Химия

1. **Химический элемент** — это группа атомов с одинаковым зарядом ядра, который обусловливает его (элемента) химические свойства.

**Простые вещества** — это вещества, образованные атомами только одного типа химического элемента. Например: H2, Na, P, Al. Простые вещества делятся на два типа: металлы и неметаллы.

**Сложные вещества** — это вещества, образованные атомами нескольких химических элементов.

**молекула** - это наименьшая частица вещества, сохраняющая химические и физические свойства этого вещества. Она состоит из двух или более атомов, группы подобных или различных атомов, удерживаемых вместе химическими силами.  
**Атом**-мельчащие химические неделимые частицы, из которых состоят вещества.

1. **Оксиды** — это сложные вещества, состоящие из двух химических элементов (т. е. бинарные соединения), один из которых — кислород в степени окисления -2.

**ГИДРОКСИДЫ**-неорганические соединения металлов общей формулы М(OH)n, где М - металл, n - его степень окисления. Гидроксиды - основания или амфотерные (обладают кислотными и основными свойствами) соединения, гидроксиды щелочных и щелочно-земельных металлов называются щелочами. Некоторые гидроксиды встречаются в природе в виде минералов.

**Кислоты** — это сложные химические вещества, состоящие из одного или нескольких атомов водорода, способных замещаться атомами металла, и кислотных остатков.

**Соли***–*это сложные вещества, образованные атомами металлов и кислотными остатками.

1. **Атомы состоят из ядра и электронов** (точнее, электронного «облака»). Ядро атома состоит из протонов и нейтронов. Количество нейтронов в ядре может быть разным: от нуля до нескольких десятков. Если число электронов совпадает с числом протонов в ядре, то атом в целом оказывается электрически нейтральным.

Современная модель атома является развитием планетарной модели Бора-Резерфорда. Согласно современной модели, **ядро атома состоит из положительно заряженных протонов и не имеющих заряда нейтронов и окружено отрицательно заряженными электронами**.

1. **Атомная орбитель**(АО)-это область наиболее вероятного пребывания электрона в электрическом поле ядра атома.

**Состояние электрона в атоме** описывают с помощью **квантовых** чисел. Главное **квантовое число** определяет энергию орбитали и номер энергетического уровня, на котором находится **электрон**. Орбитальное **квантовое число** определяет форму орбитали. Магнитное **квантовое число** определяет пространственную ориентацию данной орбитали.

1. Принцип исключения Паули утверждает, что два электрона (или два любых других фермиона) не могут [иметь](https://naked-science.ru/article/chemistry/uchenye-vpervye-nablyudali-za) одинаковое квантово-механическое состояние в одном атоме или одной молекуле. Другими словами, ни одна пара электронов в атоме не может иметь одинаковые электронные квантовые числа.

Предложено в 1927 г. ученым Ф. Гундом. Согласно этому правилу, устойчивому состоянию атома соответствует такое распределение электронов в пределах энергетического подуровня, при котором абсолютное значение суммарного спина атома максимально.

Правила Клечковского отражают строгую закономерность последовательного заполнения электронных уровней атомов с ростом порядкового номера элемента. Они позволяют установить причину появления переходных *d-* и /-элементов, дают возможность предсказать строение элементов восьмого и последующих периодов, которые пока не открыты.

1. **Электронная формула** (конфигурация) атома химического элемента показывает расположение электронов на электронных оболочках (уровнях и подуровнях) в атоме или молекуле. При составление электронной формулы следует учитывать, что номер периода химического элемента определяет число энергетических уровней (оболочек) в атоме, а его порядковый номер количество электронов.

**Электронно-графические формулы**обычно изображают для валентных электронов. В такой формуле все электроны помечаются стрелочками, а ячейками (квадратиками) – орбитали. В одной ячейке не может находиться более двух электронов.

1. Основное и возбужденное состояние атома **отражаются на электронных конфигурациях**. Возбужденное состояние связано с движением электронов относительно атомных ядер. Говоря проще: при возбуждении пары электронов распариваются и занимают новые ячейки. Электронные конфигурации атомов-называется **обозначение того, как электроны распределяются по энергетическим уровням (электронным оболочкам), подуровням и орбиталям**.
2. Периодический закон получил современную формулировку: **«Свойства простых веществ, а также формы и свойства соединений элементов находятся в периодической зависимости от заряда ядер атомов элементов»**.
3. **Ковалентная связь** — химическая связь, возникающая в результате образования общих электронных пар.

**Ионная связь** — это тип химической связи, характерный для разноименно заряженных ионов, которые образовались в результате отдачи и присоединения электронов атомами. В нее вступают элементы с большой разностью электроотрицательности. Обычно так взаимодействуют атомы металла и неметалла.

**Металлическая связь-**связь между положительными ионами металлов и общими электронами, которые свободно движутся по всему объёму.

**Водородная связь**-притяжение между ковалентно связанным атомом водорода и ковалентно связанным электроотрицательным атомом (O, N, F, Cl).

1. **Метод валентных связей (локализованных электронных пар)** предполагает, что каждая пара атомов в молекуле удерживается вместе при помощи одной или нескольких общих электронных пар.
2. **Гибридизация-**смешение электронных орбиталей различного типа, в результате которого образуются одинаковые по форме и энергии гибридные орбитали.
3. Система – **тело или несколько тел, находящихся во взаимодействии между собой (диффузия, теплообмен, химическая реакция) и отделенных от окружающей среды**.

**Параметры состояния системы**–физические величины, определяющие термодинамические свойства системы.

Примеры функций состояния: **энергия U, энтальпия H, энергия Гельмгольца F, энергия Гиббса G, энтропия S.** **Термодинамические параметры объем V, давление p, температуру T** также можно считать функциями состояния, т. к. они однозначно характеризуют состояние системы.

Внутренняя энергия **термодинамическая функция состояния системы, ее энергия, определяемая внутренним состоянием**. Внутренняя энергия складывается в основном из кинетической энергии движения частиц (атомов, молекул, ионов, электронов) и энергии взаимодействия между ними (внутри- и межмолекулярной).

**Энтальпия** — это свойство вещества, указывающее количество энергии, которую можно преобразовать в теплоту. **Энтальпия** — это термодинамическое свойство вещества, которое указывает **уровень энергии**, сохраненной в его молекулярной структуре. Это значит, что, хотя вещество может обладать энергией на основании [температуры и давления](https://www.xiron.ru/content/view/23191/28/), не всю ее можно преобразовать в теплоту. Часть внутренней энергии **всегда остается в веществе** и поддерживает его молекулярную структуру. Часть [кинетической энергии](https://www.xiron.ru/content/view/22964/28/) вещества недоступна, когда его температура приближается к температуре окружающей среды. Следовательно, **энтальпия** — это количество энергии, которая доступна для преобразования в теплоту при определенной температуре и давлении.

**Энтропией** называется функция состояния термодинамической системы. Понятие абсолютной величины энтропии отсутствует. В любых процессах поддается определению только величина ее изменения. В термодинамике величиной энтропии измеряется степень рассеяния, т.е. перехода в тепловую энергию, любого другого вида ***энергии***, содержащейся в системе. Любая термодинамическая изолированная от внешнего мира система стремится к выравниванию ***температур*** всех ее частей, т.е. к максимальному возрастанию энтропии в ней. Система, имевшая неравновесное тепловое состояние, переходит к равновесному, когда процессы теплопередачи прекращаются.

Самопроизвольное протекание изобарно-изотермического процесса определяется двумя факторами: энтальпийным, связанным с уменьшением энтальпии системы (ΔH), и энтропийным T ΔS, обусловленным увеличением беспорядка в системе вследствие роста ее энтропии. Разность этих термодинамических факторов является функцией состояния системы, называемой изобарно-изотермическим потенциалом или свободной **энергией**[**Гиббса**](https://chemistry.ru/course/content/scientist/section/paragraph39/theory.html) (G, кДж):

1. **Первый закон термодинамики:**сообщенное системе количество теплоты расходуется на совершение системой работы против внешних сил и изменение внутренней энергии системы. Если работу совершают внешние по отношению к системе тела, то работа газа считается отрицательной, работа внешних тел положительной и А = - A.

Тогда первый закон термодинамики лучше написать в виде ∆U = Q + А.

**Второй Закон термодинамики** был сформулирован в работах физика Р.Клаузиуса. Он дал ему следующее определение: Невозможно перенести тепло от более холодной системы к более горячей без других изменений в обеих системах или окружающих телах.Замечание «без других изменений» принципиально. Оно говорит о том, что передача тепла от более холодного тела к горячему все же возможна, но при этом необходимо затратить дополнительную энергию.

1. Реакции, протекающие с выделением теплоты, называются **экзотермические.**

Реакции, протекающие с поглощением теплоты, называются **эндотермическими.**

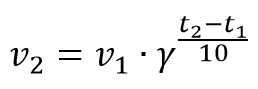
1. **Закон Гесса** представляет собой частный случай закона сохранения энергии: тепловой эффект реакции не зависит от промежуточных стадий процесса, а только от начального и конечного состояния веществ. Говоря другими словами, согласно закона Гесса, тепловой эффект реакции не зависит от пути превращения исходных веществ в продукты реакции. Из закона Гесса вытекает два важных следствия: 1) **Теплота образования** вещества (ΔH°обр) равна тепловому эффекту химической реакции образования 1 моля вещества из устойчивых при н.у. простых веществ. 2) **Теплота сгорания** вещества (ΔH°сгор), содержащего C, H, N, O, равна тепловому эффекту реакции сгорания 1 моля этого вещества при достаточном кол-ве кислорода с образованием CO2, H2O(ж), N2.

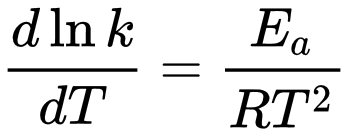
Исходя из первого следствия закона Гесса, тепловой эффект любой реакции может быть рассчитан по теплотам образования вещетсв, участвующих в этой реакции. Тепловой эффект реакции равен разности суммы теплот образования продуктов реакции и суммы теплот образования исходных продуктов.

1. Критерием самопроизвольного протекания процесса в изолированной системе является **ΔS>0**, равновесия – ΔS=0. 2. Энтропия является функцией состояния и ее смысл расшифровывается в статистической термодинамике как мера беспорядка системы.
2. **Химическая кинетика** – наука о скоростях и закономерностях протекания химических процессов во времени. Химическая кинетика изучает механизм протекания процесса, т.е. те промежуточные стадии, состоящие из элементарных актов, через которые система переходит из начального состояния в конечное. Химическая кинетика изучает скорости этих стадий и факторы, влияющие на их скорость. Уравнение химической реакции показывает начальное состояние системы (исходные вещества) и её конечное состояние (продукты реакции), но не отражает механизма процесса. Однако путь перехода системы из начального в конечное состояние может быть достаточно сложным и «извилистым».

**Скорость химической реакции**-это изменение концентрации реагирующих веществ в единицу времени. Скорость является положительной величиной, а концентрация исходных веществ уменьшается. Поэтому в формуле скорость используют знак минус. Если скорость реакции определяется по продуктам реакции, то в формуле используют знак плюс. **Скорость зависит** от: 1) природы реагирующих веществ; 2) концентрации реагирующих веществ; 3) температуры; 4) площади соприкосновения реагирующих веществ; 5) присутствие катализатора.

**Закон действующих масс**- скорость химической реакции пропорциональна произведению концентрации реагирующих веществ. Для одностадийной гомогенной реакции aA + bB → mM + nN математическое выражение закона действующих масс имеет вид: v = k · CAa · CBb, Константа скорости химической реакции k определяется природой реагирующих веществ и зависит от температуры, от присутствия катализатора, но не зависит от концентрации веществ, участвующих в реакции. Закон действующих масс справедлив только для наиболее простых по своему механизму взаимодействий, протекающих в газах или в разбавленных растворах. Часто уравнение реакции не отражает ее механизма. Сложные реакции могут быть совокупностью параллельно или последовательно протекающих процессов. Закон действующих масс справедлив для каждой отдельной стадии реакции, но не для всего взаимодействия в целом. Та стадия скорость которой минимальна, лимитирует скорость реакции в общем. Поэтому математическое выражение закона действующих масс, записанное для самой медленной (лимитирующей) стадии процесса, приложимо одновременно ко всей реакции в целом.

1. Правило Вант-Гоффа формулировка: в интервале температур от 0°С до 100°С при повышении температуры на каждые 10° С скорость многих химической реакции увеличивается в 2-4 раза. В виде математической формулы правило Вант-Гоффа выражается следующей зависимостью
2. 

Уравнение Аррениуса **используется для описания температурной зависимости констант скорости простых и сложных реакций**. Разность энергий активации прямой и обратной реакций равна энтальпии реакции. ****

1. **Катализ** – это процесс изменения скорости химической реакции при помощи катализаторов – веществ, принимающих участие в химической реакции, но в состав конечных продуктов не входящих и в результате реакции не расходующихся.

**Одни катализаторы** ускоряют реакцию (положительный катализ), другие – замедляют (отрицательный катализ).

**Отрицательный катализ называют ингибированием**, а катализаторы, понижающие скорость химической реакции – **ингибиторами.**

Различают **гомогенный и гетерогенный** катализ.

**При гомогенном** (однородном) катализе реагирующие вещества и катализатор находятся в одинаковом агрегатном состоянии и между ними отсутствует поверхность раздела.

Пример гомогенного катализа – реакция окисления SO2 и SO3 в присутствии катализатора NO (реагирующие вещества и катализатор являются газами).

**В случае гетерогенного** (неоднородного) катализа реагирующие вещества и катализатор находятся в различных агрегатных состояниях и между ними существует поверхность (граница) раздела.

**Обычно катализатор** – твердое вещество, а реагирующие вещества – жидкости или газы. Пример гетерогенного катализа – окисление NN3 до NO в присутствии Pt (катализатор – твердое вещество).

1. **Химическое равновесие** — это такое состояние химической системы, в котором скорости прямой реакции и обратной реакции равны.

**Константа равновесия** — величина, которая показывает соотношение между концентрациями продуктов реакции и исходными веществами, которая устанавливается при равновесии.

1. **Факторы, которые влияют на смещение равновесия**

1. Перемена температуры

При повышении температуры равновесие сместится в сторону охлаждения системы, то есть в сторону эндотермической реакции, в то время как при понижении температуры — в сторону нагревания системы или экзотермической реакции.

2. Перемена давления

При увеличение давления равновесие смещается в сторону меньшего числа моль газообразных веществ, а при уменьшении давления — в бОльшую сторону числа моль газообразных веществ. Если реакция протекает без изменения числа молей, то изменения давления не влияет на смещение равновесия.

3. Перемена объема

Изменение объема напрямую связано с изменением давления. Если увеличивать объем реакционного сосуда, то давление будет уменьшаться. Если уменьшать объем реакционного сосуда, то давление будет увеличиваться. Как только мы узнаём поведение давления в реакционном сосуде, делаем вывод на основании п. 2.

4. Перемена концентрации веществ

Если увеличить концентрацию исходных веществ и удалить продукты реакции, это приведет к смещению равновесия в сторону прямой реакции и наоборот.

5. Добавление катализатора или ингибитора

Напомним, что катализатор — это вещество, которое ускоряет химическую реакцию, но не участвует в ней. В свою очередь, ингибитор — вещество, которые замедляет реакцию и тоже в ней не участвует.

Катализатор и ингибитор не влияют на смещение химического равновесия.

Это связано с тем, что катализатор ускоряет как прямую, так и обратную химические реакции. Следовательно, состояние равновесия не изменяется.

**Принцип Ле Шателье-** Если на систему, которая находится в состоянии равновесия, накладывать некоторое внешнее воздействие, то в ней усилится тот процесс, который ведет к ослаблению этого воздействия, и положение равновесия сместится в ту же сторону.

1. **Растворы** – это однородные гомогенные системы, состоящие из частиц растворенного вещества, растворителя и продуктов их взаимодействия. Растворенное вещество равномерно распределено в растворителе. Раствор может состоять из двух и более компонентов. Растворы бывают жидкие, твердые и газообразные.

**Способы выражения концентрации растворов:**

1)Содержание

2)Массовая доля растворённого вещества (ω)

3)Молярная концентрация (c)

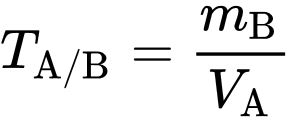
4)Нормальность раствора (нормальная концентрация, молярная концентрация эквивалента)

**Массовая доля** — это отношение растворенного вещества к массе раствора. Она может измеряться в процентах (от 0 до 100%) или в долях от единицы (от 0 до 1).

**МОЛЯРНОСТЬ РАСТВОРА** — концентрация раствора, выраженная числом молей (см.) растворённого вещества, содержащихся в 1 л раствора. Раствор, в 1 л которого содержится 1 моль растворённого вещества, называется молярным.

**Моляльная концентрация** — это число молей растворенного вещества в 1 кг растворителя (а не раствора!). Моляльность выражается в моль/кг и обозначается маленькой буквой m. Формула для вычисления моляльной концентрации: *m* = n/m.

**Титр** по растворенному веществу, или просто титр — синоним понятия «массовая концентрация» вещества, которым титруют. Титр по определяемому веществу или условный титр — масса какого-либо вещества (в граммах), реагирующая с одним миллилитром титранта. Иными словами: масса определяемого вещества, оттитровываемая одним миллилитром рабочего раствора, которым титруют.

Рассчитывается по формуле: 

1. Вещества, растворы которых проводят электрический ток, называют **электролитами** (Растворы сахара, спирта, глюкоза и некоторых других веществ не проводят электрический ток)

Вещества, растворы которых не проводят электрический ток, называют **неэлектролитами**

1. **Коллигативные свойства** – это свойства растворов, зависящие от числа частиц растворенного вещества. К **коллигативным свойствам** растворов электролитов относят:

1) понижение давления насыщенного пара растворителя над раствором,

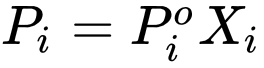
2) понижение температуры замерзания и повышение температуры кипения растворов по сравнению с температурами замерзания и кипения чистых растворителей.

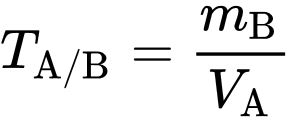
3) осмотическое давление.

К неэлектролитам относят:

1. Осмотическое давление
2. Понижение давления насыщенного пара
3. Понижение температуры замерзания
4. Повышение температуры кипения

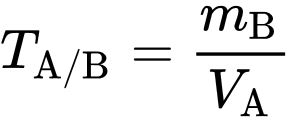
Эти свойства растворов зависят только от количества частиц растворенного вещества.

**Первый закон Рауля связывает** давление насыщенного пара над раствором с его составом; он формулируется следующим образом: Парциальное давление насыщенного пара компонента раствора прямо пропорционально его мольной доле в растворе, причём коэффициент пропорциональности равен давлению насыщенного пара над чистым компонентом.

Для бинарного раствора, состоящего из компонентов А и В (компонент А считаем растворителем), удобнее использовать другую формулировку: Относительное понижение парциального давления пара растворителя над раствором не зависит от природы растворённого вещества и равно его мольной доле в растворе. 

На поверхности оказывается меньше молекул растворителя, способных испаряться — ведь часть места занимает растворённое вещество.

Растворы, для которых выполняется закон Рауля, называются идеальными. Идеальными при любых концентрациях являются растворы, компоненты которых очень близки по физическим и химическим свойствам (оптические изомеры, гомологи и т. п.), и образование которых не сопровождается изменением объёма и выделением либо поглощением теплоты. В этом случае силы межмолекулярного взаимодействия между однородными и разнородными частицами примерно одинаковы, и образование раствора обусловлено лишь энтропийным фактором.

**Второй Закон Рауля:** Отличие давления паров над раствором от давления паров над чистым растворителем существенно влияет на процессы кристаллизации и кипения. Из первого закона Рауля выводятся два следствия, касающиеся понижения температуры замерзания и повышения температуры кипения растворов, которые в объединённом виде известны как второй закон Рауля.Понижение температуры кристаллизации растворов**.** Условием кристаллизации является равенство давления насыщенного пара растворителя над раствором давлению пара над твёрдым растворителем. Поскольку давление пара растворителя над раствором всегда ниже, чем над чистым растворителем, это равенство всегда будет достигаться при температуре более низкой, чем температура замерзания растворителя. Так, океанская вода начинает замерзать при температуре около −2 °C. Разность между температурой кристаллизации растворителя T°fr и температурой начала кристаллизации раствора Tfr есть понижение температуры кристаллизации.Понижение температуры кристаллизации бесконечно разбавленных растворов не зависит от природы растворённого вещества и прямо пропорционально моляльной концентрации раствора.**.**

Поскольку по мере кристаллизации растворителя из раствора концентрация последнего возрастает, растворы не имеют определённой температуры замерзания и кристаллизуются в некотором интервале температур.

**Осмос** – явление селективной диффузии определенного сорта частиц через полупроницаемую перегородку. Это явление впервые описал аббат Нолле в 1748 г. Перегородки, проницаемые только для воды или другого растворителя и непроницаемые для растворенных веществ, как низкомолекулярных, так и высокомолекулярных, могут быть изготовлены из полимерных пленок (коллодия) или гелеобразных осадков, например, ферроцианида меди Cu2[Fe(CN)6]; этот осадок образуется в порах перегородки стеклянного фильтра при погружении пористого материала сначала в раствор медного купороса (CuSO4 x 5H2O), а затем желтой кровяной соли K2[Fе(CN)6] . Вещества диффундируют через такую перегородку, что является важным случаем осмоса, позволяющим измерять осмотическое давление, т. е. **осмотическое давление** – мера стремления растворенного вещества перейти вследствие теплового движения в процессе диффузии из раствора в чистый растворитель; распределяется равномерно по всему объему растворителя, понизив первоначальную концентрацию раствора.

1. **Электролитическая диссоциация** — это процесс, в ходе которого молекулы электролитов взаимодействуют с водой или другим растворителем и распадаются на ионы. Она может иметь обратимый или необратимый характер. Обратный процесс называется моляризацией. Благодаря диссоциации растворы электролитов обретают способность проводить ток. Схема электролитической диссоциации: KA ⇄ K+ (катион) + A- (анион). Иногда можно встретить выражение «**теория электрической диссоциации**», но так говорить не стоит. В этом случае можно подумать, что распад молекул на ионы обусловлен действием электротока. На самом деле процесс диссоциации не зависит от того, проходит ток в данный момент через раствор или нет. Все, что нужно — это контакт электролита с водой (растворителем).
2. **Степень диссоциации**-это отношение количества вещества электролита, распавшегося на ионы, к общему количеству растворенного вещества.

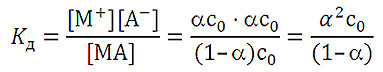
**Сильные электролиты** при растворении в воде практически полностью диссоциируют на ионы. У таких электролитов значение степени диссоциации стремится к единице в разбавленных растворах.

**Слабые электролиты** при растворении в воде почти не диссоциируют на ионы. У таких электролитов значение степени диссоциации стремится к нулю.

1. **Диссоциация кислот**: Кислотами называются электролиты, при диссоциации которых в качестве катионов образуются только катионы водорода (H+)

**Основаниями** называются электролиты, при диссоциации которых в качестве анионов образуются только гидроксид-ионы. **Основания, растворимые в воде называются щелочами**. Их немного. Это основания щелочных и щелочноземельных металлов: LiOH, NaОН, КОН, RbОН, СsОН, FrОН и Са(ОН)2, Sr(ОН)2, Ва(ОН)2, Rа(ОН)2, а также NН4ОН. Большинство оснований в воде малораство­римо.

1. Константа диссоциации — **вид константы равновесия, которая характеризует склонность объекта диссоциировать (разделяться) обратимым образом на частицы**, как, например, когда комплекс распадается на составляющие молекулы, или когда соль диссоциирует в водном растворе на ионы.

 **Закон разбавления Оствальда**. Закон разбавления показывает, что степень диссоциации данного слабого электролита зависит от его концентрации и константы диссоциации. Последняя в данном растворителе и для данного электролита зависит только от температуры. При очень низкой степени диссоциации (α < 1%) принимают, что (1 − α) ≅ 1. Тогда уравнение Оствальда упрощается до формулы: Kд = α2 с0. В таком приближенном виде уравнение Оствальда чаще всего и используется химиками.

Рассматривая зависимость степени диссоциации от концентрации слабого электролита, мы обнаруживаем, что повышение концентрации ведет к снижению степени диссоциации, а разбавление раствора, наоборот, к ее повышению.

1. Как и в других условиях, в растворах могут **протекать реакции**, сопровождающиеся передачей электронов (ОВР), реакции, сопровождающиеся передачей протонов (кислотно-основные реакции, КОР), и реакции, при которых не происходит ни того, ни другого.
2. **Диссоциация воды** представляет собой процесс ионизации чистой воды или в водном растворе, при котором молекулы воды теряют протон – ядро одного из своих атомов водорода. Вследствие депротонирования эти молекулы воды превращаются в гидроксидный ион, ОН-.

**Ионное произведение воды** — произведение концентраций ионов водорода Н+ и ионов гидроксида OH− в воде или в водных растворах, константа автопротолиза воды. Позволяет для любого водного раствора найти концентрацию ионов водорода, если известна концентрация ионов гидроксида, и наоборот.

**Водородный показатель** (pH)— характеризует концентрацию (точнее активность) ионов водорода в растворах. Численно равен отрицательному десятичному логарифму концентрации ионов водорода (в граммах-ионах на 1 л.): pH= −lg[Н+] г-ион/л, где [Н+] — концентрация ионов водорода.

**Водородный показатель** определяют обычно кислотно-щелочными индикаторами, изменяющими свою окраску при изменении pH, более точно — потенциометрическим методом.

**Водородный показатель** влияет на направление и скорость протекания многих химических реакций и биохимических процессов. Определение pH требуется в процессах флотации, гидрометаллургии, очистки сточных вод.

**Среда водных растворов** может быть **нейтральной, кислотной или щелочной**. В нейтральных растворах количество ионов и одинаково. В кислотных растворах больше ионов, а в щелочных — ионов. **Концентрацию ионов водорода** в растворе характеризует **«водородный показатель».**

1. **Гидролиз солей** — это реакция взаимодействия ионов соли с Н+ и ОН− ионами воды, которая ведет к распаду исходного соединения. В результате такого ионного обмена образуется слабый электролит — кислотный, щелочной или нейтральный. **Важное условие гидролиза** — наличие в составе соли слабого иона.

Равновесие гидролитической реакции в соответствии с законом действующий масс называется **константой гидролиза**. Величина показывает, насколько вещество способно к электролитической диссоциации. Чем больше значение константы, тем в большей мере протекает реакция.

**Степень гидролиза**— общее число молей растворённой соли. Степень гидролиза зависит от температуры и концентраций веществ участвующих в гидролизе: степень гидролиза возрастает с увеличением температуры и разбавлением раствора (увеличением концентрации воды).

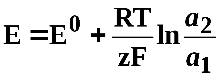
1. **Окислительно-восстановительная реакция (ОВР)** — это **реакция, которая протекает с изменением степеней окисления**. В такой реакции всегда участвуют вещество-окислитель и вещество-восстановитель. Другие вещества могут выступать в качестве среды, в которой протекает данная реакция.

В его основе **метода электронного баланса** лежит следующее правило: общее число электронов, отдаваемое атомами-восстановителями, должно совпадать с общим числом электронов, которые принимают атомы-окислители. 1) Составить уравнение; 2) Определить окислитель и восстановитель; 3) Составить электронные уравнения и найти коэффициенты при окислителе и восстановителе. 4) Уравнять количества атомов элементов, не изменяющих степень окисления

При **написании полуреакций** в ионной схеме указывают частицы, подвергающиеся изменению их степеней окисления, а также характеризующие среду, частицы:

H+ — кислая среда, OH— — щелочная среда и H2O – нейтральная среда. 1) Составить схему реакции. 2) Записать уравнение в ионном виде. 3) Определить окислитель и восстановитель и составить полуреакции процессов восстановления и окисления. 4) Найти коэффициенты для окислителя и восстановителя. 5) Просуммировать обе полуреакции. 6) Записать молекулярное уравнение

1. При контакте металлического проводника с раствором электролита на его поверхности возникает некий заряд, за счет переноса электронов, что приводит к возникновению разности электростатических потенциалов между электродом и находящимся с ним в контакте электролитом. Эта разность **называется электродным потенциалом.**

**Уравнение Нернста** позволяет предсказать максимальный рабочий потенциал, который может быть получен в результате электрохимического взаимодействия, когда известны давление и температура. 

1. Потенциал, возникающий на границе металл - раствор при активности потенциалопределяющих ионов в растворе 1 моль/л и температуре 298 К, называется **стандартным электродным потенциалом**. Его значение зависит только от природы металла.

**Потенциал стандартного водородного электрода** при стандартных условиях (101 325 Па, 298 К) принят равным 0. **Стандартный водородный электрод** является эталоном, относительно которого ведётся определение электродного потенциала всех существующих электродов.

1. Ряд напряжений или ряд **стандартных электродных потенциалов** позволяет численно оценить свойства металлов. Данный ряд характеризует способность каждого металла переходить в раствор в виде ионов, а также восстанавливаться из ионов до металла.
2. **Гальванический элемент** — это химический источник электрического тока, основанный на взаимодействии двух металлов и/или их оксидов в электролите, приводящем к возникновению в замкнутой цепи электрического тока. Таким образом, в гальванических элементах химическая энергия переходит в электрическую.

**Электродные процессы** – процессы, связанные с переносом зарядов через границу между электродом и раствором. **Катодные процессы** связаны с восстановлением молекул или ионов реагирующего вещества, анодные – с окислением реагирующего вещества и с растворением металла электрода

1. **Электролиз растворов** — более сложный процесс, так как кроме ионов металла и кислотного остатка в растворе присутствуют молекулы воды и ионы и , которые также могут участвовать в окислительно-восстановительном процессе при прохождении электрического тока.

**Электролиз расплава** — металлический калий на катоде, газообразный кислород и пары воды на аноде.

1. **Первый закон Фарадея**: при электролизе масса превращенного вещества прямо пропорциональна количеству электричества, прошедшего через электролитическую ячейку.

**Второй закон Фарадея**: при прохождении через электролит одного и того же количества электричества масса превращенного вещества зависит от массы и заряда ионов вещества.

1. **Химическую связь**, которая образуется в результате притяжения катионов металла к свободно перемещающимся электронам, называют металлической.

Электро– и теплопроводность металлов объясняются наличием свободных электронов, которые могут быть носителями электрического тока и переносчиками теплоты. Пластичность металла объясняется тем, что при механическом воздействии не рвется химическая связь, т. к. химическая связь устанавливается не между конкретными атомам и катионами, а между всеми катионами металла со всеми свободными электронами в кристалле металла.

1. **Кислоты взаимодействуют с металлами**, стоящими в ряду активности металлов левее водорода. В результате реакции образуется соль и выделяется водород. Можно сказать, что металлы, расположенные в ряду активности левее, вытесняют водород из кислот.
2. **Коррозия металлов или ржавление в химии** — это явление, которое возникает из-за взаимодействия металлической пластинки с веществами окружающей среды (кислородом воздуха или кислотами, с которыми может реагировать металлическое изделие).

Наиболее важными факторами, определяющими скорость **атмосферной коррозии** являются: влажность атмосферы; состав атмосферы; суммарная длительность пребывания пленки влаги, образовавшейся на поверхности металла; ее химический состав; температура воздуха.

1. **Химическая коррозия** – разрушение металла в среде, не проводящей электрический ток. **Электрокоррозия** – вид электрохимической коррозии, возникающей в среде электролита под действием внешнего электрического поля.

**Анодный процесс**— электрохимических процесс, в результате которого происходит окисление ионов раствора, расплава электролита (например, Cl- — Е → 1/2Сl2), материала электрода с переходом соотвествующих ионов в электролит (например, Cu — 2е-> Си2+) или образование на аноде новой фазы оксидов, нерастворимых солей и т. п. (например, Pb-2ε + SO42--» PbSO4). Анодный процесс является причиной коррозионных разрушений изделий из металлов и сплавов.

**Катодный процесс**— электрохимический процесс, в результате которого восставливаются ионы электролита (например, Н3O+ + e → 1/2H2 + H2О), в т.ч. с выделением на катоде металлов (например, Cu2++ 1е → Cu), или восстановлением ионов в составе компонентов электрода (PbSO4 + 1 е → Pb + SO42). **Катодный процесс** лежит в основе многих технологических процессов: получения металлов и сплавов, органического и неорганического вещества, нанесения защитных неметаллических покрытий на металлы и др.

1. По своей сути все способы защиты от коррозии, применяемые сегодня, можно разделить на 3 вида: 1)Конструктивные; 2)Пассивные; 3)Активные

**Конструктивные способы** – это защита коррозируемых металлов различными заслонами, защитными панелями, резиновыми прокладками, битумом или любыми другими не тонкослойными покрытиями

**Пассивные способы (барьерные**) – это грунты, краски, лаки и эмали, покрытия создающие барьер, направленный на изоляцию поверхности металла от взаимодействия с окружающей средой.

**Активные способы** – заключаются в повышении электродного потенциала металла или использовании другого металла, более активного, который будет жертвовать свои электроды, разрушаться сам, тем самым защищая от ржавчины металлическое изделие. Сегодня самым удобным и эффективным способом является именно этот – применение жертвующего собой металла, а металл, который для этого предпочитается – цинк.

1. **Анодные защитные покрытия** – это покрытия металлами, потенциал которых в электрохимическом ряду напряжений меньше потенциала основного металла.

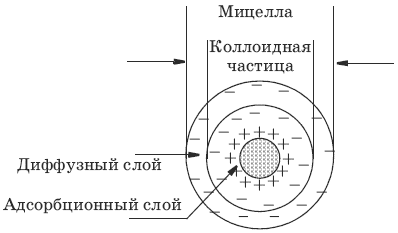
**Катодные защитные покрытия** – покрытия металлами, потенциал которых в электрохимическом ряду напряжений больше потенциала основного металла.

1. **Электрохимическая защита** –Электрохимическая защита надежно защищает изделие от коррозии, предупреждая разрушение подземных трубопроводов, днищ судов, различных резервуаров и т.п. Применяется электрохимическая защита в тех случаях, когда потенциал свободной коррозии находится в области интенсивного растворения основного металла либо перепассивации. Т.е. когда идет интенсивное разрушение металлоконструкции.

**Протекторную защиту** применяют, когда ток к объекту подвести трудно, дорого или просто невозможно. С помощью протекторов защищают объекты, находящиеся в нейтральных средах (море, реке, воздухе, почве и т. д.). Материалом для изготовления протекторов служит магний, цинк, железо, алюминий.

1. **Коллоидный раствор** (золь) — высокодисперсная система, в которой дисперсионная среда представляет собой жидкость, а размер частиц дисперсной фазы составляет от 1 до 1000 нм. См. золь.

**Истинные растворы** прозрачны, в них нельзя обнаружить отдельных частиц даже при помощи микроскопа. **Коллоидные растворы п**розрачны, но рассеивают свет – при пропускании света через прозрачный сосуд с раствором можно наблюдать светящийся конус. С помощью специального микроскопа в коллоидных растворах можно обнаружить отдельные частицы.

**Мицелла**— отдельная частица высокодисперсной коллоидной системы с жидкой дисперсионной средой, состоящая из ядра и поверхностной стабилизирующей оболочки. Средний размер мицелл составляет от 1 до 100 нм. 

1. **ДВА ВИДА УСТОЙЧИВОСТИ ДИСПЕРСНЫХ СИСТЕМ**

Под устойчивостью вообще понимается постоянство во времени свойств системы, которые обеспечиваются степенью дисперсности системы и распределением в ней частиц по размерам. Для дисперсных систем характерно проявление двух видов устойчивости - **седиментационной и агрегативной.**

**Коагуляция**— это объединение мелких частиц в более крупные. Коагуляция приводит к объединению мельчайших взвешенных примесей и выпадению их в виде хлопьевидного осадка.

**Седимента́ция** — осаждение частиц в водных или воздушных условиях, в результате чего формируются различные генетические типы осадков – **терригенные, биогенные, хемогенные, вулканогенные**. Седиментация происходит под действием гравитационного поля или центробежных сил.

1. **Адсорбция**-Поглощение, всасывание вещества из раствора или газа поверхностью твердого тела или поверхностным слоем жидкости.

**Поверхностное натяжение** – это сила, которая объединяет молекулы воды в невидимую упругую пленку.

**Поверхностно-активные вещества**— химические соединения, которые, концентрируясь на поверхности раздела фаз, вызывают снижение поверхностного натяжения.

1. **Основные классы органических соединений** биологического происхождения — белки, липиды, углеводы, нуклеиновые кислоты — содержат, помимо углерода, преимущественно водород, азот, кислород, серу и фосфор.
2. **Полимеры** – органические или неорганические вещества, состоящие из отдельных звеньев-мономеров, соединенных в длинные цепи-макромолекулы химическими или координационным связями. Примером природных органических полимеров могут служить белки, полисахариды, нуклеиновые кислоты.

**По происхождению полимеры делят на:**

1) природные, биополимеры (полисахариды, белки, нуклеиновые кислоты, каучук, гуттаперча);

2) искусственные - полученные из природных путём химических превращений (целлулоид, ацетатное, медноаммиачное, вискозное волокно);

3) синтетические - полученные из мономеров (синтетические каучуки, волокна/капрон, лавсан, пластмассы).

**По способу получения полимеры бывают:**

1) полимеризационные;

2) поликонденсационные.

**По структуре:**

1) линейные (высокоэластичные);

2) разветвленные;

3) сетчатые (низкоэластичные).

52. **Полимеризация** - процесс образования высокомолекулярного вещества (полимера) путем многократного присоединения молекул низкомолекулярного вещества (мономера, олигомера) к активным центрам в растущей молекуле полимера. **Реакции полимеризации делятся** на два типа: реакции присоединения и реакции конденсации. В ходе реакций присоединения, или цепной полимеризации, молекулы мономера соединяются в линейные или разветвленные цепи. При полимеризации по типу присоединения (A.) молекулы мономера полностью включаются в полимерную цепь.

**Поликонденсация** — процесс синтеза полимеров из полифункциональных соединений, обычно сопровождающийся выделением низкомолекулярных побочных продуктов (воды, спиртов и т. п.) при взаимодействии функциональных групп.