Вещество – состоит из частиц, масса покоя которых не равна 0.

Все вещества корпускулярные.

Поле характеризуется непрерывно.

Известные поля

* Электромагнитные
* Поля ядерных сил
* Волновые поля различных элементарных частиц
* Гравитационные

В современном естествознании вещества и поля состоят из различных частиц обладающих корпускулярно волновой природой.

К числу самых важных частиц стоит отнести

* Элементарные
* Атомные
* Молекулярные
* Продукты их агрегации и ассоциации

Мельчайшей химически не делимой частицей вещества является атом.

Атом – электро-нейтральная частица. Состоит из ядра и электронов. Система взаимосвязанных частиц (электронов, протонов, нейтронов)

Вид атомов с одинаковым зарядом ядра химическим элементом.

Z – Заряд ядра – главная характеристика атома.

Молекула – нейтральная по заряду наименьшая совокупность атомных частиц способная к самостоятельному существованию.

АЕМ – атомная единица массы.

Масса одной углеродной единице = 1/12 массы изотопа С12.

Аr (H) = 1;

Ar (O) = 16;

Mr (O2) = 32;

Количество вещества – моль. Кол-во вещ-ва содержащее столько же структурных элементов (атомы, молекулы, ионов и др.) сколько содержится атомов в нуклиде углерода С12 массой 12 грам.

Число Авогадро – число частиц в 1 моле вещ-ва 6.02 \* 1023

Молярная масса (М) – физическая величина равная отношению массы вещества к количеству вещества.

Масса атома может быть найдена если мы число частиц поделим на число Авогадро.

Химическая формула вещ-ва – показывает из каких элементов состоит данное вещество и сколько атом кажого элемента входит в состав молекулы. Выражение химических реакций через хим. Формулы называется хум. Уравнением.

# Основные законы химии

Атом в молекулярном учении опирается на законы, которые называются основными.

Закон сохранении массы (Автор Ломоносов) Количество вещества до реакции = количеству вещества после реакции в замкнутой системе.

Закон постоянного состава (Жосеф Пруст 1799)

Есть дальтониды, бертоллиды (разобрать что это)

Объёмных отношений (Гей Люссак 1908)

Закон Дальтона – закон кратных отношений.

Закон Авогадро (1911 год) – Гипотеза Авогадро. (Равные объёмы газов при одинаковых условиях содержат одинаковое количество частиц).

Закон эквивалентности: Виньямин в 1942 году вводит понятие «Соединительные веса».

Закон эквивалентов

Вещества взаимодействуют в количествах, пропорциональных им эквивалентов. Масса эквивалента эквивалентна. Э = 1 / В

Э(О) = ¼ Э(Н) = 1.2

Эквивалент – весовое количество элемента соединяющиеся с одной частью водорода и замещающие его соединения.

Молярная эквивалента вещества есть такая его масса, которая соединяется или замещается, а реакции один моль атомов водорода 8 граммов атомов кислорода или любой другой эквивалентной ей.

При расчёте мы используем универсальную формулу

Фактор эквивалентности – число равное той доле частице Х которой является эквивалентом вещества в данной реакции.

Пример

## Эквивалентная молярная масса гидроксида

Молярная масса эквивалента гидроксид

N – Число атомов металла.

В – Валентность металла.

## Определение молярное массы эквивалента в реакции обмена.

Кислота работает как одноосновная

## Растворы

Растворами называются однофазные смеси (гомогенные системы переменного состава) переменного состава состоящие из 2-ух и более веществ. Под растворами понимают любые гомогенные смеси в любом агрегатном состоянии.

Наиболее важны жидкие смеси – именно они и называют растворами. После смешивания эти растворы остаются жить.

Истинные растворы – растворы молекулы вещества, которые распределены среди молекул растворителя.

Кислоты бывают насыщенные/ненасыщенные концентрированные/разбавленные.

Способы выражения состава раствора

Менделеев изучал растворы и даже предложил теорию растворов

Общий тепловой эффект растворения будет положительным или отрицательным в зависимости от того какой суммарный тепловой эффект сопровождает весь процесс растворения.

Растворение сопровождается изменением объема, что тоже подтверждает наличие химического взаимодействия растворённого вещества и растворителя. Массовая доля – отношение массы вещества к массе раствора в %.

Расшифровка концентрации

Молярная концентрация эквивалента – число эквивалентных масс вещества, содержащиеся в одном литре раствора.

означает что в одном литре раствора содержится

М1 – масса вещества в граммах

М2 – масса растворителя в килограммах.

Можно производить пересчёт одного количественного выражения в другое. Пользуясь формулами связи величин.

Если взять растворы разных нормальностей, то объём раствора реагирующих веществ обратно пропорционален их нормальности.

# Жёсткость воды

Природная вода, насыщаясь растворимыми солями, приобретает специфические свойства.

Жёсткость – совокупность свойств воды, обусловленная присутствием в ней солей.

|  |  |
| --- | --- |
| Жесткость | |
| Временная  Карбонатная  Катионная  Ca(HCO3)2  Mg(HCO3)2 | Постоянная  не карбонатная  Не анионная  CaSO4  MgSO4  CaCL2  MgCL2 |

Проявление жёсткости – осаждаются твёрдые соли (накипь), накипь имеет низкую теплопроводность, что приводит к порче (взрыву) котла.

Методы умягчения воды.

1. Кипячение.
2. Содовый.  
   Универсальный Реакция с Na2CO3
3. Карбонатный
4. Na2B4O7

Жёсткость общая = жёсткость временная + жёсткость постоянная.

Жобщая = ЖCa2+ + ЖMg2+

Жёсткость в размере 1 означает что в одном литре воды содержится 1 мили эквивалентная масса ионов кальция т.е. 20 мг, или одна мили эквивалентная масса ионов калия т.е. 1.12 миллиграмм.

## Жёсткость морей и океанов

Меньше 2 малая жёсткость  
От 2 до 10 средняя жёсткость  
От 10 и больше высокая жёсткость

В чёрном море кольцевая жёсткость 12 милливольта  
Магниевая 53 милливольта

Каспийское кольцевая 36, магниевая 34.

Океаны Кольцевая 24.

Вода в реках и озёрах 0.1 – 0.2 миллиграмма.

В одних странах всё измеряется в молях, в других в градусах.

# Термодинамика

Энергетика химических процессов.

**Химическая термодинамика** – изучает переходы химической энергии в другие формы (тепловую, электрических), устанавливают количественные законы этих переходов, а также направления и пределы самопроизвольного протекания химических реакций при заданных условиях.

Система – совокупность находящихся во взаимодействии веществ мысленно или фактически. Системы бывает открытая, закрытая и изолированная. Закрытая может обменивается только энергией с окружающей средой, изолированная не обменивается с внешней средой ничем.

U – Внутренняя энергия характеризует (Общий запас энергии системы)

A – Работа (для химического взаимодействия характерна работа расширения, её обычно выделяют из всех видов работы часто это единственный вид работы)

Q – Теплота

Н – энтальпия H = U+pV

Исходя из вышеописанного теплота, подведённая к системе при постоянном давлении, расходуется на приращении энтальпии системы – есть работа расширения.

Энтальпия – измеренный при постоянном давлении запас энергии, то есть теплосодержание системы.

Тепловой эффект хим реакции определяется только природой и состояниями исходных и конечных продуктов, но не зависит от промежуточных химических реакций, т.е. о свойствах перехода гачального до конечного.

Изменение энтальпии равно сумме изменений энтальпии продуктов реакции за вычетом суммы изменений энтальпии исходных веществ взятых с учётом коэффициентов в уравнениях реакций.

H – дж/моль

Тепловое образование – тепловой эффект получения одного моля сложного вещества из простых, взятых в их устойчивых состояниях.

Как правило самопроизвольно протекают процессы экзотермические.

Энтропия (S)

Для процессов измеряют изменение энтропии.

Энтропия – свойство системы, мера её неупорядоченности.

В замкнутой макросистеме энтропия при любом реальном процессе либо возрастает, либо остаётся неизменной, но никогда самопроизвольно не уменьшается. Расчёт ведётся по следствию законна Гесса.

Энтропия равна 0 в идеальном кристалле при нуле кельвинов.

Термохимическое уравнение – агрегатные состояния продуктов, тепловой эффект.

Суммарный эффект влияния движущих сил на процесс протекающий при постоянных, температуре и давлении отражается изменением изобарно, изотермического потенциала или энергии Гибса.

Условия при которых данный процесс всегда проходят в прямом направлении.

# Электролитическая диссоциация

Проводники – вещества.

К проводникам первого рода относятся металлы, потому что имеют свободные электроны.

К проводникам второго рода относятся некоторые растворы солей и оснований, а так же некоторые вещества главным образом соли в расплавленном состоянии. Передача электричества осуществляется движением ионов как положительных, так и отрицательных.

– Соль, обладающая ионной связью.



 Диполь

Электропроводность зависит от числа частиц. Распад происходит сам по себе без участия электричества.

Вещества распадаются на ионы в разной степени, следовательно, есть величина степени электрической диссоциации.

A < 1 или в процентах – слабые электролиты.

Чтобы сравнить электролиты по силе надо обязательно взять растворы одинаковой концентрации.

С увеличением разведения (уменьшением концентрации) степень диссоциации электролита возрастает.

Вода очень слабый электролит.

# Окислительно-восстановительные реакции

Происходят или сопровождаются переносом электронов от одних веществ к другим.

Два сопряжённых процесса

* Окислительный – отдача электронов
* Восстановительный – приём электронов

Важно учитывать степень окисления

Степень окисления – число электронов, смещённых от данного элемента в соединении или к данному элементу от или к атому. Понятие это весьма условно. Условно принято говорить об отдаче электронов.

**Степень окисления** выражается величиной электрического заряда если предположить, что электроны при образовании химической связи полностью принадлежат более электроотрицательным атомам. Т.е. степень окисления равна заряду иона если предположит, что молекула полностью из них состоит.

Цель всё объяснить до функций и прийти к расстановке коэффициентов в реакции.

Для определения степеней окисления необходимы следующие положения:

* Степень окисления атома любого элемента находящегося в свободном состоянии.
* Степень окисления водорода в любом не ионном соединении +1 .
* Степень окисления кислорода во всех соединениях -2 кроме перекиси водорода .
* Металлы I II III групп проявляют степень окисления равную молю групп .
* В не металлах как правило имеются две степени окисления, высшая номер группы –(-8 н.г).
* Есть и другие степени окисления помимо высшей и низшей. S -2;+6;+4;

Степень окисления можно рассчитать если известно соединение

Обнаружить высшие степени окисления, последовательно возрастающие величины вплоть до 7 у марганца.

Функция окислитель – то вещество, которое само восстанавливается.

Типичные окислители

Типичные восстановители

* Металлы (есть исключения)

Окислительно-восстановительные реакции бывают нескольких типов.

1. Контрпропорционирование.

# Гальванические элементы

Химические источники электрической энергии, гальванические элементы.

Электрохимия представляет собой область химии реакции, протекающие с подводом и отводом электрической энергии, такие процессы называются электрохимические. Устройства, которые преобразуют энергию хим-реакции в электрическую называются гальваническими элементами.

Первые представление связи химических явлений и электрических относятся к концу 18, началу 19 века.

Итальянский физик Вольта расположил металлы в электрохимический ряд напряжений 1793 по 1805г.

Майкл Фарадей в 1834 году ввёл в науку таки понятия как подвижность заряженных частиц, электролиты, электролиз, ионы, катод, анод, электроды.

Электрохимический ряд напряжений:

Химический характер металла обусловлен тем насколько легко метал окисляется, металлы способны только окислятся, металлы, которые проявляют лёгкую способность к окислению, называют неблагородными, а те которые окисляются с большим трудом – благородные.

Существует восстановительная способность атомов. Металлы находящиеся выше в ряде напряжений имеющие меньший потенциал, значит являющиеся более активными, вытесняют менее активные из растворов солей.

ЭДС – должна быть больше нуля.

Образуется двойной электрический слой

Измерить абсолютное значение этого потенциала невозможно, поэтому для характеристики данного процесса пользуются относительными значениями, т.е. находят разность потенциалов () Потенциал водородного электрода равен 0. Замерен с использованием раствора серной кислоты 1 моль/литр

Схема водородного электрода:

Составить гальванический элемент из водорода и того металла которой мы хотим получить.

Правила составления гальванического элемента

1. Катодом выступает металл, имеющий больший потенциал, катод имеет знак +, на катоде процесс востановления.
2. Метл с меньшим потенциалом называют анодом, на аноде окисление, знак минус (-).
3. Необходим электролит, как правило раствор соли (иногда кислоты), если раствор соли, то соли должны быть: Растворимые, одноимённые, соответствующие.

Пусть мы хотим измерить потенциал алюминия, мы должны составить гальванический элемент.

Алюминий | стандартный водородный электрод.

Любой разбор гальванического элемента надо начинать с потенциалов.

На катоде восстановление ионы меди.

Электродный потенциал зависит от числа электронов и температуры, зависимость выражается формулой Нернста: .