

Раздел 1. Растворы электролитов и неэлектролитов

Классификация растворов.

По агрегатному состоянию:

- твердые
- жидкие
- газообразные

По состоянию равновесия

- насыщенные - раствор который находится в равновесии с твердой фазой раствора вещества и содержит ее максимально возможное количество в данных условиях
- ненасыщенные - концентрация меньше чем в насыщенных
- пересыщенные - концентрация больше чем в насыщенных

По концентрации

- разбавленные
- концентрированные

По типу растворителя

- водные
- спиртовые
- аммиачные
- бензольные

По электропроводности

- электролиты
- неэлектролиты
- промежуточные

Способы выражения концентрации растворов.

Способы точного выражения концентрации:

- 1) процентная концентрация - количество граммов растворенного вещества в 100 граммах раствора
- 2) молярная (M) - количество грамм молей растворенного вещества в одном литре раствора
 $m = C * M_{\text{в}} * V$
- 3) нормальная (N) количество грамм - эквивалентов растворенного вещества в одном литре раствора

$$Э = \frac{M_{\text{в}}}{\text{вал.мет} * \text{число атомов}}$$

$$m = C * Э * V$$

- 4) моляльная (m) - отношение количества вещества содержащегося в растворе к массе растворителя (моль/кг)

Титр раствора - число граммов растворенного вещества в 1 мл (см³) раствора.

Теория электролитической диссоциации.

Электролитическая диссоциация - процесс распада вещества на ионы при растворении или при плавлении.

Положения электролитических диссоциаций:

1. При растворении в воде электролиты диссоциируют (распадаются) на ионы. Свойства ионов отличаются от свойств атомов или группы атомов, из которых они образовались.

- Причиной диссоциации электролита в водном растворе является его гидратация, т. е. взаимодействие электролита с молекулами воды и разрыв химической связи в нём. В растворе ионы существуют в гидратированном виде, в отличие от безводных солей, в которых ионы негидратированные. Свойства гидратированных ионов отличаются от свойств негидратированных ионов.
- Под действием электрического тока катионы движутся к отрицательному полюсу источника тока — катоду, а анионы — к положительному полюсу источника тока — аноду.
- Химические свойства растворов электролитов определяются свойствами тех ионов, которые они образуют при диссоциации.

Количественной характеристикой диссоциации электролита является степень диссоциации α .

степень диссоциации α - это отношение числа молекул распавшихся на ионы к общему числу растворенных молекул в объеме (V)(α) Если $\alpha < 30\%$ электролит слабый, $\alpha > 30\%$ электролит сильный.

К сильным электролитам относятся:

- Кислоты: HCl , HNO_3 , H_2SO_4 , H_2SeO_4 , HBr , HI , $HMnO_4$, $HClO_4$
- Гидроксиды щелочных и щелочноземельных металлов:
 - щелочные: $LiOH$, KOH , $NaOH$, $RbOH$, $CsOH$
 - щелочноземельные: $Ca(OH)_2$, $Sr(OH)_2$, $Ba(OH)_2$

$Be(OH)_2$, $Mg(OH)_2$ — слабые электролиты

Диссоциация сильных и слабых электролитов

Средние или нормальные соли и кислые и основные соли по первой стадии диссоциации:

а) - сильные

б) - слабые

Диссоциация кислот:

а) $H_2SeO_4 \rightarrow 2H + SO_4$ - диссоциирует одну стадию на все ионы водорода и кислотный остаток.

б) $H_2SO_3 \leftrightarrow H + HSO_3$

$HSO_3 \leftrightarrow H + SO_3$ - диссоциирует ступенчато на каждой стадии отделяя по иону H

Диссоциация оснований:

а) $Sr(OH)_2 \rightarrow 2OH + Sr$ - диссоциирует в одну стадию на все OH группы и на ионы металла

б) $Ni(OH)_2 \leftrightarrow OH + NiOH$

$NiOH \leftrightarrow OH + Ni$ - диссоциирует ступенчато на каждой стадии отделяется по гидроксильной группе

Диссоциация средних солей:

а) $Al_2(SO_4)_3 \rightarrow 2Al + 3(SO_4)$ - диссоциирует в одну стадию на все катионы и анионы

Диссоциация кислых солей:

б) $NaH_2PO_4 \rightarrow Na + H_2PO_4$

$H_2PO_4 \leftrightarrow H + HPO_4$

$HPO_4 \leftrightarrow H + PO_4$ - на первой стадии отделяются ионы металла, на последних по 1 ионы H

Диссоциация основных солей:

$FeOH(NO_3)_2$ - гидроксонитрат железа (III)

$FeOH(NO_3)_2 \rightarrow 2NO_3 + FeOH$

$FeOH \leftrightarrow OH + Fe$ - на первой стадии отделяются анионы, на последней по одной OH группе

Факторы, влияющие на процесс диссоциации

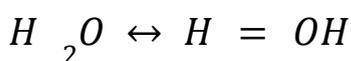
Факторы влияющие на процесс диссоциации:

- 1) природа растворенного вещества()
передается через характер химической связи) - лучше диссоциируют вещества с ионным типом связи
- 2) природа растворителя: способность растворителя вызывать диссоциацию (называется ионизирующей способностью, она количественно оценивается величиной диэлектрической проницаемостью)

$$\varepsilon_{H_2O} = 81, \varepsilon_{C_2H_5OH} = 27, \varepsilon_{C_6H_6} = 2,3$$

Чем больше ε тем выше растворимость

Диссоциация воды



Водородный показатель

$[H^+] * [OH^-] = 10^{-14}$ моль/л² - ионное произведение воды

$[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}$ моль/л - нейтральный раствор

$[H^+] > [OH^-]$ - кислый раствор

$[H^+] < [OH^-]$ - щелочной раствор

$$pH = -\lg[H^+] \text{ моль/л}$$

концентрация ионов водорода:

$[H^+] - \text{моль/л}$	$10^{-1} \dots 10^{-6}$	10^{-7}	$10^{-8} \dots 10^{-14}$
pH	1 ... 6	7	8 ... 14
	кислая	нейтральная	щелочная

$$pOH = -\lg[OH^-] \text{ моль/л}$$

$$pH + pOH = 14$$

Ионные реакции в растворах

Окислительно-восстановительные реакции.

ОВР имеют широкое распространение, к ним относятся получение:

- металлов
- галогенов
- кислот
- аммиака

- строительных материалов
- пластмасс
- лекарств

Окисление - процесс отдачи электронов молекулой или ионом.

Восстановление - процесс присоединения электронов атомом, молекулой или ионом

Окислитель - это атом, молекула или ион принимающий электроны.

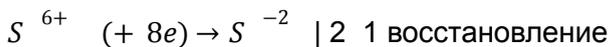
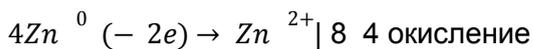
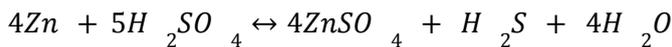
Восстановитель - это атом, молекула или ион отдающий электроны.

Количество электронов отданных восстановителем равно количеству электронов принятых окислителем.

Степень окисления - условно приписываемые заряды которые могли бы приобрести атомы элемента если бы отдали или присоединили некоторое количество электронов

Для составления ОВР применяют метод электронного баланса и метод ионно-электронного баланса.

Метод электронного баланса:

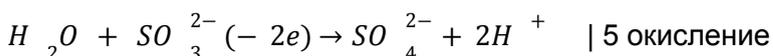
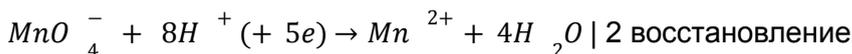
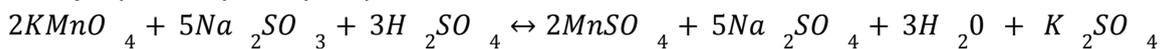


выписали электроны которые изменили степень окисления, определили число принятых и отданных электронов нашли общее кратное и переставили коэффициенты в основное уравнение.

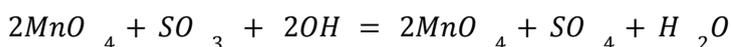
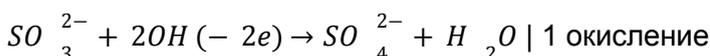
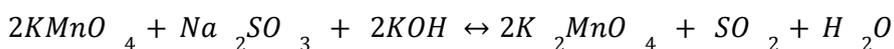
Метод ионно-электронного баланса:

в реакциях принимают участие ионы

важную роль играет pH среды



использовали ионы H и молекулы воды



выравнивали с помощью гидроксильных групп и молекул воды.

На границе окисленных и восстановленных форм возникают окислительно-восстановительный потенциал, его можно вычислить по формуле Нернста.

$$\gamma_{ab} = \gamma^0 + \frac{RT}{nF} * \ln \frac{C_{\text{ок.ф}}}{C_{\text{вос.ф}}}$$

γ^0 - стандартный ОВ потенциал

n - число электронов участвующих в реакции

F - постоянная Фарадея

$$\gamma_{ab} = \gamma^0 + \frac{0.059}{n} * \lg \frac{C_{\text{ок.ф}}}{C_{\text{вос.ф}}}$$

$$E = \frac{\gamma_{\text{ок}}}{\gamma_{\text{вос}}} \quad E > 0 - \text{реакция идет}$$

$$\Delta G = -n * F * E = -R * T * \ln K_p$$

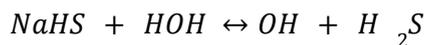
$$K_p = 10^{\frac{E \cdot n}{0.059}}$$

Гидролиз

Гидролиз - реакции обмена между водой и растворенным в ней солями.

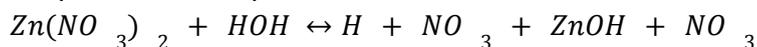
Гидролиз возможен в 3-х случаях:

- 1) Гидролиз соли образованной сильным основанием и слабой кислотой:



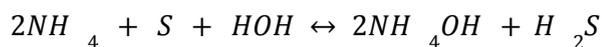
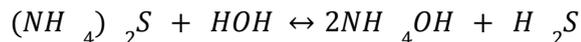
pH > 7 - щелочная среда

- 2) Гидролиз соли образованной сильной кислотой и слабым основанием:

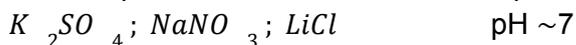


pH < 7 - кислая среда

- 3) Гидролиз соли образованной слабыми электролитами:



Соли образованные сильными электролитами не подвергаются реакции:



Степень гидролиза (β) - отношение числа гидролизированных молекул к общему числу растворенных молекул соли.

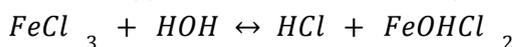
$$K_B = 10^{-14}$$

$$K_r = \frac{K_B}{K_d} \quad \beta = \sqrt{\frac{K_B}{K_d \cdot C}}$$

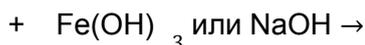
Факторы влияющие на гидролиз:

- Температура - с ростом температуры гидролиз усиливается
- Концентрация - чем меньше концентрация, тем больше степень гидролиза

Влияние добавки кислоты или щелочи:



+



Гидролиз можно подавить или усилить добавив кислоту или основание.

Раздел 2. Металлические материалы

Кристаллическое строение металлов

- Черные - железо и его сплавы, марганец, хром
- цветные - медь, сплавы цинка, олова, свинца
- благородные - золото, платина
- щелочные
- щелочноземельные
- переходные (d - элементы)

По редкости:

- Редкими
- Распространенными

По плотности:

- Легкими $< 5 \text{ г/см}^3$
- Тяжелыми $> 5 \text{ г/см}^3$

По твердости:

- Мягкими
- Твердыми (Хром)

По температуре плавления:

- Легкоплавкие $< 1000^\circ\text{C}$
- Тугоплавкие $> 1500^\circ\text{C}$

Металлы имеют общие физические свойства:

- Электропроводность
- Теплопроводность
- Пластичность (Ковкость)
- Электронная эмиссия - способность металла испускать поток электронов при поглощении энергии
- Металлический блеск - металлы непрозрачны, отражают падающие световые лучи
- Все металлы полностью отражают радиоволны

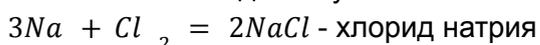
Кристаллические решетки металлов:

- Объемно - центрированная кубическая решетка (Fe, Cr, W, V, Mo) - куб с атомом в центре
- Гексагональная плотноупакованная решетка (Zn, Mg, Cd) - шестиугольники в основании, внутри каждой фигуры атомы
- Тетрагональная решетка (Fe, Ti, Sn, C) - растянутый вдоль одной оси куб
- Гранецентрированная кубическая решетка (Fe, Cu, Al, Ni, Au) - Куб с атомами в центре каждой грани

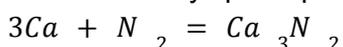
Получение и химические свойства металлов

Металлы имеют положительную степень окисления и обладают восстановительными свойствами.

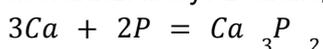
Металлы взаимодействуют с галогенами:



Металлы могут реагировать с азотом:



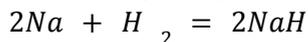
Металлы могут взаимодействовать с фосфором:



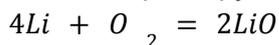
Металлы могут реагировать с серой:



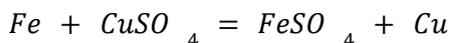
Металлы реагируют с водородом:



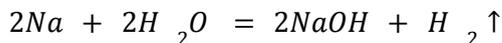
Металлы реагируют с кислородом:



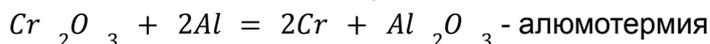
Металлы могут реагировать с солями:



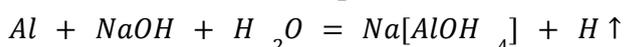
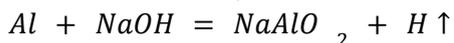
Металлы реагируют с водой:



Активные металлы реагируют с оксидами:



Металлы реагируют с щелочами:



тетрагидроксоалюминат натрия

Взаимодействие металлов с кислотами

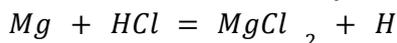
Металлы реагируют с кислотами с образованием солей.

Характер взаимодействия зависит от активности металла, свойств и концентрации кислоты.

Роль окислителя в кислоте играют ионы H или кислотный остаток.

Взаимодействие металла с соляной кислотой (HCl)

Металлы взаимодействуют с ней согласно ряду напряжений.

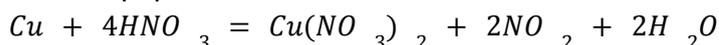


Взаимодействие металлов с азотной кислотой:

Концентрированная и разбавленная азотная кислота окисляет металлы без выделения H
окислителем в ней является NO₃

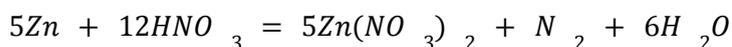
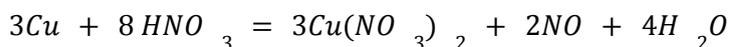
Азотная кислота пассивирует многие металлы (не реагирует с ними)

Концентрированная азотная кислота:

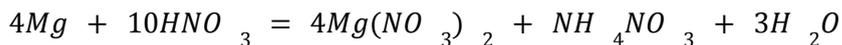


Концентрированная азотная кислота восстанавливается до NO₂

Разбавленная азотная кислота может восстанавливаться до NO, N₂O, N₂

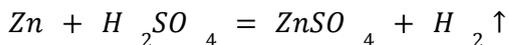


Очень разбавленная азотная кислота может восстанавливаться до степени окисления -3:

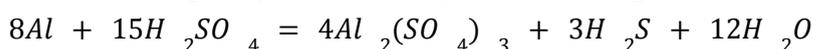
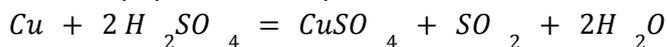


Взаимодействие с серной кислотой:

Разбавленная серная кислота:



Концентрированная серная кислота:



Электронный баланс

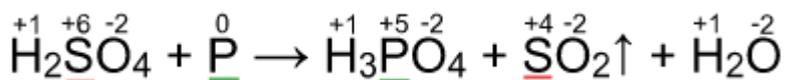
Метод электронного баланса — метод расстановки коэффициентов в окислительно-восстановительной реакции, основанный на том, что количество электронов, отданных восстановителем, равно числу электронов, полученных окислителем.

Алгоритм расстановки коэффициентов данным методом выглядит следующим образом:

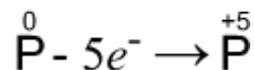
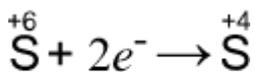
1) Следует записать схему реакции, указав формулы всех реагентов и продуктов. Например, при взаимодействии концентрированной серной кислоты с фосфором образуется фосфорная кислота, диоксид серы и вода:



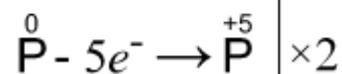
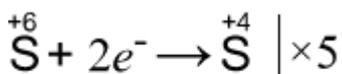
2) Далее следует расставить все степени окисления и найти те элементы, у которых изменилось значение степени окисления.



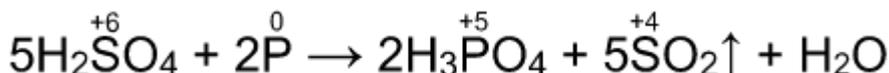
3) После расстановки степеней окисления химических элементов находят те элементы, которые изменили свои степени окисления. Далее записывают уравнения полуреакций окисления и восстановления. В нашем случае они имеют вид:



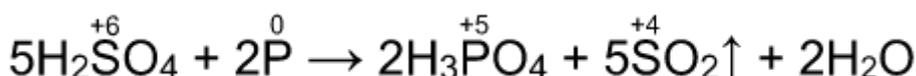
4) Поскольку количество отдаваемых электронов восстановителем должно быть равно количеству принимаемых электронов окислителем, далее следует подобрать дополнительные множители к записанным полуреакциям:



5) Подобранные к полуреакциям множители переносятся в схему реакции:



6) Отталкиваясь от тех коэффициентов, которые уже известны из электронного баланса, оставшиеся коэффициенты расставляют методом подбора:



Электродные потенциалы металлов

Стандартные электродные потенциалы металлов указывают на меру восстановительной способности атомов металла и меру окислительной способности ионов металла. Чем более отрицательное значение имеет потенциал металла, тем более сильными восстановительными способностями обладает этот металл.

Электродвижущая сила гальванического элемента и ее измерение

ЭДС - разность потенциалов двух электродов в гальваническом элементе.

Гальванический элемент - система из двух электродов, в которой энергия химической реакции преобразуется в электрическую.

ЭДС гальванического элемента можно измерить вольтметром.

$E_{\text{элемента}} = E_{\text{катода}} - E_{\text{анода}} > 0$

Для нестандартных условий ЭДС элемента находится из разности электродных потенциалов, вычисленных по уравнению Нернста

Уравнение Нернста:

$$E = E^0 + \frac{RT}{ZF} \ln \frac{a_{ox}}{a_{red}} = E^0 + \frac{0.059}{Z} \ln \frac{a_{ox} [B]}{a_{red}}$$

Стандартный водородный электрод и водородная шкала потенциалов

Стандартный водородный электрод представляет собой платиновую пластинку, покрытую "платиновой чернью", частично погруженную в раствор кислоты с активностью ионов гидроксония = 1. Через раствор пропускают постоянный ток, ионы H(+) водорода (H₂) под давлением 1 атм.

(H₂ + 2H₂O = 2H₃O⁺ + 2e⁻ и схема электрода Pt, H₂/H(+))

Платиновая пластина служит для диссоциации молекулярного водорода на атомы, а также является проводником. Значение электродного потенциала зависит от природы металла, его концентрации ионов в растворе от t.

Водородная шкала потенциалов - условная шкала потенциалов, где водородный электрод имеет потенциал равный 0. Для определения (ФИ) электрода по водородной шкале собирают гальванический элемент с водородным электродом и измеряемым (не водород) электродом => (E_э = (ФИ)_{изм} - (ФИ)_{вод})

Химическая концентрационная поляризация электродов

Поляризация электрода - изменение потенциала электрода под действием электрического тока. Чем сильнее поляризован электрод, тем с большей скоростью протекает полуреакция на нем.

Потенциал анода: $E_a = E_p + \Delta E_a$, где E_p - равновесный потенциал.

Потенциал катода: $E_k = E_p - \Delta E_k$

Контракционная поляризация - изменение потенциала электродов вследствие изменения концентрации реагентов в приэлектродном слое при прохождении тока.

Концентрационная поляризация снижается при увеличении коэффициента диффузии и при уменьшении толщины приэлектродного слоя. $\Delta E_{\text{конц}} = E_{p,\text{уст}} - E_{p,\text{нач}}$

Химическая поляризация - изменение потенциала электродов вследствие изменения химического состояния электрода.

Перенапряжение водорода

Перенапряжение h - это сдвиг потенциала от равновесного значения, обусловленный замедлением протекания стадии разряда - ионизации.

Перенапряжение водорода представляет собой разность между потенциалом катода, на котором выделяется водород, и потенциалом равновесного водородного электрода, находящегося в том же растворе.

Электролиз растворов и расплавов солей

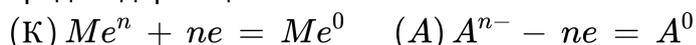
Электролиз - окислительно-восстановительный процесс, протекающий на электродах при прохождении тока через расплав или раствор электролита.

1) Расплав солей:

а) бескислородная соль :



б) кислородосодержащая соль:



2) Раствор солей:

Катод:

- Li - Al - восстановление воды $2H_2O + 2e = H_2 + 2 OH$
- Mn - Pb - восстановление воды и металла $Me^n + ne = Me^0$
- Cu - Au восстановление катионов металла: $Me^n + ne = Me^0$

Анод:

- Кислородный кислотный остаток:
 - Анод растворимый: Окисляется металл анода
 - Анод нерастворимый: Анионы не окисляются
- Бескислородный кислотный остаток:
 - Анод растворимый: Окисляется металл анода
 - Анод нерастворимый: Окисление аниона

(Если есть кислород, то сначала окисляется воды или OH группа)

Нерастворимые аноды: Графит, золото, платина

Растворимые аноды: Медь, железо, цинк

Раздел 3. Окислительно-восстановительные процессы

Химическая электрохимическая коррозия

Химическая коррозия - результат протекания химических реакций, в которых после разрушения металлической связи, атомы металла и атомы, входящие в состав окислителей, образуют химическую связь.

Электрический ток в этом случае не возникает. Такой тип коррозии присущ газу и жидким неэлектролитам(не проводят ток).

Химическая коррозия:

- Газовая - Влияние газов на металл
- Жидкостная - Протекает в нефти или керосине и др.

Электрохимическая коррозия металлов - процесс разрушения металлов в среде различных электролитов, который сопровождается возникновением внутри системы электрического тока - Атомы удаляются из кристаллической решетки в результате двух процессов:

- Анодного - металл в виде ионов переходит в раствор
- Катодного - образовывается при анодном процессе e , связываются с деполяризатором (окислителем)

Деполяризация - отвод электронов с катодных участков:

- Водородная - на катоде в кислой среде: $2H + 2e = H_2$ $2H_3O + 2e = H_2 + 2H_2O$
- Кислородная - на катоде в нейтральной среде $O_2 + 4H + 4e = 2H_2O$
 $O_2 + 2H_2O + 4e = 4OH(-)$

Стандартные электродные потенциалы и коррозия

1. Активные металлы (высокая термодинамическая нестабильность) - это щелочные металлы - кадмий. Их коррозия возможна даже в нейтральных средах.
2. Средней активности металлы (термодинамическая нестабильность) - металлы между кадмием и водородом. Подвергаются коррозии в кислых средах
3. Малоактивные металлы (промежуточная термодинамическая стабильность) между водородом и радием устойчивы к коррозии в кислых и нейтральных средах, в отсутствие O_2 и др.
4. Благородные металлы (высокая термодинамическая стабильность) - золото, платина, иридий, палладий. Подвергаются коррозии лишь в кислых средах в присутствии сильных окислителей.

Виды электрохимических коррозий:

- В растворах электролитов (кислот, оснований, солей, в природной воде)
- Атмосферная коррозия (в атм, любой влажный газ)
- Почвенная коррозия
- Аэрационная коррозия (неравномерные доступ воздуха к разным частям материалов)
- Морская коррозия (при наличии солей, газов, орг. веществ)
- Биокоррозия (в результате жизни бактерий и организмов вырабатывают CO_2 , H_2S и др)
- Электрокоррозия (в результате работы трамвайных линий и т.п)

Методы защиты от коррозии

- 1) Металлические покрытия:
 - анодное покрытие (более отрицательные (фи) - цинк
 - катодное покрытие (более положительное (фи) - медь, никель)
- 2) Неметаллические покрытия:
 - неорганические - цемент
 - органические - лаки, краски
- 3) Химические покрытия
 - оксидирование - оксидная пленка
 - фосфатирование - пленка фосфата
 - азотирование - насыщение поверхности азотом
 - воронение стали - поверхность взаимодействует с органическими веществами
 - цементация - на поверхности металла соединения с углеродом
- 4) Изменение состава технического металла и коррозионной среды:
 - в металл вводят соединения, увеличивающие стойкость
 - введение ингибиторов коррозии или удаление примесей из окружающей среды

Раздел 4. Органические соединения

Алканы. Гомологический ряд, изомерия, номенклатура. Методы синтеза. Реакции радикального замещения, крекинг. Циклоалканы.

Алканы - предельные углеводороды, содержащие одинарные связи между атомами углерода в молекуле.

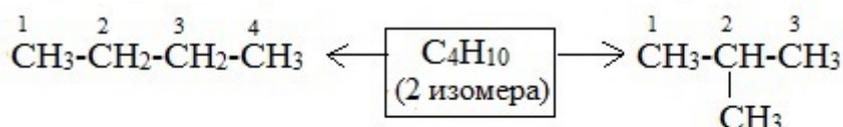
Общая формула: C_nH_{2n+2}

Название алканов и алкильных заместителей

состав алкана	название	алкильный радикал	название радикала
CH_4	метан	CH_3	метил
C_2H_6	этан	C_2H_5	этил
C_3H_8	пропан	C_3H_7	пропил
C_4H_{10}	бутан	C_4H_9	бутил
C_5H_{12}	пентан	C_5H_{11}	амил
C_6H_{14}	гексан	C_6H_{13}	гексил
C_7H_{16}	гептан	C_7H_{15}	гептил
C_8H_{18}	октан	C_8H_{17}	октил
C_9H_{20}	нонан	C_9H_{19}	нонил
$\text{C}_{10}\text{H}_{22}$	декан	$\text{C}_{10}\text{H}_{21}$	децил
$\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$	<i>алкан</i>	$\text{C}_n\text{H}_{2n+1}$	<i>алкил</i>

Изомерия алканов:

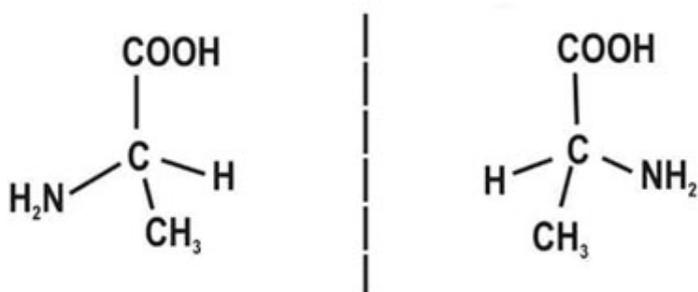
Структурная изомерия:



Нормальный бутан (н-бутан), имеет неразветвленную цепь углеродных атомов

Изобутан (2-метилпропан), имеет разветвленную цепь углеродных атомов

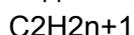
Оптическая изомерия:



Таким образом, для присвоения названия произвольному алкану необходимо сделать следующие шаги:

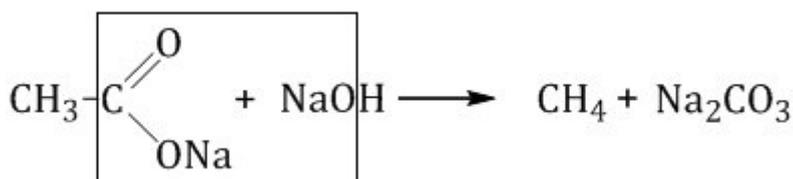
- **Выбрать главную неразветвлённую цепь** из атомов углерода. Принято выбирать цепь максимально возможной длины, причём так, чтобы на ней было максимально возможное число ответвлений.
- **Пронумеровать атомы углерода** в главной цепи натуральными числами. Начинать можно с разных сторон, поэтому выбирают такой порядок нумерации, чтобы как можно больше ответвлений имело минимальный номер.
- **Составить название** алкана, в котором заместители будут перечислены в алфавитном порядке, и для каждого заместителя будет указан номер атома главной цепи, на котором он расположен.

Радикалы:



Методы синтеза:

1. Реакция Вюрца:
 $CH_3 - H + 2Na + Cl - CH_3 \rightarrow 2NaCl + CH_3 - CH_3$
2. Водный или кислотный гидролиз карбида алюминия
 $Al_4C_3 + 12H_2O = 4Al(OH)_3 + 3CH_4$
3. Электролиз солей карбоновых кислот (Синтез Кольбе)
 $2CH_3COONa + 2H_2O \rightarrow H_2 + 2NaOH + 2CO_2 + C_2H_6$
4. Декарбосилирование солей карбоновых кислот (Реакция Дюма)



5. Гидрирование алкенов, алкинов, алкадиенов, циклоалканов
 $CH_2 = CH_2 + H_2 \rightarrow CH_3 - CH_3$
6. Синтез Фишера - Тропша (из смеси угарного газа и водорода)
 $nCO + (2n+1)H_2 \rightarrow C_nH_{2n+2} + nH_2O$
7. Гидрогенизация угля
 $2C + 4H_2 \rightarrow 2CH_4$
8. Гидрирование CO
 $CO + H_2 \rightarrow CH_4 + H_2O$
9. Крекинг нефти
 $C_8H_{18} \rightarrow C_4H_{10} + C_4H_8$

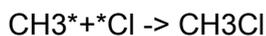
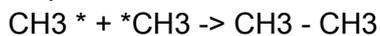
Радикальное замещение:

1. Галогенирование
 $CH_4 + Cl_2 \rightarrow CH_3Cl + HCl$
2. Нитрование алканов
 $CH_3 - CH_2 - CH_3 + HNO_3 \rightarrow CH_3 - CH(NO_2) - CH_3 + H_2O$

Стадии замещения:

1. Инициирование цепи: Молекула галогена разрывается на 2 радикала: $Cl_2 \rightarrow Cl^* + ^*Cl$
2. Развитие цепи: Радикал галогена взаимодействует с молекулой алкана и отрывает от него водород:
 $CH_4 + ^*Cl \rightarrow CH_3^* + HCl$
 $CH_3^* + Cl \rightarrow CH_3Cl + Cl^*$

3. Обрыв цепи: Столкновение радикалов



Крекинг:

Реакция разложения алкана с длиной углеродной цепью на алканы с более короткой углеродной цепью и алкены.



Крекинг:

- Каталитический (с катализаторами при низкой температуре)
- Термический (при высокой температуре)

Циклоалканы: Предельные(насыщенные) углеводороды, содержат замкнутый углеродный цикл.

Химические свойства:

- Присоединение
 1. Гидрирование:
$$\Delta + \text{H}_2 \rightarrow \text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$$
 2. Галогенирование:
$$\Delta + \text{Br}_2 \rightarrow \text{CH}_2(-\text{Br}) - \text{CH}_2 - \text{CH}_2(-\text{Br})$$
 3. Гидрирование:
$$\Delta + \text{HI} \rightarrow \text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2\text{I}$$

- Замещение

1. Галогенирование:



2. Нитрование



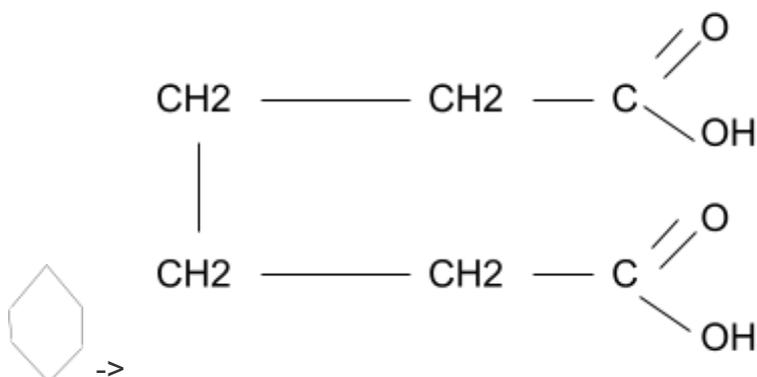
3. Дегидрирование



7. Горение:



8. Окисление HNO3



Алкены. Реакции электрофильного присоединения. Способы получения. Полимеры. Натуральный и синтетический каучуки.

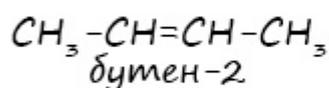
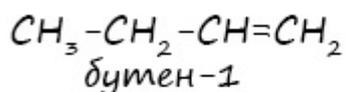
Непредельные углеводороды, в молекулах которых присутствует одна двойная связь.

Общая формула: C_nH_{2n}

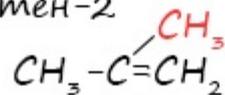
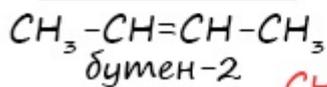
Изомерия Алкенов:

Изомерия алкенов

Положения
двойной связи

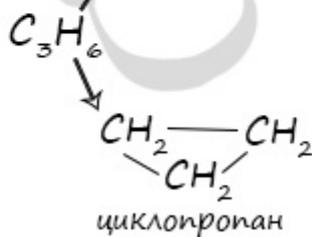
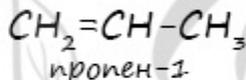


Углеродного
скелета

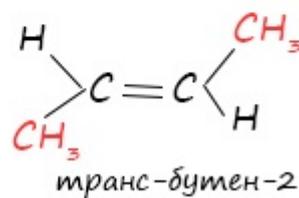
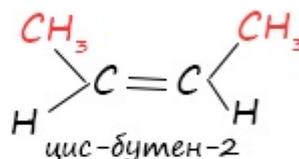


2-метилпропен-1

Межклассовая
с циклоалканами



Геометрическая



Реакции электрофильного присоединения:

Полимеры - высокомолекулярные вещества, состоящие из больших молекул цепного строения.

Мономеры - соединения, из которых образуются полимеры.

Классификация по происхождению:

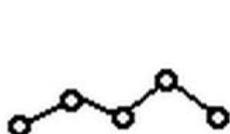
1. Неорганические (Алмаз, силикаты)
2. Органические (Крахмал, целлюлоза)
3. Элементоорганические

По способу получения:

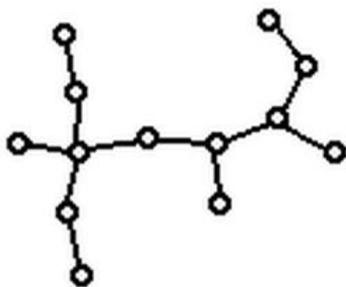
1. Природные (растительного(каучук) и животного происхождения(белки))
2. Химические :
 - искусственные - переработка природных полимеров (Эфир, ацетаты)
 - синтетические - синтез веществ (полиэтилен)

По строению молекул:

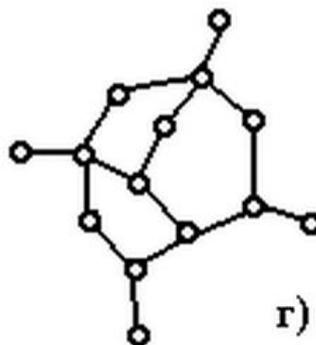
1. Линейные (полиэтилен, целлюлоза)
2. Разветвленные (гликоген)
3. Сетчатые (вулканизированный каучук)
4. Сшитые(пространственные) (бакелит)



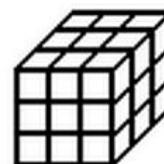
а) линейная



б) разветвленная



в) сетчатая



г) пространственная

По свойствам:

1. Пластмассы (на основе природных и синтетических полимеров)
Способны принимать любую форму при нагревании и сохранять ее после охлаждения.
Пластмассы:
 - термопластичные (легко плавятся, непрочные, линейные полимеры) (полиэтилен)
 - термореактив (сетчатые или сшитые полимеры, тугоплавкие - меняют форму при нагревании и сохраняют ее) (эбонит, бакелит)
2. Эластомер (на основе природных и синтетических полимеров)
Высокоэластичные, могут восстанавливать форму (Каучук, резина)
3. Волокна (природные или химические полимеры)
Линейные полимеры. Природные - шерсть, хлопок. Химические - вискоза, полиамид, капрон.
4. Биополимеры
Полисахариды, белки, липиды

Каучук - продукт полимеризации диеновых углеводородов и их производных.

Натуральный каучук получают из латекса, он является продуктом полимеризации изопрена - изопреновый каучук. Имеет стереорегулярное строение - Эластичный, чувствительный к температурным колебаниям. (t выс - размягчается, t низ - хрупкий)

Вулканизация каучука - нагревание серой => образуется резина (устойчивая к t)

Синтетический каучук - высокополимерный каучукоподобный материал. Получают полимеризацией бутадиена, стирола и т.д

Полимеризация - образование полимера, соединение полимеров одинаковых.

Природные источники углеводородов. Природный и попутный газы. Нефть. Каменный уголь.

Природные источники углеводородов:

Нефть - маслянистая жидкость от светло-бурого до черного цвета с характерным запахом природного происхождения, состоящих из смеси углеводородов.

Природный газ - бесцветный газ, состоящий из смеси углеводородов (преимущественно метан.)

Каменный уголь - твёрдое горючее полезное ископаемое со сложным составом.

Природный и попутный газы.

входит метан(93%), азот, угл.газ, H₂O, и другие предельные углеводороды, сероводород и орг. соединения - меркаптаны.

Выделяет много тепла при сгорании, сжигается на тепловых электростанциях. Из газа выделяют метан, этан и др. Получают парафины, масла и т.д (топливо)

Содержит пропан и изомеры бутана, предельные и непредельные углеводороды, азот, аргон, CO₂.

Перерабатывая газ, получают метан, этан, газовый бензин.

Нефть:

- Жидкие углеводороды, вода, сернистые соединения, механические примеси(песок)
 - Парафиновая
 - Нафтеновая
 - Ароматическая

Получение топлива:

Переработка нефти:

а) Фракционная перегонка нефти (основана на разнице кипения температур углеводородов)

б) крекинг

в) Ароматизация нефти (превращение циклоалканов нефти в ароматические углеводороды)

Каменный уголь:

Получают пластмассы, воск, топливо, удобрения и т.д

Переработка:

а) Коксование (нагревание) => смола, кокс, аммиачная вода

б) Полукоксование => горючий газ, полукокс