями воды возникают силы взаимного притяжения в результате связь между ионами ослабевает, происходит переход ионов из кристалла в раствор. При этом как показано на рисунке образуются гидратированные ионы, т.е. ионы, химически связанные с молекулами воды.

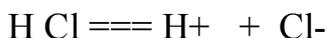
Аналогично диссоциируют и электролиты с полярной ковалентной связью. Вышеизложенное показывает механизм диссоциации электролитов в разных растворах.

ДИССОЦИИАЦИЯ КИСЛОТ, ОСНОВАНИЙ И СОЛЕЙ В ВОДНЫХ РАСТВОРАХ.

С помощью теории электролитической диссоциации дают определения и описывают свойства кислот, оснований и солей.

Кислотами называются электролиты, при диссоциации которых в качестве катионов образуются только катионы водорода.

Например:



Основность кислоты определяется числом катионов водорода, которые образуются при диссоциации. Так, HCl, HNO₃ – одноосновные,

H₂S, H₂CO₃, H₂SO₄ – двухосновные, а H₃PO₄, H₃AsO₄ – трехосновные.

Двух- и многоосновные кислоты диссоциируют ступенчато (постепенно)

Диссоциация многоосновной кислоты протекает главным образом по первой ступени.

Основаниями называются электролиты, при диссоциации которых в качестве анионов образуются только гидроксид-ионы.

Основания, растворимые в воде, называются щелочами. Большинство оснований в воде малорастворимо.

Кислотность основания определяется числом его гидроксильных групп (гидроксогрупп). Двух- и многокислотные основания диссоциируют ступенчато.

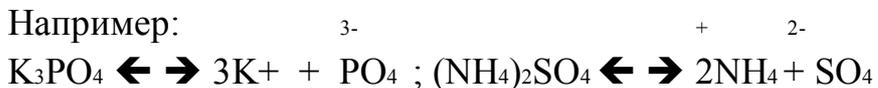
Однако имеются электролиты, которые при диссоциации одновременно образуют катионы водорода и гидроксид-ионы. Эти электролиты называются амфотерными, или амфолитами. К ним относятся вода, гидроксиды цинка, алюминия, хрома и др. Вода диссоциирует на ионы H⁺ и OH⁻.



Следовательно у нее в равной мере выражены и кислотные, и щелочные свойства.

Солями называются электролиты, при диссоциации которых образуются катионы металлов (также NH₄⁺) и анионы кислотных остатков.

Например:

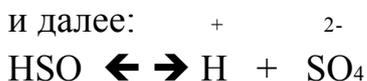


Так диссоциируют средние соли. Кислые же и основные соли диссоциируют ступенчато. У кислых солей вначале отщепляются ионы металлов, а затем катионы водорода.

Например:



и далее:



У основных солей вначале отщепляются кислотные остатки, а затем гидроксид-ионы.



Степень диссоциации электролитов.

В растворах некоторых электролитов диссоциируют лишь часть молекул. Для количественной характеристики электролитической диссоциации было введено понятие степени диссоциации.

Отношение числа молекул, диссоциированных на ионы (N'), к общему числу молекул растворенного электролита (N) называется степенью диссоциации α .

$$\alpha = N'/N$$

По степени диссоциации в растворах все электролиты делятся на две группы:
1 – сильные электролиты.

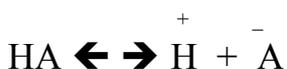
$\alpha = 1$ и почти независит от концентрации раствора к сильным электролитам в водных растворах принадлежит большинство солей, щелочей, а также некоторые кислоты.

2- слабые электролиты $\alpha < 1$ и уменьшается с ростом концентрации. К ним относят воду, ряд кислот, основания р, d и f элементов между этими двумя группами нет четкой границы, одно и то же вещество в одном растворителе проявляет свойства сильного, а в другом – слабого электролита.

Например LiCl и NaJ в воде сильный, а в ацетоне или в уксусной кислоте слабый электролит.

Константа диссоциации.

В растворах слабых процесс диссоциации протекает обратимо и следовательно к нему может быть применен закон действующих масс. Так для процесса диссоциации кислоты:



Константа равновесия K_c равна

$$K_c = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]}$$

Константа равновесия для процесса диссоциации называется константой диссоциации K_d . K_c зависит от природы диссоциирующего вещества и растворителя, а также от температуры и не зависит от концентрации раствора.

Степень диссоциации α изменяется с концентрацией раствора. Рассмотрим это на примере уксусной кислоты.



Принимая исходную концентрацию кислоты равной C , а степень диссоциации α , получаем, что концентрация части кислоты, которая диссоциирована, будет равна αC . Так как при диссоциации одной молекулы кислоты образуется по одному иону H^+ и CH_3COO^- , то их концентрации будут равны αC . Концентрация кислоты, оставшейся в недиссоциированном состоянии, будет равна $C - \alpha C = C(1 - \alpha)$. Подставив значение равновесных концентраций ионов и кислоты в уравнение (1)

$$K_c = \frac{(\alpha C)^2}{C(1 - \alpha)} = \frac{\alpha^2 C}{1 - \alpha} = \frac{\alpha^2}{(1 - \alpha)V} \quad (2)$$

где $V=1/C$

Уравнение (2) было получено Оствальдом и называется законом Оствальда.

Если $\alpha \ll 1$ то уравнение (2) упрощается:

$$K_d = \alpha^2 C \text{ и } \alpha = \sqrt{\text{под корнем } K_2/C} \quad (3)$$

Уравнение (3) называется законом разбавления Оствальда. Из него следует что α уменьшается с увеличением концентрации слабого электролита.

Аналогичное уравнение можно получить для слабого основания.