

студенты-
физики

Ответы к экзамену по общей химии

Барон Яков

2 семестр
В.В. Еремин

2013

Общая химия.

Тема 1.

1. Место химии среди других естественных наук. Взаимодействие физики и химии. Особенности химии как науки. Основные теории химии. Химическая номенклатура.

Науки, изучающие природные явления, называют естественными. К ним относят, в первую очередь, физику, химию и биологию. Физика изучает наиболее общие свойства и законы движения объектов материального мира, химия — вещества, их строение, свойства и превращения, а биология — живые системы. Различие между этими науками состоит, главным образом, в уровне (масштабе) изучаемых явлений.

	Диапазон времени, с	Диапазон расстояний, м	Диапазон энергий, эВ
Химия	$10^{-14} - 10^{13}$	$10^{-12} - 10^2$	$10^{-3} - 10^1$
Физика	$10^{-35} - 10^{18}$	$10^{-15} - 10^{26}$	до 10^{20}

Основные понятия химии — «вещество» и «реакция».

Химия как область знания обладает очень необычными св-вами: а) у неё нет собственных законов; б) колоссальное разнообразие в-в; в) создание собственного предмета для изучения (большинство из известных в-в в природе не существует).

Основные теории химии: а) квантовая химия; б) хим. термодинамика; в) хим. кинетика; г) структурная теория органических соединений (включая стереохимию).

Традиция составления названий химических соединений называют номенклатурой (название должно отражать хим. строение; все соединения рассматриваются как производные углеводородов).

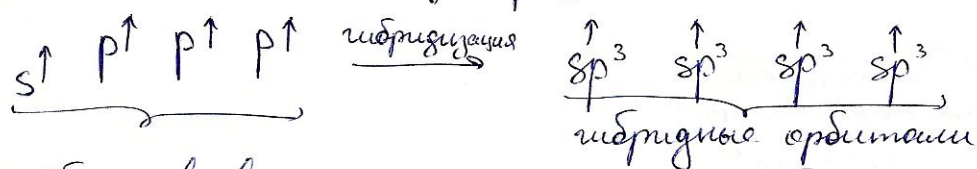
2. Причины многообразия органических веществ. Гибридизация атома углерода. Типы связывания му атомами и способы разрыва связи.

Самая характерная черта органической химии — колоссальное многообразие органических соединений.

Причины многообразия:

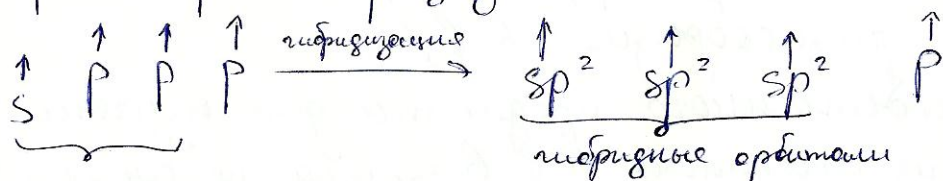
- наиболее прочные ковалентные связи (C-C);
- атомы углерода могут образовывать му собой и с другими атомами разные виды связей: одинарные, двойные, тройные;
- прочные гетероядерные связи.

Для предельных органических соединений, в молекулах которых все хим. связи одинарные, характерна sp^3 -гибридизация атома углерода.



Образовавшиеся гибридные орбитали могут перекрываться с $1s$ -орбиталями атомов водорода или с гибридными орбиталями других атомов. В обоих случаях хим. связи образуются за счёт перекрывания орбиталей вдоль линии, соединяющей ядра атомов (σ -связи).

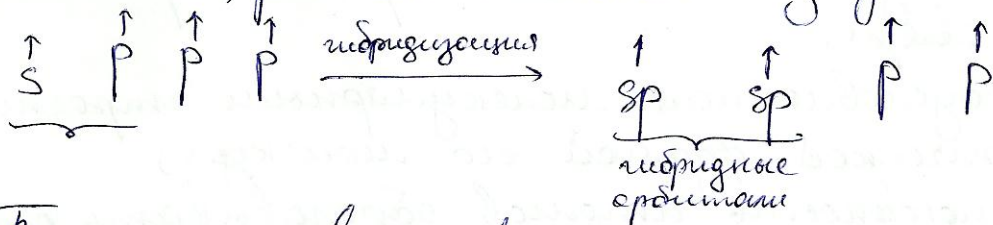
Для орг. соединений, содержащих двойную связь, характерна sp^2 -гибридизация.



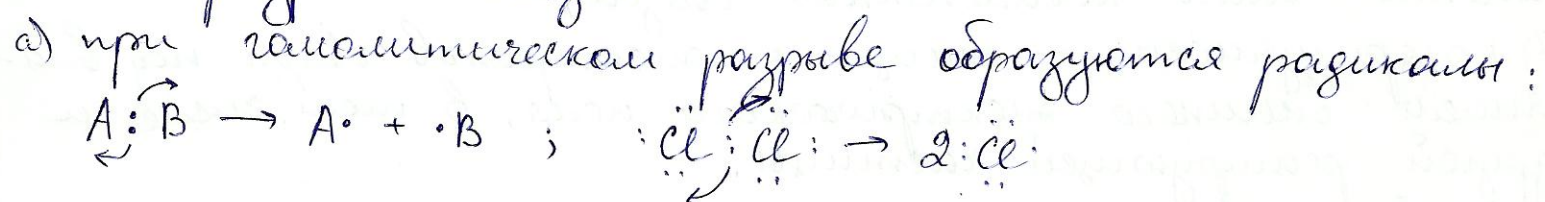
Образовавшиеся гибридные орбитали образуют σ -связи при перекрывании с $1s$ -орбиталями атомов водорода или с гибридными орбиталями других атомов. Единственная негибридная $2p$ -орбиталь может перекрываться с негибридной $2p$ -орбиталью другого атома углерода, причём перекрывание происходит вне линии, соединяющей ядра атомов. (π -связи).

Двойная связь $C=C$ включает одну σ -связь и одну π -связь, а тройная $C\equiv C$ — одну σ -связь и две π -связи. В по-

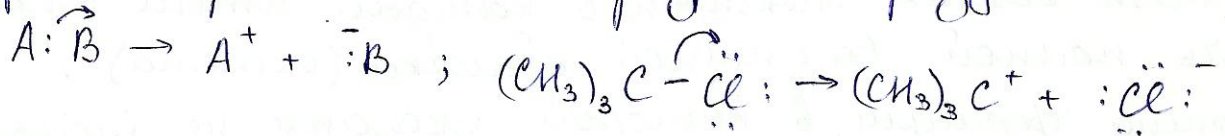
следнем случае σ -связь образована sp -гибридными орбиталями, расположенными под углом 180° друг к другу.



Типы разрыва связи:



б) при гетеролитическом разрыве образуются ионы:



Тема 2

1. Химическая связь, причины её образования. Ковалентная связь и её характеристики. Правило октета. Структуры Льюиса.

Молекулами называют нейтральные микроагgregаты, образованные из двух или большего числа атомов, способные к самостоятельному существованию. Взаимодействие атомов, обеспечивающее устойчивость молекул как целого, представляет собой хим. связь.

Образование хим. связи сопровождается понижением энергии системы по сравнению с суммой энергий удалённых друг от друга атомов. Для устойчивости молекулы необходимо, чтобы энергия её основного состояния была ниже суммарной энергии отдельных фрагментов, на которые можно мысленно разбить молекулу. Тогда удаление любого фрагмента потребует затраты энергии, и каналы самопроизвольного распада будут отсутствовать.

Виды хим. связи:

- а) ковалентная;
- б) ионная;
- в) металлическая;
- г) водородная (между H^+ одной молекулы и $(\text{нелс})^-$ другой молекулы);
- д) ван-дер-Ваальсова (притяжение дипольных моментов молекул).

Ковалентная связь — внутримолекулярная связь между атомами, осуществляемая за счёт общих пар электронов.

Характерные св-ва связи:

- направленность, обусловленная молекулярным строением в-ва и геометрической формой его молекулы;
- насыщаемость — способность атомов образовывать ограниченное число ковалентных связей;
- полярность — смещение электронов связи под влиянием внешнего электрического поля, в том числе и другой реагирующей частицы.

Правило октета:

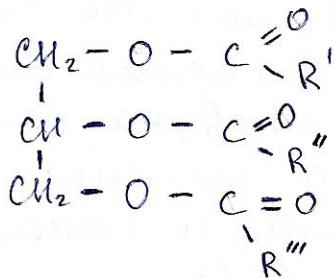
„За счёт общих электронов каждой атом стремится достичь полной валентной оболочки (октета)“.

Структурную формулу, в которой указаны не только общие, но и неподелённые пары электронов, называют структурой Льюиса:



2. Жиры, строение, физические и химические св-ва. Жирные кислоты.

Среди сложных эфиров особое место занимают природные эфиры — жиры и масла, которые образованы трёхатомным спиртом глицерином и высшими жирными кислотами с неразветвлённой углеродной цепью, содержащими чётное число углеродных атомов. Общая формула жиров:



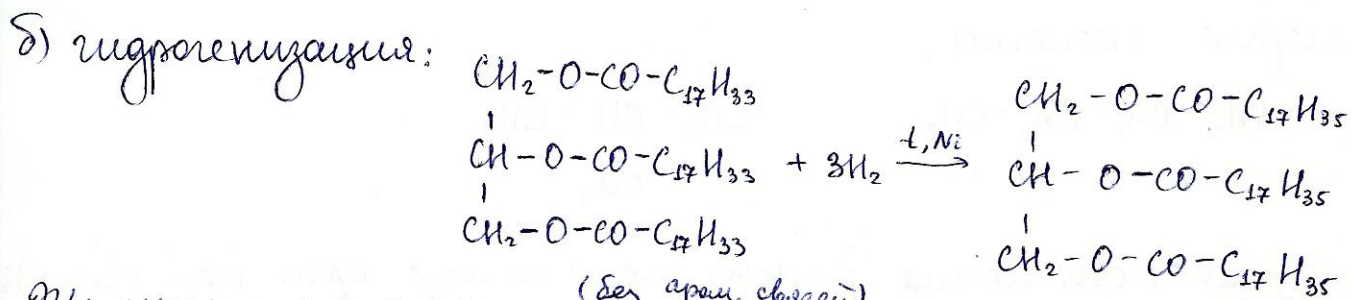
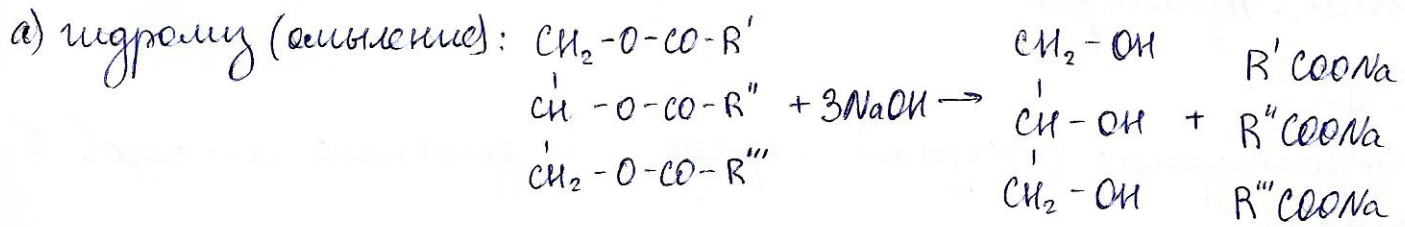
, где R', R'', R''' — углеводородные радикалы.

Физ. св-ва: по агрегатному состоянию при комнатной температуре жиры делятся на жидкие и твёрдые. Агрегатное состояние жиров определяется природой жирных кислот.

Твёрдые жиры, как правило, образованы предельными к-тами, жидкие жиры (масла) — непредельными.

Жиры растворимы в органических растворителях (углеводороды, их гомологипроизводные, диэтиловый эфир) и нерастворимы в воде.

Хим. св-ва:



Жирыные кислоты — ^(без аром. связей) алифатические одноосновные карбоновые кислоты с открытой цепью, содержащиеся в этерифицированной форме в жирах, маслах и восках растительного и животного происхождения.

Тема 3.

1. Соединения молекулярного и немолекулярного строения.
Хим. формула: молекулярная, эмпирическая, структурная.

Молекулярные в-ва — это в-ва, мельчайшими структурными единицами которых являются молекулы.

Пример: $\text{O}_2, \text{H}_2, \text{NH}_3, \text{CO}_2$.

Немолекулярные в-ва — это в-ва, мельчайшими структурными единицами которых являются атомы или ионы.

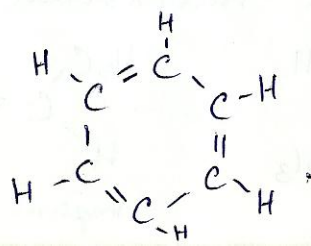
Пример: $\text{NaCl}, \text{B}, \text{SiC}, \text{Si}$.

Хим. формулы описывают состав и строение в-в. Различные типы формул несут разную информацию.

а) молекулярная (указывает число атомов каждого элемента в молекуле); $\text{H}_2\text{SO}_4, \text{N}_2, \text{CO}$.

б) эмпирическая, или брутто- (описывает состав наименьшего повторяющегося фрагмента); $\text{Na}_2\text{SO}_4, \text{CH}$.

в) структурная (указывает порядок соединения атомов в молекуле, число связей между ними и иногда расположение атомов в пространстве);



Лист 4.

1. Скорость хим. реакции и факторы, от которых она зависит. Закон действующих масс.

Элементарная реакция — это реакция, протекающая в одну стадию, без образования интермедиатов.

Другое определение:

Элем. реакция — это единственный акт образования и (или) разрыва хим. связи, протекающий $\frac{1}{2}$ образование переходного комплекса. Ей соответствует единственный максимум на энергетической кривой.

Скорость эл. хим. реакции ν определяют как число превращений, происходящих в единицу времени в единице реакционного пространства: $\nu = \frac{1}{V} \frac{dN}{dt} = \frac{\Delta G}{\Delta t}$.

Скорость реакции в общем случае зависит от многих факторов:

- природа реагирующих в-в;
- их концентрации;
- температура;
- время;
- наличие катализатора и др.

Закон действующих масс:

„Скорость эл. хим. реакции пропорциональна произведению текущих концентраций каждого из реагентов в степенях, равных молекулярности по данному веществу“.

$$\sum_i \nu_i A_i \rightarrow \sum_j \nu_j A_j \Rightarrow \nu = k \cdot c_{A_1}^{\nu_1} \cdot \dots \cdot c_{A_n}^{\nu_n}, \text{ где } k - \text{константа скорости}$$

$$d\xi = - \frac{dn(A_i)}{\nu_i} = \frac{dn(B_j)}{\nu_j} - \text{хим. переменная}$$

(не зависит от концентрации, но зависит от температуры и природы реагирующих веществ).

2. Водород — хим. элемент и простое вещество. Изотопы водорода, различие в св-вах. Ион гидроксония. Гидриды.

Водород H — первый элемент ПСХЭ и самый распространённый элемент во Вселенной. Он состоит из ядра, представляющего собой протон, и одного электрона. Электронная конфигурация в основном состоянии $1s^1$.

Аналогично щелочным металлам, водород имеет один e^- на внешнем уровне и способен образовывать однозарядный положительный ион H^+ : $H^0 - e^- \rightarrow H^+$, поэтому его можно считать элементом IA группы ПСХЭ.

С другой стороны, атом водорода может присоединять e^- , присоединяя при этом зн. конфигурацию инертного газа гелия и образуя ион H^- : $H^0 + e^- \rightarrow H^-$. По этой способности водород подобен галогенам, поэтому его можно считать первым элементом VII A группы ПСХЭ.

Таким образом, водород обладает двойственным положением в ПСХЭ.

H^+ - одна из важнейших для химии частиц. Ее особенность в том, что она не имеет собственных e^- , поэтому H^+ - хороший акцептор e^- . Он легко взаимодействует с частицами, имеющими неподеленную пару e^- , образуя донорно-акцепторную связь. Так, в воде ион H^+ превращается в ион гидроксония H_3O^+ : $H^+ + H_2O \rightarrow H_3O^+$

В природе существует 3 изотона водорода: протий H, дейтерий D и тритий T. Эти формы обладают практически одинаковыми хим. св-вами, однако различаются по физическим св-вам.

Гидриды - соединения водорода с другими элементами с общей формулой RH_n ($n = \overline{1,4}$). В зависимости от характера элемента их подразделяют на группы:

- а) солеобразные (ионные) гидриды: $2Na + H_2 \rightarrow 2Na^+H^-$;
- б) молекулярные гидриды (гидриды неметаллов): CH_4, NH_3, H_2O, HF ;
- в) гидриды переходных металлов: $NiH_{0,6}, VH_{0,45}$ (обычно нестехиом.);
- г) интерметаллические гидриды: известны для небольшого числа металлов, включая Be, Al, Zn.

Тема 5.

1. Хим. элементы. Распространенность элементов на Земле и во Вселенной. Периодическая система и ее структура.

Атом - электро нейтральная система, состоящая из положительно заряженного атомного ядра и электронов.

Хим. элементом называют вид атомов, характеризующийся одним и тем же зарядом ядра, при этом массы атомов одного и того же элемента могут быть различными.

Распространенность элементов сильно различается. Во Вселенной более 99,9% составляют атомы всего двух элементов - водорода и гелия, в земной коре самый распростра-

Кейный элемент — кислород (~49%), который входит в состав воды, воздуха и большинства горных пород.

В 1871 г. вышло первое издание учебника Д. И. Менделеева «Основы химии», в котором приведена периодическая система в почти современном виде, с группами и периодами. За всю историю периодической системы было опубликовано более 500 её вариантов. Среди них основными являются два — короткий (7 периодов и 8 групп) и длинный (7 периодов и 18 групп). Периодом называется последовательность элементов, начинающаяся щелочным металлом (или водородом) и заканчивающаяся инертным газом. 1^й период — 2 элемента; 2^й и 3^й — по 8 элементов; 4^й и 5^й — по 18 элементов; 6^й и 7^й — по 32 элемента. Традиционно деление элементов на Me и неMe (в длинном варианте ПСХЭ — диагональ B-At). В периодах и группах проявляются четкие монотонные изменения св-в элементов: радиуса атома и ионов, электроотрицательности, энергии ионизации, высшей степени окисления.

← период
↑ группа
Радиус атома

← период
↑ группа
Э/о и энергия ионизации

← период
↑ группа
Высшая степень окисления

2. Реакционноспособные радикалы и интермедиа в органической химии. Индуктивный и мезомерный эффекты. Понятие об электрофилах и нуклеофилах.

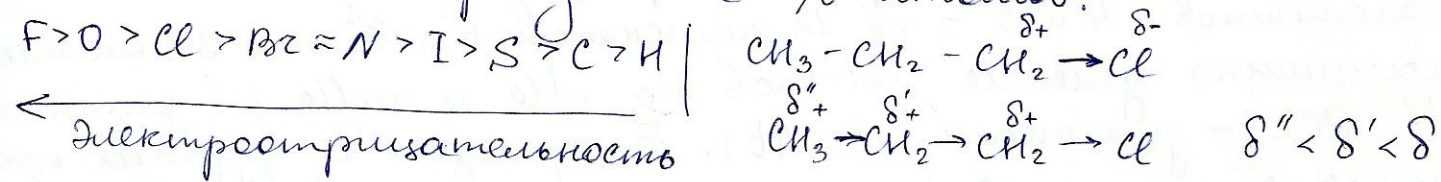
При гомолитическом разрыве связи электронная пара делится между продуктами разрыва, при этом каждая из образующихся частиц содержит один неспаренный e⁻ и представляет собой свободный радикал (довольно активная частица, быстро вступающая в дальнейшие превращения).

При гетеролитическом разрыве связи электронная пара полностью переходит к одному из фрагментов. В результате такого разрыва образуются два иона: отрицательный и положительный. Частицу с положительным зарядом на атоме углерода называют карбокатионом (активная частица, легко реагирующая с молекулами или отрицательными ионами, обладающими избытком электронной плотности).

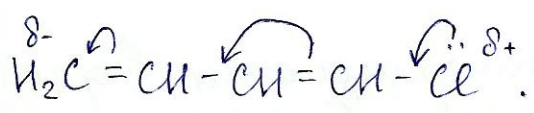
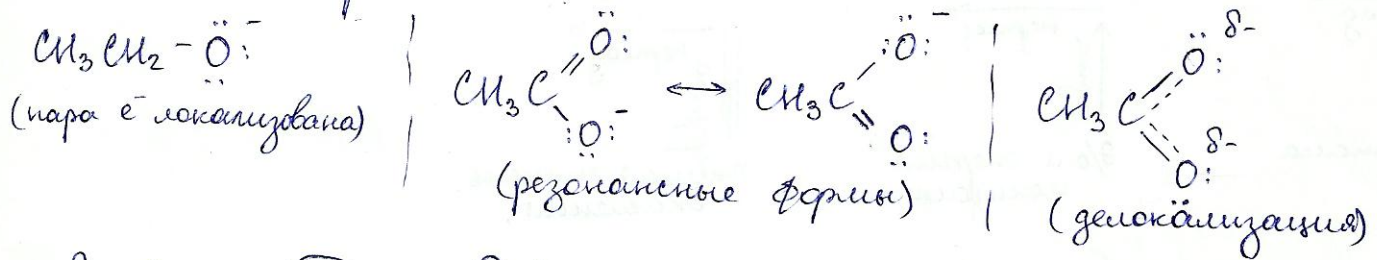
Тетраэдрический разрыв ковалентной связи может привести и к образованию отрицательных органических ионов — карбанионов (частицы, легко реагирующие с положительными ионами или частицами, в которых есть области с повышенной электронной плотностью).

Свободные радикалы, карбокатионы и карбанионы — это активные промежуточные частицы (интермедиаты) во многих органических реакциях.

Индуктивный эффект (I) — смещение электронной плотности по цепи σ -связей. Электронная плотность σ -связей смещается в сторону более ϵ /о атомов.



Мезомерный эффект (M) — смещение электронной плотности по цепи сопряжённых π -связей. Обязательна единая π -электронная система.



Электрофиль (E) — положительный ион или молекула со свободной орбиталью: H^+ , CH_3^+ , NO_2^+ , Cl^+ , $AlCl_3$.

Нуклеофиль (N) — отрицательный ион или молекула с неподелённой электронной парой: Cl^- , OH^- , $:OH_2$.

Тема 6.

1. Химические источники тока, их классификация.

Одно из важнейших практических применений ОЭР — получение эл. тока. Для этого полуреакции окисления и восстановления разделяют в пространстве — создают два электрода, на одном из которых происходит окисление, а на другом — восстановление, и соединяют их в электрохимическую цепь.

Хим. источники тока:

а) гальванические элементы (первичные элементы) — источники тока однократного действия; после расходования реагентов становятся неработоспособными;

б) аккумуляторы (вторичные элементы) — можно использовать многократно. При протекании постоянного тока от внешнего источника происходит регенерация израсходованных реагентов (зарядка аккумулятора);

в) топливные элементы — источники тока непрерывного действия. Они способны работать в течение длительного времени благодаря тому, что к электродам постоянно подводится реагент. Обычно: Ок — кислород или воздух; Red (топливо) — водород, гидразин, метанол, углеводороды и т.п.

2. Положение неметаллов в ПСХЭ. Типичные св-ва и степени окисления неметаллов. Основные типы соединений, образуемых неметаллами.

Неметаллами называют хим. элементы, не проявляющие металлических св-в. В длинном варианте ПСХЭ они занимают правый верхний угол и отделены от металлов диагональю В-Ат.

Хотя строгого определения неметаллов не существует, всем им присущи некоторые общие св-ва — электронные, физические и химические.

а) неметаллы содержат большее по сравнению с металлами число e^- на внешнем энергетическом уровне атомов. Благодаря этому для завершения внешнего уровня атомов неметаллов легче принять e^- -ы, чем отдать. С этим связаны отрицательные степени окисления в хим. соединениях. Минусная отрицательная степень окисления равна $n-8$, где n — номер группы в коротком варианте ПСХЭ.

б) простые вещества-неметаллы имеют атомное или молекулярное строение. Атомы в молекулах или в твёрдых веществах атомного строения связаны между собой ковалентными связями. Большинство неметаллов при обычных условиях представляют собой газы (H_2, N_2, O_2, F_2, Cl_2 и инертные), бром (Br_2) является жидкостью, остальные (B, C, Se, S, I_2) — твёрдые в-ва.

в) по хим. св-вам неметаллы — окислители, реагируя с металлами, они принимают электроны и превращаются в анионы. Оксиды неметаллов имеют кислотный характер, гидроксиды проявляют св-ва кислот. Мдз собой атомы неметаллов образуют ковалентные хим. связи, а соединения имеют преимущественно молекулярное строение.

Тема 7.

1. Элементарная реакция. Механизм хим. реакции. Принцип лимитирующей стадии.

Элементарная реакция — это единичный акт образования и (или) разрыва хим. связи, протекающий через образование переходного комплекса. Ей соответствует единственный максимум на энергетической кривой.

Механизм реакции — это совокупность элементарных реакций, которые реализуют стехиометрическое превращение реагентов в продукты.

Принцип лимитирующей стадии:

„В последовательных реакциях общая скорость процесса определяется скоростью самой медленной стадии, а в параллельных — скоростью самой быстрой стадии.“

2. Кислотность растворов. рН. Константы диссоциации. Сопряжённые кислоты и основания (по Бренстеду).

Вода — очень слабый электролит.



$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-]$ — ионное произведение воды (постоянно во всех водных растворах и в чистой воде).

Кислая среда: $[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$ | $\text{pH} = -\lg[\text{H}^+]$

Щелочная среда: $[\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$

$K_w \approx 10^{-14}$; в чистой воде: $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = \sqrt{K_w} = 10^{-7} \text{ М}$. Тогда:

Кислая среда: $\text{pH} < 7$

Нейтральная среда: $\text{pH} \approx 7$

Щелочная среда: $\text{pH} > 7$

Кислоты в широком смысле — это доноры протонов. В водном р-ре они полностью или частично отдают протоны молекулам воды: $\text{HA} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{A}^-$ (А — кислотный остаток).

Константу этого равновесия называют константой диссоциации кислоты:

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

чем меньше K_a и больше pK_a , тем слабее кислота.

$$pK_a = -\lg K_a$$

Зная константу диссоциации K_a и исходную молярную концентрацию C кислоты, можно полностью определить равновесный состав р-ра и рассчитать его кислотность.

$$\left. \begin{array}{l} C = [HA] + [A^-] \\ [H^+] = [A^-] \end{array} \right\} \Rightarrow K_a = \frac{[H^+]^2}{C - [H^+]}$$

если $[H^+] \ll C$, то: $K_a \approx \frac{[H^+]^2}{C} \Rightarrow [H^+] = \sqrt{CK_a}$
 $pH \approx \frac{1}{2}(pK_a - \lg C)$.

Помимо константы диссоциации для характеристики процесса диссоциации используют другую величину — степень диссоциации:

$$\alpha = \frac{[H^+]}{C} \Rightarrow K_a = \frac{\alpha^2 C}{1 - \alpha}$$

— з-и разбавления Оствальда.

если $\alpha \ll 1$, то: $K_a \approx \alpha^2 C \Rightarrow \alpha \approx \sqrt{\frac{K_a}{C}}$.



Константа основной диссоциации: $K_b = \frac{[BH^+][OH^-]}{[B]} \quad ([H_2O] = 1)$.

чем меньше K_b и больше pK_b , тем слабее основание.

$$pK_b = -\lg K_b$$

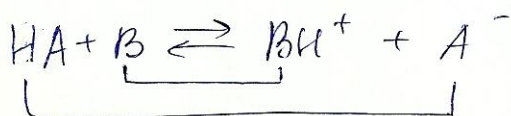
$$\left. \begin{array}{l} C = [B] + [OH^-] \\ [BH^+] = [OH^-] \end{array} \right\} \Rightarrow K_b \approx \frac{[OH^-]^2}{C}; \quad pH \approx 14 - \frac{1}{2}(pK_b - \lg C)$$

Протонная теория Бренстеда:

Кислота (HA, BH^+) — донор катионов водорода H^+ (HCl, NH_4^+, HCO_3^-).

Основание (B, A^-) — акцептор катионов водорода H^+ (Cl^-, NH_3, CO_3^{2-}).

↑ составляют сопряжённую пару, связанную уравнением:
 кислота \rightleftharpoons основание + протон

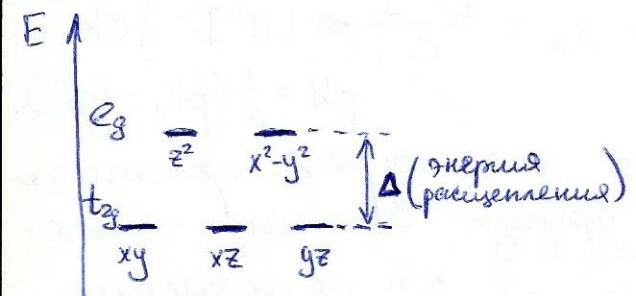


сопряжённые пары «к-та-осн.»

Тема 8.

1. Простейшая теория кристаллического поля, её использование для объяснения окраски и магнитных свойств комплексов соединений.

Лиганды — точечные заряды (кристаллическое поле). Связь между лигандами и центральным атомом — ионная. Вырожденный d-подуровень центрального атома под действием поля лигандов расщепляется в соответствии с симметрией окружения.



Причина расщепления:

«Различные d-орбитали по-разному взаимодействуют с точечными зарядами первой координационной сферы».

Δ — малая → высокоспиновый комплекс (энерг. более выгодно размещение e^- по всем d-орбиталям равномерно)
 Δ — большая → низкоспиновый комплекс (энерг. более выгодно размещение максимального числа e^- на t_{2g} орбиталях)

Спектрочем. ряд лигандов: $CO, CN^- > NH_3 > H_2O > OH^- > F^- > Cl^-$

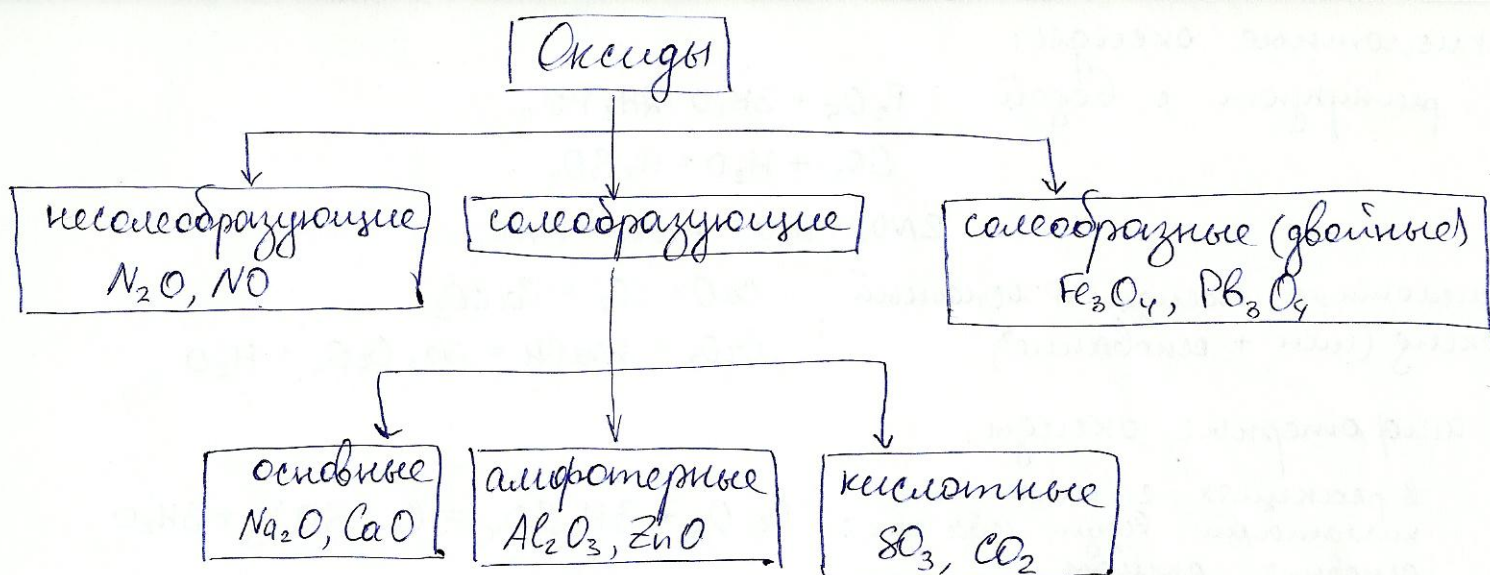
$\Delta(CN^-) \gg \Delta(F^-) \Rightarrow [CoF_6]^{3-}$ — парамагнитен; $[Co(CN)_6]^{3-}$ — диамагнитен.

По длине волны света, поглощаемой при переходе между орбиталями с затратой энергии Δ , можно определить характерную окраску комплексов.

2. Оксиды, их классификация, получение, свойства.

Оксиды — неорганические соединения, образованные атомами двух элементов, один из которых — кислород в степени окисления -2.

Классификация оксидов:



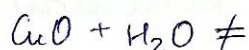
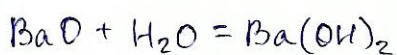
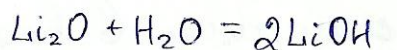
Общие способы получения оксидов:

- 1) окисление простых в-в: $2Cu + O_2 = 2CuO$
 $S + O_2 = SO_2$
- 2) окисление сложных в-в: $4FeS_2 + 11O_2 = 2Fe_2O_3 + 8SO_2$
 $2CuS + 3O_2 = 2CuO + 2SO_2$
- 3) обезвоживание кислот (нагрев или действие P_2O_5): $H_2SiO_3 = SiO_2 + H_2O$
 $2HNO_3 + P_2O_5 = N_2O_5 + 2HPO_3$
- 4) нагрев гидроксидов металлов: $Mg(OH)_2 = MgO + H_2O \uparrow$
 $2Al(OH)_3 = Al_2O_3 + 3H_2O \uparrow$
- 5) прокамливание солей кислородсодержащих кислот: $CaCO_3 = CaO + CO_2 \uparrow$
 $2Cu(NO_3)_2 = 2CuO + 4NO_2 \uparrow + O_2 \uparrow$
 $2FeSO_4 = Fe_2O_3 + SO_2 \uparrow + SO_3 \uparrow$
- 6) специфические способы: $CaCO_3 + 2HCl = CaCl_2 + CO_2 \uparrow + H_2O$
 $Na_2SO_3 + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + SO_2 \uparrow + H_2O$
 $Na_2CO_3 + SiO_2 = Na_2SiO_3 + CO_2 \uparrow$

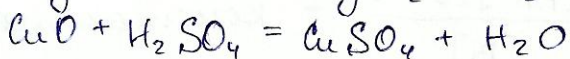
Хим. св-ва оксидов:

а) основные оксиды:

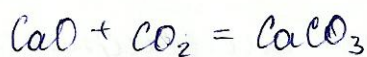
с водой реагируют только оксиды щелочных и щелочноземельных металлов



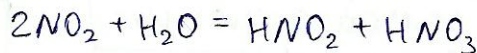
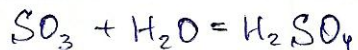
с сильными кислотами реагируют все основные оксиды



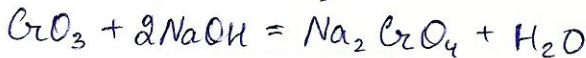
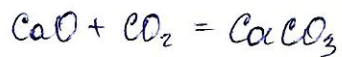
основный оксид + кислотный оксид:



б) кислотные оксиды:



кислотные оксиды + основной оксид (или + основание)

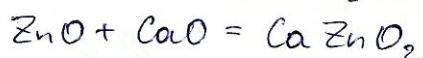
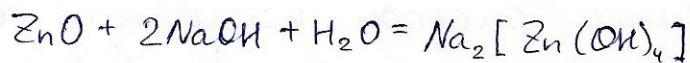


в) амфотерные оксиды:

в реакциях с сильными кислотами ведут себя как основные оксиды



в реакциях с основаниями или основными оксидами ведут себя как кислотные оксиды



Тема 3.

1. Электролитическая диссоциация. Кислоты и основания по Аррениусу. Константы кислотности и основности.

Все растворимые в воде в-ва относят к одной из двух групп:

- а) электролиты — в-ва, которые в растворе или под действием молекулы р-ля полностью или частично распадаются на ионы;
- б) неэлектролиты — в-ва, которые в ~~растворе~~ или в растворе ионов не образуют.

Распад электролитов на ионы при растворении в воде называют электролитической диссоциацией.

Аррениус:

кислоты:

при диссоциации в водном р-ре образуют ионы H^+

основания:

при диссоциации в водном р-ре образуют ионы OH^- .

$$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]} \quad - \text{константа кислотности } pK_a = -\lg K_a.$$

$$K_b = \frac{[BH^+][OH^-]}{[B]} \quad - \text{константа основности } pK_b = -\lg K_b.$$

2. Кислоты, их классификация, получение, свойства. Кислоты-окислители.

Кислотами называют сложные в-ва, содержащие атомы водорода, способные замещаться на атомы металлов.
 В самом широком понимании, кислота — это в-во (частица), которое отдаёт ион водорода H^+ другому в-ву (основанию).

Классификация кислот:

- 1) по элементному составу:
 - кислородсодержащие;
 - бескислородные;
- 2) в зависимости от числа атомов водорода, способных замещаться на металлы:
 - одноосновные;
 - двухосновные;
 - многоосновные;
- 3) по способности отдавать ионы H^+ :
 - сильные;
 - слабые;
- 4) по устойчивости:
 - устойчивые;
 - неустойчивые;
- 5) по растворимости в воде:
 - растворимые;
 - нерастворимые.

Способы получения:

- 1) бинарные соединения реагируют с водой:

$$SO_3 + H_2O = H_2SO_4$$

$$4NO_2 + O_2 + 2H_2O = 4HNO_3$$

$$PBr_3 + 3H_2O = H_3PO_4 + 3HBr\uparrow$$
- 2) обменные реакции кислот с солями:

$$Ca_3(PO_4)_2 + 3H_2SO_4 = 2H_3PO_4 + 3CaSO_4\downarrow$$

$$NaCl + H_2SO_4(\text{кони.}) = NaHSO_4 + HCl\uparrow$$

$$AgNO_3 + HCl = AgCl\downarrow + HNO_3$$
- 3) неметаллы + водород:

$$H_2 + Cl_2 = 2HCl$$

$$H_2 + S = H_2S$$
- 4) неметаллы реагируют с кислотами-окислителями:

$$3P + 5HNO_3 + 2H_2O = 3H_3PO_4 + 5NO$$

$$S + 2HNO_3 = H_2SO_4 + 2NO$$

$$I_2 + 10HNO_3 = 2HI_3 + 10NO_2 + 4H_2O$$

Кони. в-ва кислот:

- а) металл-основные реакции:

$$CuO + H_2SO_4 = CuSO_4 + H_2O$$

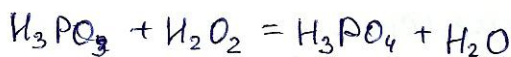
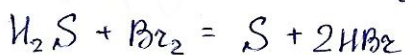
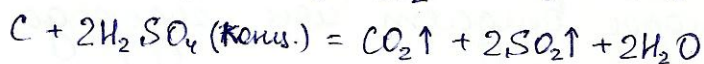
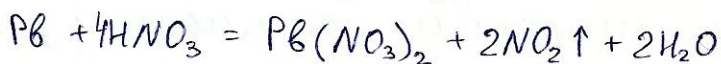
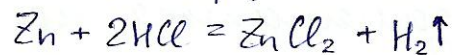
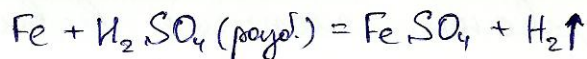
$$NaOH + HCl = NaCl + H_2O$$

$$Cu(OH)_2 + H_2SO_4 = CuSO_4 + 2H_2O$$

$$KOH + H_3PO_4(\text{узл.}) = KH_2PO_4 + H_2O$$

$$3KOH(\text{узл.}) + H_3PO_4 = K_3PO_4 + 3H_2O$$
- взаимодействием с кислотно-основными индикаторами

б) окислительно-восстановительные реакции



Тема 10.

1. Термодинамические функции хим. реакции: энтропия, энтальпия, энергия Гиббса. Второй закон в применении к хим. реакциям при постоянных температуре и давлении.

$$\boxed{H = U + pV} - \text{энтальпия.}$$

У каждой т/д системы существует аддитивная функция состояния S , называемая энтропией, которая обладает следующими св-вами: энтропия изолированной системы всегда возрастает со временем, если система неравновесная, и остаётся постоянной, если она находится в состоянии равновесия.

$$\boxed{G = H - TS} - \text{энергия Гиббса.}$$

Самостоятельно могут протекать только те хим. реакции, которые приводят к увеличению общей энтропии Вселенной.

Хим. системы не изолированы, в них помещается или выделяется теплота.

$$\left. \begin{aligned} \Delta S_{\text{Всел.}} &= \Delta S_{\text{хим.р.}} + \Delta S_{\text{окр.р.}} > 0 \\ \Delta S_{\text{окр.р.}} &= -\frac{\Delta H_{\text{хим.р.}}}{T} \end{aligned} \right\} \Rightarrow \Delta S_{\text{хим.р.}} - \frac{\Delta H_{\text{хим.р.}}}{T} > 0$$
$$\Delta H - T\Delta S < 0$$

Таким образом, $\boxed{\Delta G = \Delta H - T\Delta S < 0}$ - общий критерий самопроизвольности хим. реакций при $p, T = \text{const.}$

2. Гидролиз солей.

Гидролиз - обменная реакция между водой и растворённым соединением. С учётом того, что вода - амфотерное соединение, она может как отдавать ионы H^+ основаниям, так и забирать их у кислот.

Основные типы гидролиза солей:

Тип соли	Пример	Ион, реагирующий с водой	pH раствора (среда)
Катион - из сильного основания, анион - из сильной кислоты.	$\text{NaCl}, \text{KNO}_3$	—	≈ 7 (нейтр.)
Катион - из слабого основания, анион - из сильной кислоты.	$\text{NH}_4\text{Cl}, \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$	катион (гидратированный катион)	< 7 (кисл.)
Катион - из сильного основания, анион - из слабой кислоты.	$\text{KCN}, \text{Na}_2\text{CO}_3$	анион	> 7 (щелоч.)
Катион - из слабого основания, анион - из слабой кислоты.	$(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$	катион и анион	$< 7, K_a > K_b$ $> 7, K_a < K_b$

$$K_h = \frac{K_w}{K_a} \quad \text{или} \quad K_h = \frac{K_w}{K_b} \quad - \text{константа гидролиза.}$$

Тема 11.

1. Электрохимические цепи. ЭДС цепи, её связь с термодинамическими свойствами реакции.

Электрохимические цепи - системы из электродов, находящихся в одном и том же электролите либо в контактирующих друг с другом различных электролитах. Источником энергии является энергия Гиббса ОВР.

ЭДС - разность потенциалов на концах равновесной электрохимической цепи. $E = E_{\text{к}} - E_{\text{л}}$

Если гальванический элемент работает обратимо при $p, T = \text{const}$, то его ЭДС однозначно связана с ΔG протекающей в нём хим. реакции. Уменьшение ΔG равно электрической работе, которую может совершить гальванический элемент: $\Delta G = -nFE$, где n - кол-во э-нов, F - число Фарадея.

Зная стандартную ЭДС гальванического элемента, можно рассчитать ΔG° и константу равновесия протекающей в элементе реакции:

$$K = \exp\left(\frac{-\Delta G^\circ}{RT}\right) = \exp\left(\frac{nFE^\circ}{RT}\right)$$

2. Насыщенные углеводороды (алканы). Строение и хим. св-ва. Механизм радикального замещения.

Простейший класс органических соединений — предельные (насыщенные) углеводороды. Это название связано с тем, что их молекулы содержат максимально возможное при данном углеводном скелете число атомов водорода.

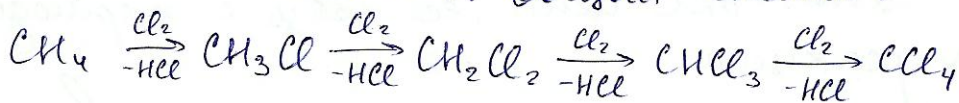
Углеводороды с открытым скелетом называют алканами. Общая формула: C_nH_{2n+2}

Каждый атом углерода в алканах находится в состоянии sp^3 -гибридизации и образует 4 σ -связи C-C и C-H.

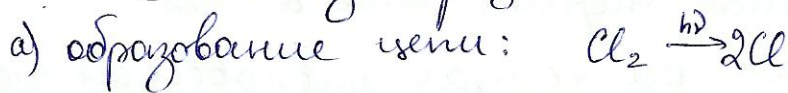
Основу молекулы алканов составляет углеродный скелет, который может принимать разные геометрические формы (конформации).

Хим. св-ва:

1) при взаимодействии алканов с галогенами (хлором и бромом) под действием УФ-излучения или высокой температуры образуется смесь продуктов от моно- до полигалогензамещенных алканов. Общая схема:



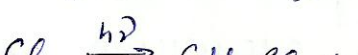
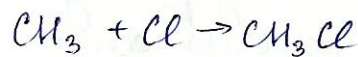
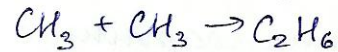
Реакция образования хлорэтана протекает по цепному механизму, который характеризуется следующими стадиями (механизм радикального замещения):



б) рост цепи. Радикал хлора отнимает у молекулы алкана атом водорода: $Cl + C_nH_{2n+2} \rightarrow HCl + C_nH_{2n+1}$

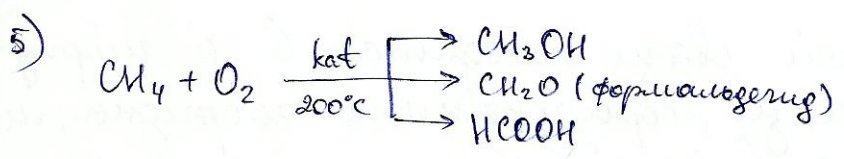
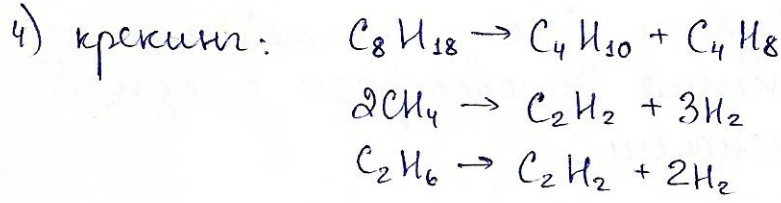
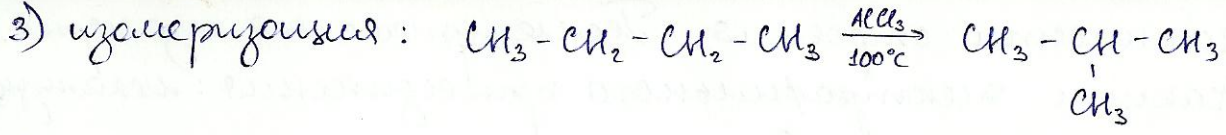
При этом образуется алкильный радикал, который отнимает атом хлора у молекулы хлора: $C_nH_{2n+1} + Cl_2 \rightarrow C_nH_{2n+1}Cl + Cl$

Эти реакции повторяются до тех пор, пока не произойдет обрыв цепи по одной из реакций:



Суммарное уравнение реакции: $C_nH_{2n+2} + Cl_2 \xrightarrow{h\nu} C_nH_{2n+1}Cl + HCl$

2) нитрование (реакция Коновалова): $C_nH_{2n+2} + HNO_3 \xrightarrow{t} C_nH_{2n+1}NO_2 + H_2O$



6) в воздухе алканы сгорают до CO_2 и H_2O .

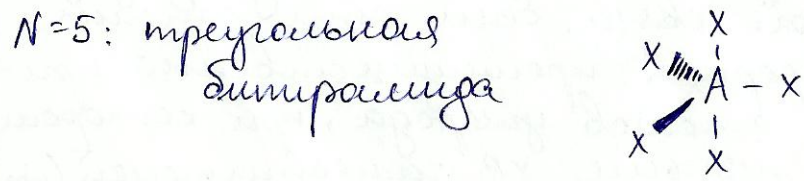
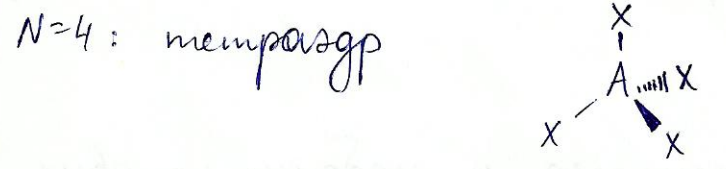
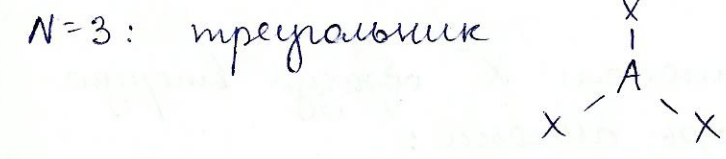
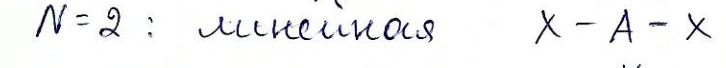
Тема 12.

1. Геометрия молекулы. Модель ОЭПВО.

Теория отталкивания электронных пар валентных орбиталей (ОЭПВО) — один из подходов в химии, необходимый для объяснения и предсказания геометрии молекулы.

Согласно этой теории области повышенной электронной плотности — электронные пары связей и неподелённые пары — располагаются на максимальном удалении друг от друга. Иными словами, молекула всегда будет принимать форму, при которой отталкивание внешних электронных пар минимально.

Оси. геометрические формы расположения электронных пар согласно теории ОЭПВО:



2. Алкены, особенности строения. Геометрическая изомерия хим. св-ва. Реакции электрофильного присоединения: механизмы

Углеводороды с двойными связями $C=C$ - простейшие непредельные (ненасыщенные) соединения. Углеводороды с одной двойной связью называют алкенами.

Общая формула: C_nH_{2n}

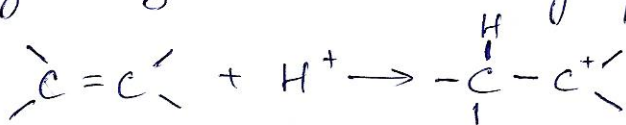
Атомы углерода при двойной связи находятся в sp^2 -гибридном состоянии. Три σ -связи, образованные гибридными орбиталями, располагаются в одной плоскости под углом 120° друг к другу, π -связь образована при перекрывании негибридных $2p$ -орбиталей соседних атомов углерода. Фрагмент молекулы, содержащий двойную связь, имеет плоское строение.

Для алкенов характерна изомерия углеродного скелета. Кроме того, у алкенов есть изомерия положения двойной связи и цис-транс-изомерия.

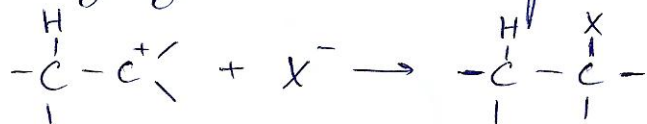
Хим. св-ва:

а) Многие реакции алкенов протекают по механизму электрофильного присоединения. Это цепные процессы, протекающие в несколько стадий:

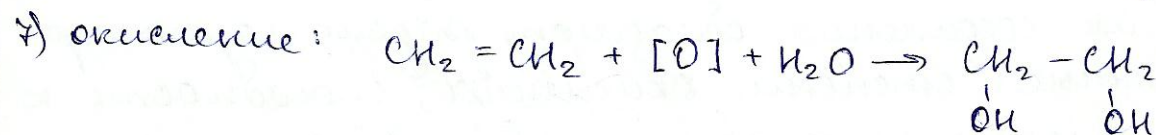
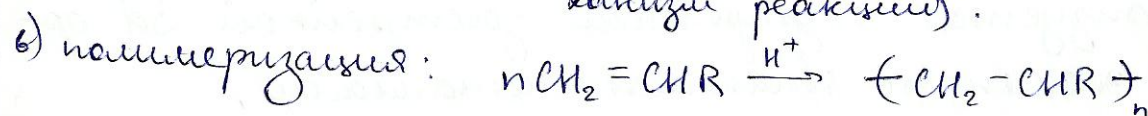
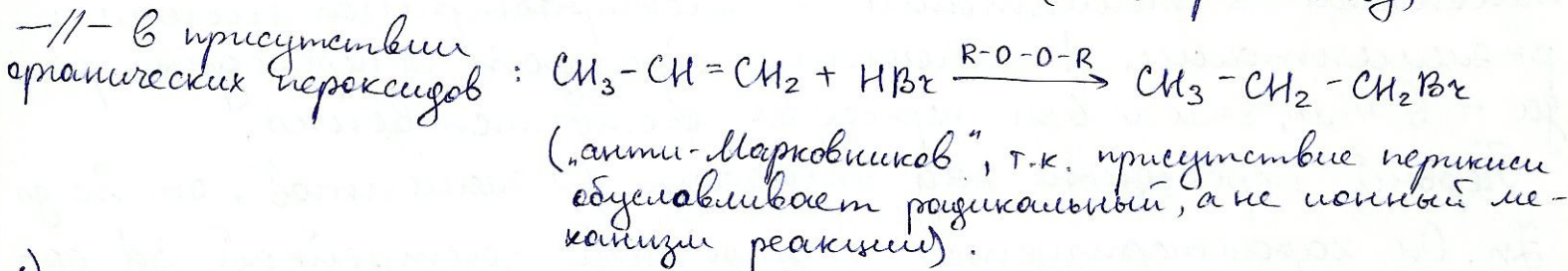
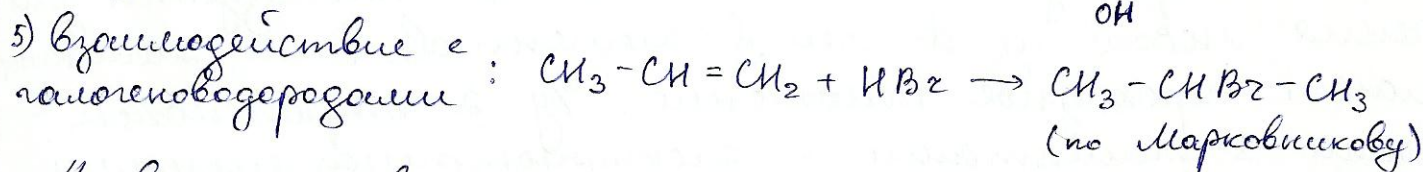
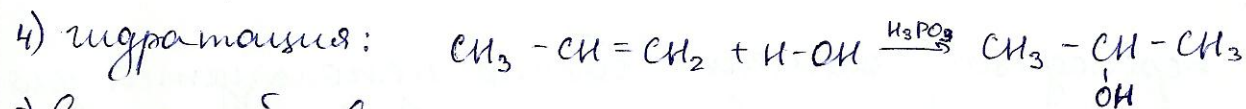
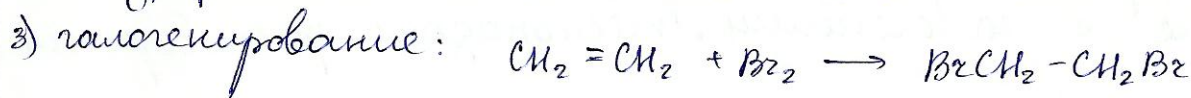
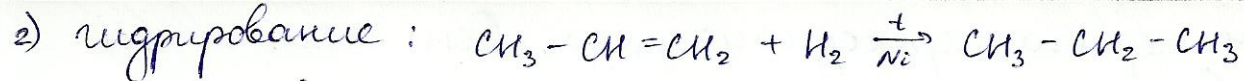
а) электрофильная частица (чаще всего H^+) взаимодействует с π -электронами двойной связи и за их счёт образует σ -связь с одним атомом углерода, давая карбокатион:



б) карбокатион реагирует с анионом X^- , образуя вторую σ -связь за счёт электронной пары аниона:



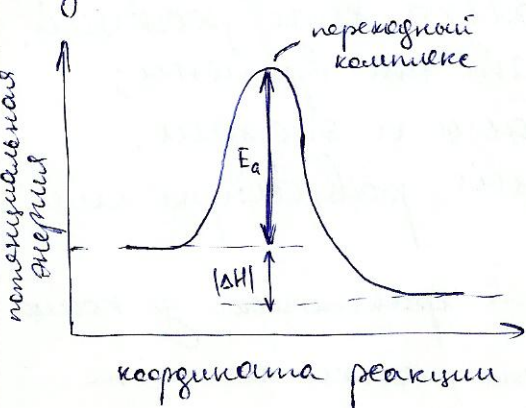
Ион водорода может присоединиться к любому из двух атомов углерода при двойной связи. Если эти атомы углерода разные, то ион водорода преимущественно присоединяется к тому из двух атомов углерода, при котором больше атомов водорода и меньше XB заместителей (правило Марковникова).



Тема 13.

1. Энергетический барьер хим. реакции. Способы активации реагентов.

Все энергетические кривые имеют один и тот же вид. Между реагентами и продуктами всегда имеется один или несколько максимумов — энергетических барьеров. С хим. точки зрения это очевидно: хим. реакция состоит в разрыве одних хим. связей и образовании других. Разрыв связей в молекулах реагентов требует затраты энергии, т.е. преодоления энерг. барьера (или нескольких барьеров). Конфигурацию ядер вблизи этого барьера называют переходным состоянием между реагентами и продуктами.



E_a — энергия активации;

ΔH — тепловой эффект реакции.

Способы активации реагентов:

- нагревание;
- действие света;
- использование катализатора;
- подбор растворителя.

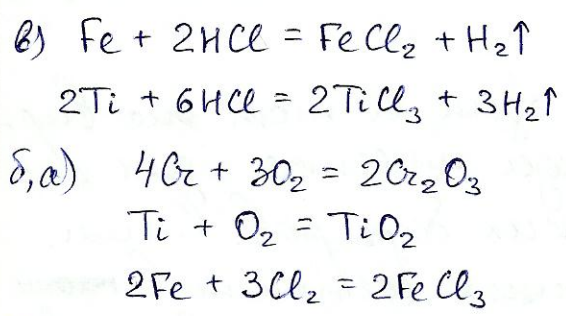
2. d-металлы первого переходного ряда. Осн. хим. св-ва: взаимодействие с галогенами, кислородом, растворение в кислотах.

Понятие переходный элемент обычно используется для обозначения любого из d- или f-элементов. Эти элементы занимают переходное положение между электроположительными s-элементами и электроотрицательными p-элементами. d-элементы образуют 3 переходных ряда - в 4-м, 5-м и 6-м периодах соответственно.

Первый переходный ряд включает 10 элементов, от Sc до Zn. Он характеризуется внутренней застрейкой 3d-орбиталей. Все d-элементы являются металлами.

d-элементы и их соединения обладают рядом характерных св-в: переменные степени окисления; способность к образованию комплексных ионов; образование окрашенных соединений.

Хим. св-ва:



Тема 14.

1. Хим. равновесие. Константа равновесия и её св-ва. Транзиция Ле Шателье.

Хим. равновесие - состояние хим. системы, в котором обратимо протекает одна или несколько хим. реакций. При этом: а) кон-ва веществ не зависит от времени; б) отсутствуют потоки массы и энергии.

Скорости прямой и обратной реакции равны при хим. равновесии. $\Delta_r G = 0$.

$$K_a = \frac{\prod_j a_j^{\nu_j}}{\prod_i a_i^{\nu_i}}$$

константа равновесия

a - активность.

$K \gg 1$ - реакция идет практически до конца
 $K \ll 1$ - реакция практически не идет
 $K \approx 1$ - в равновесной смеси присутствуют как продукты, так и реагенты.

Принцип Ле Шателье:

"При внешнем воздействии на систему, находящуюся в состоянии хим. равновесия, последнее смещается так, чтобы ослабить это воздействие".

"Смещение равновесия" вправо означает, что образуется больше продуктов (увеличивается выход прямой реакции), влево - больше реагентов (выход уменьшается).

2. Ароматические углеводороды. Строение. Реакция электрофильного замещения, механизм. Влияние заместителя на реакционную способность бензольного ядра и ориентацию замещения.

Ароматическими УВ называют в-ва, в молекулах которых содержатся одно или несколько бензольных циклических групп атомов углерода с особым характером связей.

Молекула Бензола:

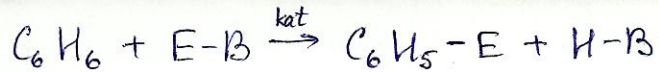


эта формула не совсем точно описывает строение бензола. Она противоречит его хим. свойствам. На самом деле, в бензоле реализуется особый тип связи между атомами углерода, который иногда называют "ароматической связью".

Каждый атом углерода в шестичленном цикле находится в sp^2 -гибридном состоянии и образует три σ -связи - с двумя атомами углерода и одним атомом водорода, лежащие в одной плоскости. Валентные углы между σ -связями равны 120° . Таким образом, все шесть атомов углерода лежат в одной плоскости, образуя правильный шестиугольник (" σ -скелет").

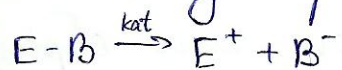
Кроме того, у каждого атома углерода есть еще по одному sp^2 -электрону. Все шесть электронов взаимодействуют между собой, образуя единую π -электронную систему, свойства которой отличаются от свойств локализованных π -связей. Таким образом, в молекуле бензола осуществляется круговое сопряжение.

Электрофильное замещение в молекуле бензола. В этой реакции происходит замещение атома H на группу атомов в составе электрофила (E):

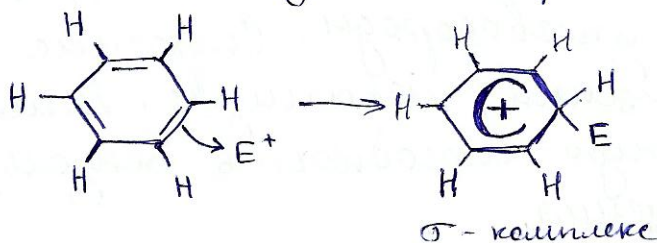


Стадии:

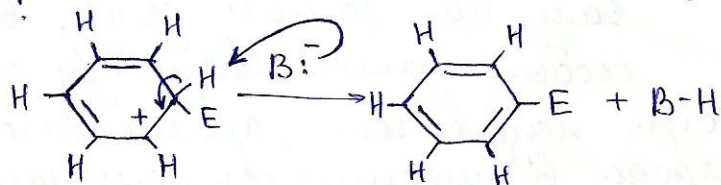
а) гетероатомический разрыв связи E-B при взаимодействии с катализатором и образование электрофильной частицы:



б) электрофил атакует бензольное кольцо и забирает из его π -электронной системы два электрона для образования σ -связи C-E:



в) образующийся σ -комплекс обладает повышенной энергией, т.к. ароматическая система в бензольном кольце разрушена. Для её восстановления σ -комплекс выбрасывает ион H^+ , а освободившиеся два электрона связи C-H идут на восстановление π -электронной системы в C_6H_5E . Выделившийся ион H^+ взаимодействует с анионом B^- и образует второй продукт реакции - $H-B$:



Если в реакцию замещения вступает не бензол, а его гомолог или какое-либо другое ароматическое соединение, то уже имеющиеся в бензольном кольце заместители определяют те положения, в которые пойдёт дальнейшее замещение. Это связано с тем, что заместители за счёт электронных эффектов изменяют распределение электронной плотности в бензольном кольце. Заместители подразделяют на электронодонорные (+) и электроноакцепторные (-) в зависимости от знака проявляемого ими электронного эффекта.

Э/д заместители называют заместителями I-го рода, или орто-пара-ориентантами. Все они, кроме галогенов, увеличивают активность кольца в реакциях замещения. Э/д заместители увеличивают электронную плотность в сопряжённой системе.

Э/а заместителями считают электронную плотность в сопряжённой системе. Их называют заместителями II-го рода, или мета-ориентаантами. Все они понижают активность бензольного кольца в реакциях замещения.

Тема 15.

1. Межмолекулярные взаимодействия и их влияние на св-ва веществ. Примеры водородной связи в органических и неорганических веществах.

Отличие реальных газов от идеальных, существование жидкостей и молекулярных кристаллов обусловлено взаимодействием молекул друг с другом, не приводящим к разрыву или образованию новых хим. связей. Хотя различают несколько видов ММВ, большинство из них объединяются общим названием ван-дер-ваальсовых сил, имеющих универсальный хар-р в том смысле, что их наличие зависит от хим. природы молекулы лишь опосредованно, из физ. св-ва.

Ван-дер-ваальсовы взаимодействия:

- 1) ориентационное — между полярными молекулами;
- 2) индукционное — между полярной и неполярной молекулами;
- 3) дисперсионное — между неполярными молекулами.

Водородная связь — притяжение между атомом водорода (+) одной молекулы и атомом F, O, N (-) другой молекулы.

Примеры: $\cdots F-H \cdots F \backslash H \cdots F-H \cdots$ — полимер (HF)_n

$H_3C-C(=O) \cdots H-O \backslash C-CH_3$ — димер уксусной кислоты CH_3COOH .

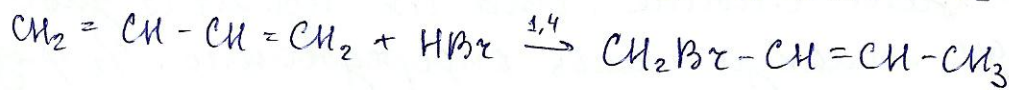
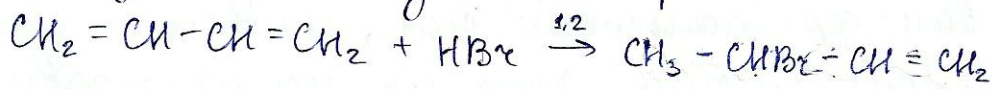
2. Диены. Особенности сопряжённых диенов. 1,2- и 1,4-присоединение, зависимость от температуры. Понятие о термодинамическом и кинетическом контроле.

Алкадиены (диены) — непредельные УВ, содержащие 2 двойные связи. Их св-ва зависят от взаимного расположения двойных связей.

Общая формула: $C_n H_{2n-2}$.

Наибольшее практическое применение имеют сопряжённые диены, в молекулах которых двойные связи разделены ровно одной σ -связью. В сопр. диенах π -электронные системы двойных связей перекрываются между собой и образуют единую π -электронную систему, где электронная плотность уже не принадлежит определённым связям, а делокализована по всем атомам.

Для диенов характерны обычные реакции электрофильного присоединения, свойственные соединениям с двойной связью. Благодаря сопряжению двойных связей в единую систему реакции присоединения могут протекать в двух параллельных направлениях: к одной из двойных связей (1,2-присоединение) или в крайние положения сопряжённой системы с образованием новой двойной связи в центре системы (1,4-присоединение).



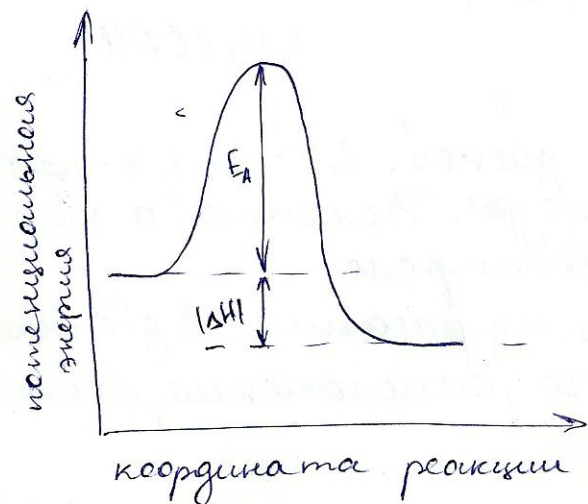
Рассмотрим конкурирующие обратные реакции:



Если соотношение конкурирующих продуктов определяется кинетическими параметрами, т.е. константами скорости прямых реакций, то речь идёт о кинетическом контроле, если же оно задаётся термодинамическими параметрами, т.е. константами равновесия, то говорят о термодинамическом контроле процесса.

Тема 16.

1. Энергетическая кривая элементарной хим. реакции. Прямая и обратная реакции; тепловой эффект и энергия активации.



Эн. кривая — сечение полной поверхности потенциальной энергии ядер вдоль пути наименьшей энергии.

Теоретически все реакции обратимы, практически — нет.

E_A — энергия активации;

$|\Delta H|$ — тепловой эффект.

$$E_{пр} = E_A ; Q_{обр} = -Q_{пр}$$

$$E_{обр} = E_{пр} + Q_{пр}$$

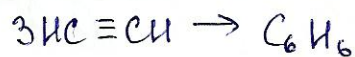
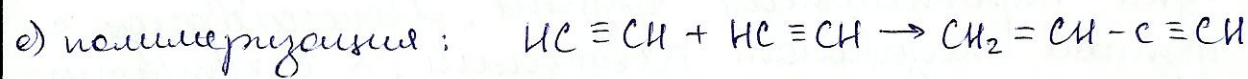
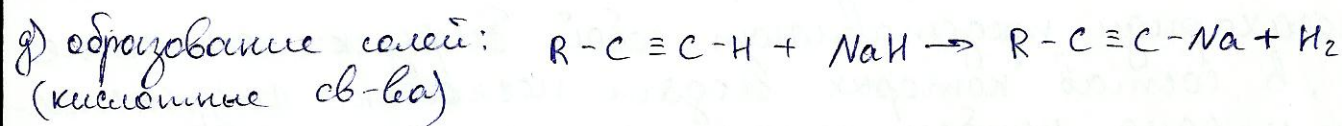
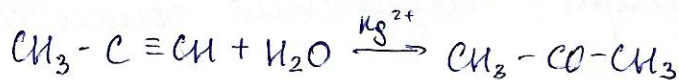
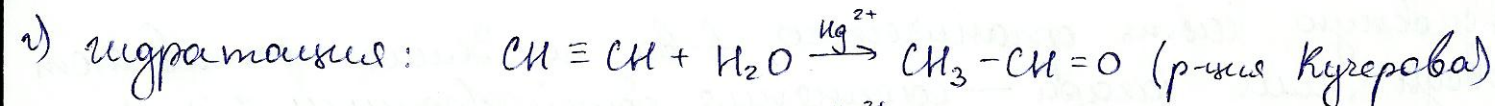
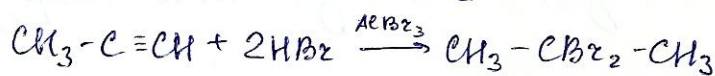
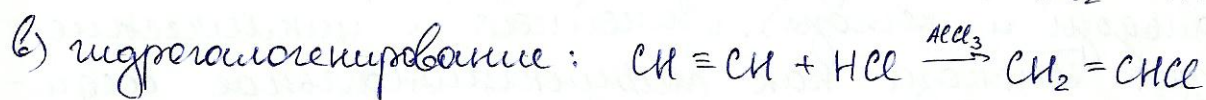
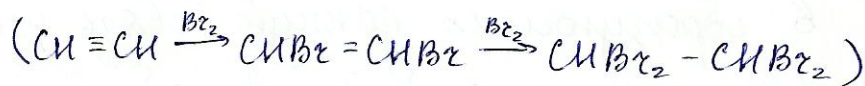
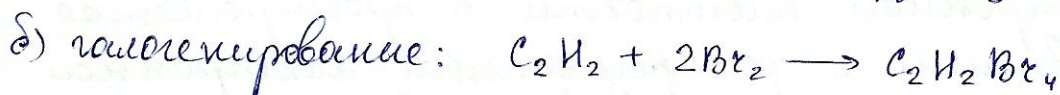
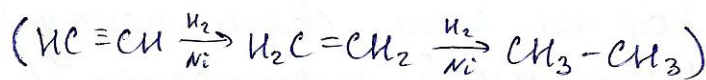
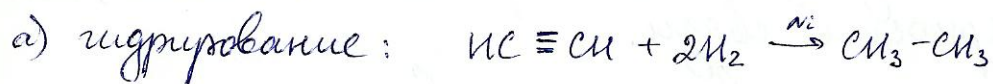
2. Алкины. Особенности строения и хим. св-ва. Сравнение реакционной способности двойной и тройной связи.

Алкины — это непредельные УВ, молекулы которых содержат тройную связь $C \equiv C$.

Общая формула: $C_n H_{2n-2}$

Атомы углерода при тройной связи находятся в состоянии sp -гибридизации. Две σ -связи, образованные гибридными орбиталями, размещаются по одной линии под углом 180° друг к другу. Две π -связи образованы при перекрывании двух пар негибридных $2p$ -орбиталей соседних атомов углерода.

Хим. св-ва:



Тройная связь является более реакционноспособной, т.к. она имеет две π -связи, и является менее устойчивой, чем двойная связь.

1. Характеристики ковалентной хим. связи — длина, энергия, полярность.

Энергия связи — энергия, выделяющаяся при образовании ковалентной связи, или необходимая для разведения двух связанных атомов. Энергия связи характеризует её прочность.

Длина связи — расстояние между центрами связанных атомов. Чем меньше длина, тем прочнее хим. связь.

Дипольный момент связи (μ) — векторная величина, характеризующая полярность связи.

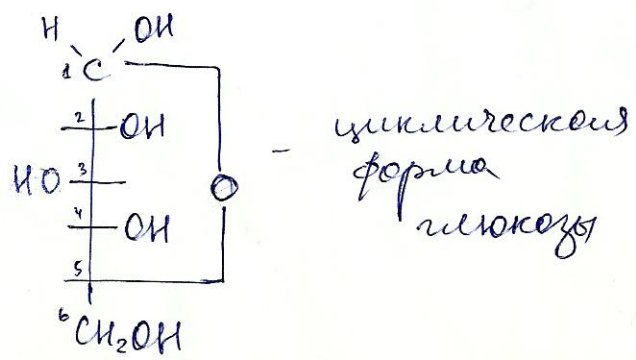
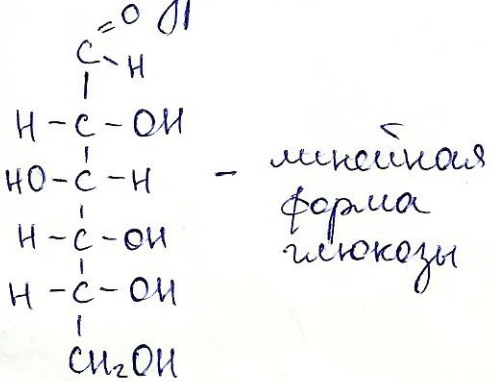
Полярность — характеристика хим. связи, показывающая изменение распределения электронной плотности в пространстве вокруг ядер в сравнении с распределением электронной плотности в образующих данную связь нейтральных атомах.

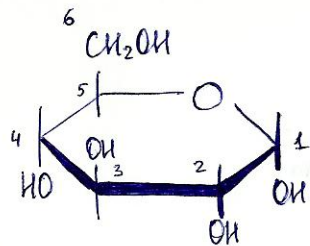
2. Углеводы (альдозы и кетозы). Линейная и циклическая формы глюкозы. Глюкоза как бифункциональное соединение.

Основную часть органического в-ва на Земле составляют углеводы, или сахара — соединения общей формулы $C_n(H_2O)_m$ ($m, n > 3$).

Все моносахариды представляют собой бифункциональные соединения, в состав которых входят несколько гидроксильных групп и одна карбонильная группа. Моносахариды с альдегидной группой называют альдозами, а с кетогруппой — кетозами.

Самый известный представитель моносахаридов — глюкоза $C_6H_{12}O_6$. Глюкоза является бифункциональным соединением, т.к. содержит 2 функциональные группы — одну альдегидную и 5 гидроксильных.





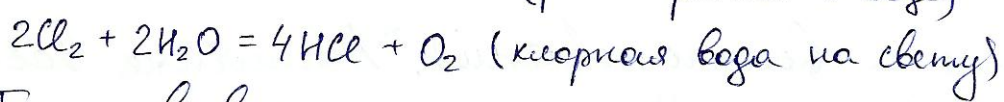
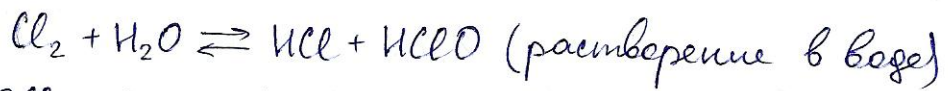
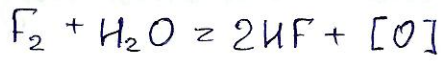
проекции Хеуорса
циклической формы
глюкозы.

Тема 18

1. Галогены. Галогеноводороды. Взаимодействие галогенов с водой. Кислородные соединения галогенов.

Галогены — элементы главной подгруппы VII группы. В эту подгруппу входят элементы F, Cl, Br, I и At. Все элементы, кроме искусственно синтезированного радиоактивного At, встречаются в природе только в виде солей. Нахождение галогенов в виде простых в-в невозможно из-за их высокой химической активности.

Все галогены состоят из двухатомных молекул Hal_2 .



Бром в воде плохо растворим (до 4 масс. %), а йод — практически нерастворим.

Галогеноводороды ($HNal$) — соединения с полярной ковалентной связью, полярность которой уменьшается в ряду $HF - HCl - HBr - HI$ из-за уменьшения % галогена.

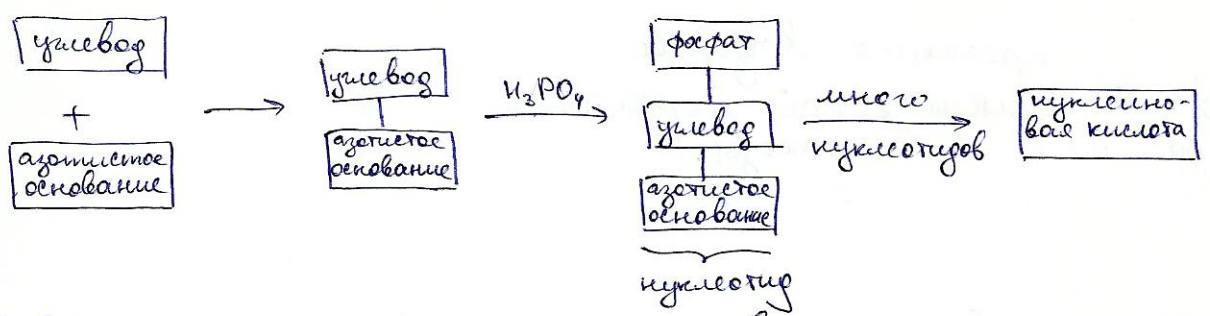
Все галогены кроме фтора проявляют в своих кислородных соединениях разнообразные положительные степени окисления от +1 до +7. Фтор во всех известных кислородных соединениях проявляет степень окисления только -1.

Самые характерные кислородные соединения галогенов — оксиды, кислоты состава $HNalO_n$ ($n = \overline{1,4}$) и их соли.

2. Представление о строении нуклеиновых кислот. Понятие о нуклеотидах и нуклеозидах. Сравнение ДНК и РНК.

Нуклеиновые кислоты — это природные высокомолекулярные соединения (полинуклеотиды), которые хранят наследственную информацию организма и на её основе управляют биосинтезом.

тезом белка.



Известны 2 типа нуклеиновых кислот: ДНК и РНК. В РНК роль сахара выполняет углевод рибоза $C_5H_{10}O_5$, а в ДНК-дезоксирибоза $C_5H_{10}O_4$.

Фрагмент нуклеиновой кислоты, состоящий из остатков сахара в циклической форме и соединённого с ним азотистого основания, называют нуклеотидом.

Молекулы нуклеотидов содержат спиртовые группы OH и могут образовывать сложные эфиры с фосфорной кислотой. Моноэфиры нуклеотидов и фосфорной кислоты называют нуклеотидами.

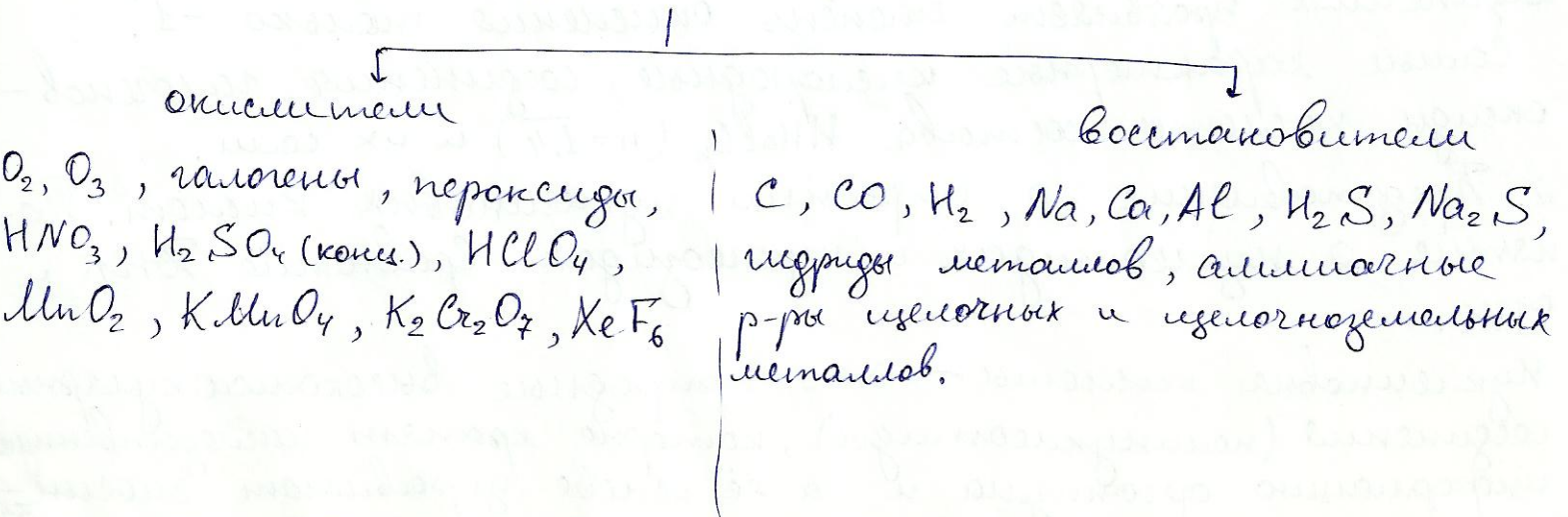
Тема 19.

1. Понятия окисления и восстановления. Типичные восстановители и окислители. Влияние среды на продукты ОВР.

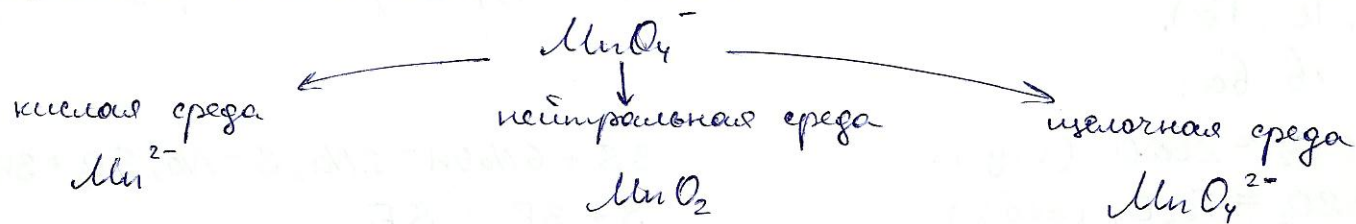
Окисление — это потеря электронов. Элемент, который теряет электроны и тем самым увеличивает свою степень окисления, называют восстановителем.

Восстановление — это приобретение электронов. Элемент, который получает электроны и тем самым понижает свою степень окисления, называют окислителем.

Важнейшие



ОВР могут протекать в различных средах: в кислой, нейтральной и щелочной. В зависимости от среды может изменяться характер протекания реакции Mn^{2+} и теми же V^{3+} . Среда влияет на изменение степеней окисления атомов.



2. Аминокислоты как бифункциональные соединения. Природные аминокислоты. Представление о строении белков. Аминокислоты — важные бифункциональные природные соединения. В состав аминокислот входит аминогруппа $-NH_2$ и карбоксильная группа $-COOH$.

Все природные аминокислоты можно разделить на следующие основные группы:

- а) гликоли или глицина H_2N-CH_2-COOH ;
- б) серосодержащие аминокислоты;
- в) аминокислоты с ароматической гидроксильной группой;
- г) ароматические аминокислоты;
- д) аминокислоты с кислотным радикалом;
- е) аминокислоты с амидной группой;
- ж) аминокислоты с основным радикалом.

Пептиды — это продукты конденсации двух или более молекул аминокислот.

Белки — это природные полипептиды с высокими значениями молекулярной массы.

Можно выделить 4 уровня в строении полипептидной цепи:

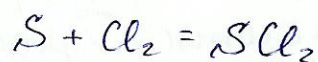
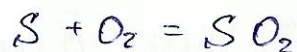
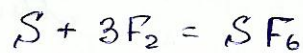
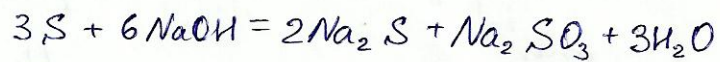
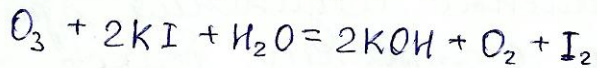
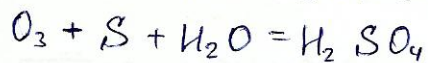
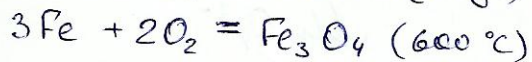
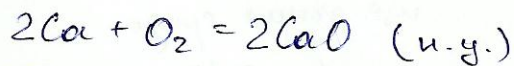
- 1) первичная стр-ра белка — это конкретная последовательность аминокислот в полипептидной цепи.
- 2) вторичная — это конформация полипептидной цепи, т.е. способ скручивания цепи в пространстве за счёт водородных связей OH группами NH и CO .
- 3) третичная — это трёхмерная конфигурация полипептидной цепи в пространстве.
- 4) четвертичная — образования за счёт взаимодействия OH разными полипептидными цепями.

Лист 20.

1. Калькогены. Хим. св-ва простых в-в. Калькогениды. Водородные соединения. Оксиды и кислородные кислоты серы.

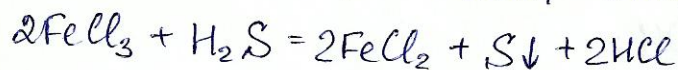
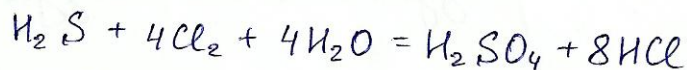
Калькогены — элементы главной подгруппы VI группы (O, S, Se, Te, Po).

Хим. св-ва:

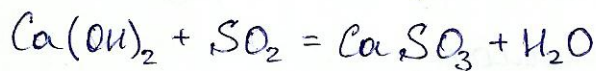
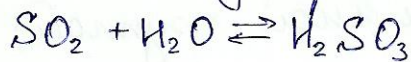


Калькогениды — бинарные хим. соединения калькогенов с металлами.

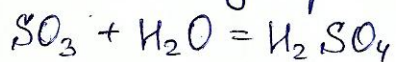
H_2S — сероводород.



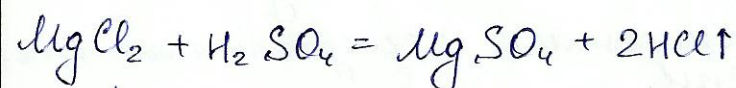
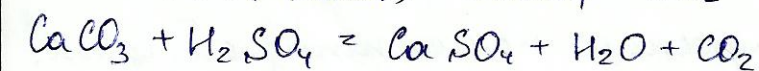
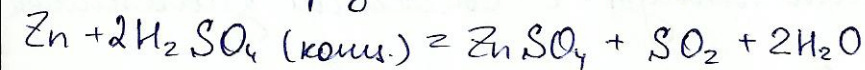
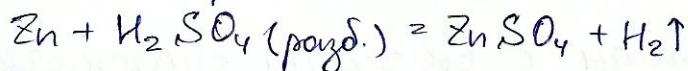
SO_2 — оксид серы (IV).



SO_3 — оксид серы (VI).



H_2SO_4 — серная кислота.



2. Азотсодержащие гетероциклические соединения. Тиридин. Тиррен. Особенности строения, кислотно-основные св-ва, реакции электрофильного ароматического замещения.

Гетероциклические соединения содержат в своих молекулах циклы, в образовании которых принимают участие неуглеродные атомы (гетероатомы).

Пиридин C_5H_5N :

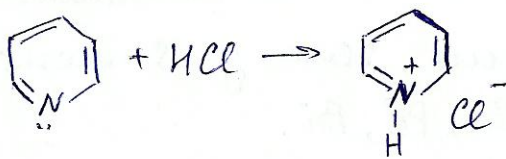


по электронному строению пиридин напоминает бензол. Все атомы углерода и атом азота находятся в sp^2 -гибридном состоянии.

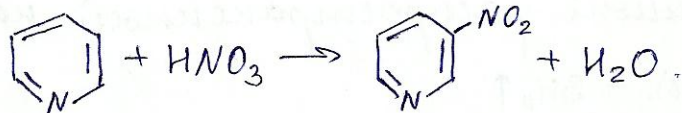
Шесть e^- -нов (по одному от каждого атома), находящихся на гибридных орбиталях, образуют π -электронную ароматическую систему. Из трёх гибридных орбиталей атома азота две ~~вступают~~ участвуют в образовании σ -связей C-N, а третья содержит неподелённую пару e^- -нов.

Хим. св-ва:

а) основные:



б) ароматические:



Пиррол C_4H_4NH :

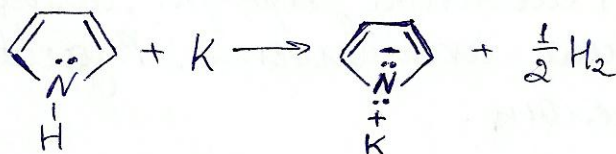


Все атомы углерода и атом азота находятся в sp^2 -гибридном состоянии. Четыре e^- -на, находящиеся на гибридных орбиталях атомов углерода, и два e^- -на на гибридной орбитали

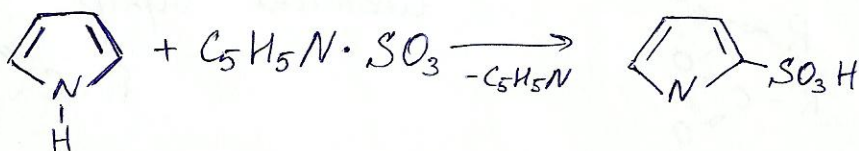
атома азота образуют π -электронную ароматическую систему.

Хим. св-ва:

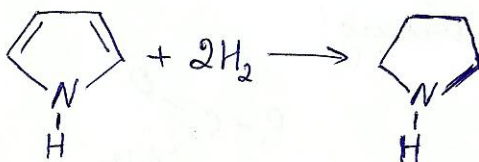
а) кислотные:



б) ароматические:



в) гидрирование:



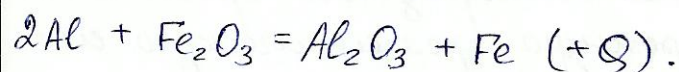
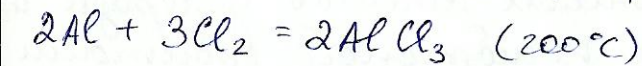
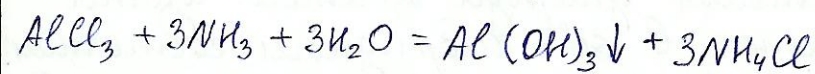
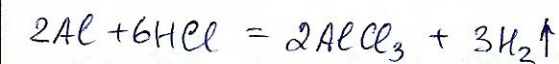
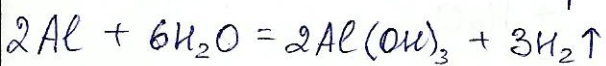
Билет 21.

1. Основные св-ва p-металлов. Положение в ПСХЭ. Особенности химии алюминия: взаимодействие с водой, щелочами и кислотами, восстановительные св-ва.

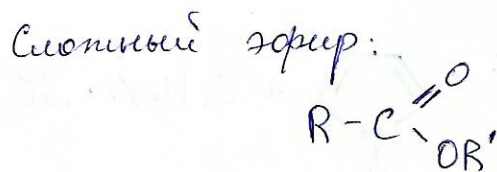
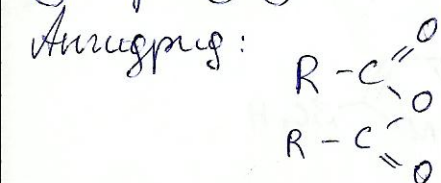
- электронные конфигурации, как у неметаллов — незавершённой p-подуровень;
- легколавкие металлы;
- малые значения I_1 ;
- устойчивы положительные степени окисления $+n$ и $+(n-2)$, где n — номер периода;
- вниз по подгруппе увеличивается стабильность с.о. $+(n-2)$;
- хим. активность меньше, чем у s-металлов.

p-металлы: Al, Ga, In, Tl, Sn, Pb, Bi.

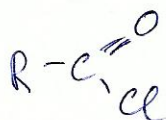
Алюминий — самый распространённый на Земле металл.



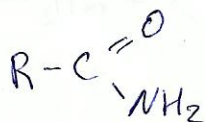
2. Функциональные производные карбоновых кислот — ангидриды, хлорангидриды, сложные эфиры, амиды. Особенности строения, карбонильная активность. Взаимные переходы между производными кислот.



Хлорангидрид:



Амид:



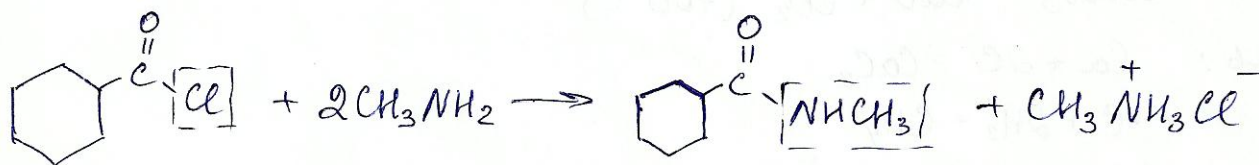
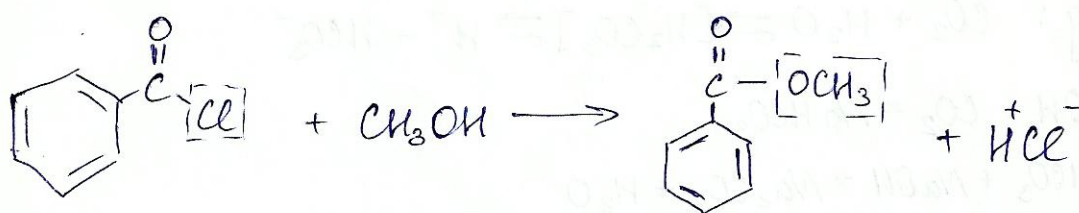
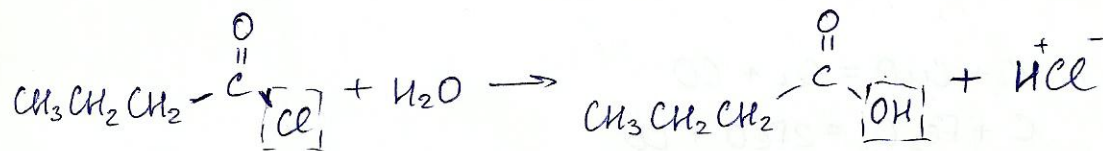
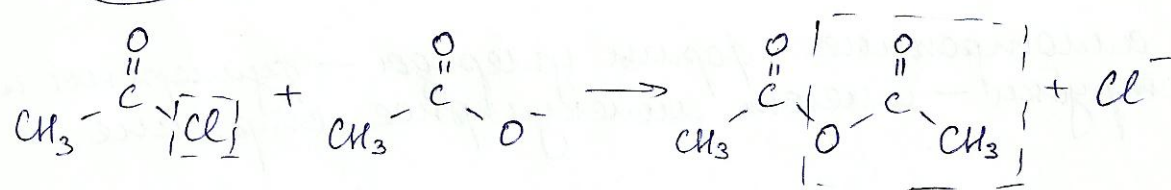
При замещении группы OH в карбоновых кислотах различными группами (X) образуются функциональные производные кислот, имеющие общую формулу R-CO-X.

У всех функциональных производных есть ряд общих св-в. Во-первых, углерод в их функциональной группе имеет степень окисления +3, как и в самих кислотах. Во-вторых, все производные (кроме амидов) — более летучие соединения, чем кислоты, т.к. в них отсутствуют водородные связи между молекулами.

Любое производное с меньшей карбонильной активностью можно получить из соединения с большей карбонильной активностью.

Карбонильная активность:

хлорангидрид > ангидрид > сложный эфир ~ кислота > амид



Билет 22.

1. Углерод. Особенности строения, физических и химических свойств. Оксиды углерода, угольная кислота и карбонаты.

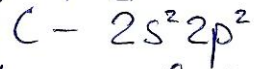
Углерод C - первый элемент IV группы. Атом углерода в соединениях может проявлять все степени окисления от -4 до +4. В природе углерод существует в виде двух аллотропных форм:

а) алмаз - самое твердое в-во в природе. Атомы углерода в алмазе находятся в состоянии sp^3 -гибридизации и образуют атомную кристаллическую решетку с прочными ковалентными связями.

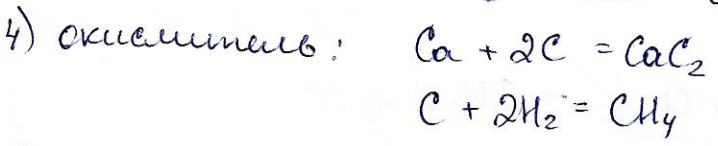
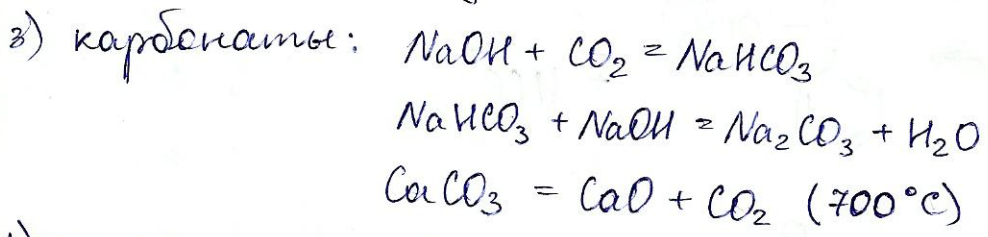
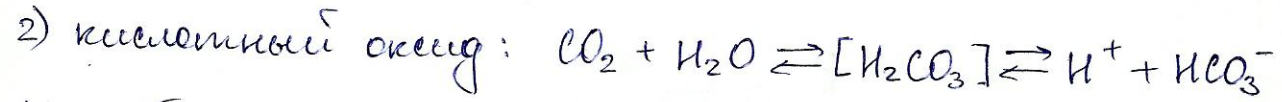
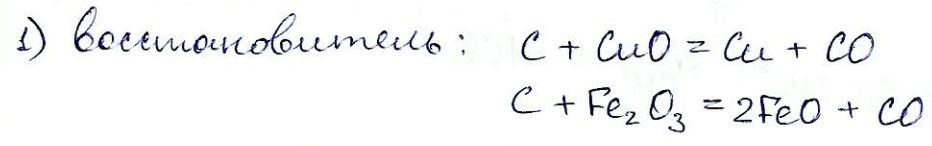
б) графит - слоистое кристаллическое в-во, мягкое на ощупь. Атомы углерода находятся в состоянии sp^2 -гибридизации и образуют слои из шестичленных колец.

В отличие от алмаза, который является изолятором, графит проводит электрический ток. Графит - наиболее устойчивая при обычных условиях аллотропная форма углерода.

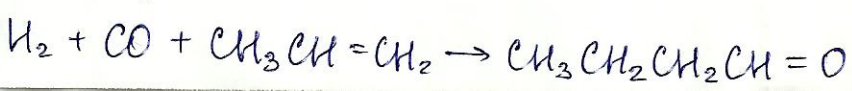
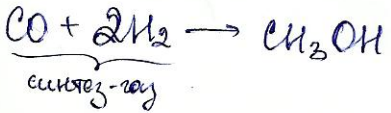
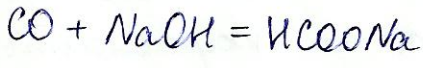
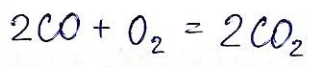
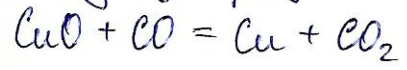
Искусственные аллотропные формы углерода - фуллерены и углеродные нанотрубки - имеют молекулярное строение.



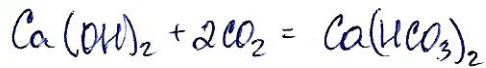
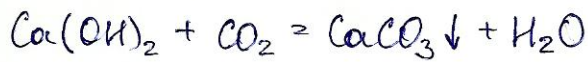
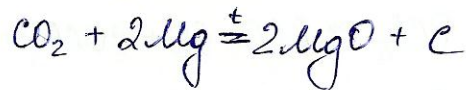
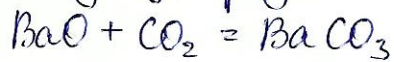
Хим. св-ва:



Оксид углерода (II) CO - угарный газ. ~~угарный газ~~



Оксид углерода (IV) CO_2 - углекислый газ. $\text{O}=\text{C}=\text{O}$

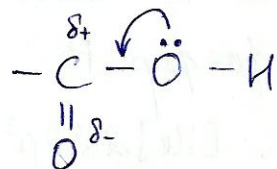


2. Карбоновые кислоты. Особенности строения карбоксильной группы. Хим. св-ва карбоновых кислот.

Карбоновыми кислотами называют соединения, содержащие карбоксильную группу: $-\text{C} \begin{array}{l} \nearrow \text{O}-\text{H} \\ \parallel \text{O} \end{array}$

В состав кислот могут входить несколько таких групп. УВ радикалы в карбоновых кислотах могут быть предельными, непредельными, циклическими или ароматическими.

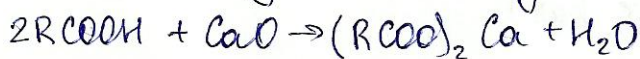
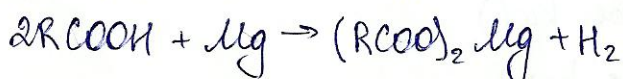
Карбоксильная группа -COOH формально представляет собой сочетание карбонильной $-\text{C}=\text{O}$ и гидроксильной $-\text{OH}$ групп, которые взаимно влияют друг на друга. В группе $\text{C}=\text{O}$ атом углерода имеет частичный положительный заряд и притягивает к себе неподеленную электронную пару атома кислорода в группе OH . При этом электронная плотность на атоме кислорода уменьшается, связь $\text{O}-\text{H}$ ослабляется, и кислотные св-ва усиливаются:



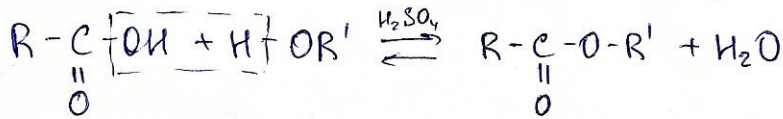
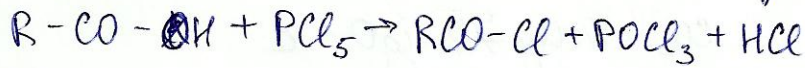
В свою очередь, группа OH гасит положительный заряд на группе $\text{C}=\text{O}$, которая из-за этого теряет способность к реакциям присоединения, характерным для альдегидов и кетонов. Таким образом, св-ва группы -COOH отличаются от св-в групп $-\text{C}=\text{O}$ и $-\text{OH}$ по отдельности.

Карбоновые кислоты - химически активные соединения и обладают разнообразными хим. св-вами:

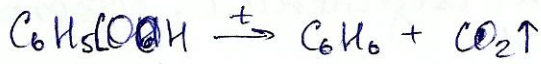
1) р-ция, сопровождающаяся разрывом связи $\text{O}-\text{H}$ (кислотные св-ва):



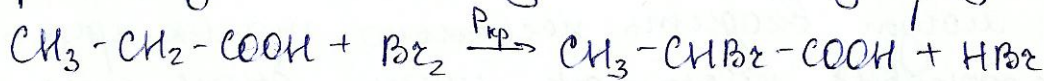
2) образование функциональных производных:



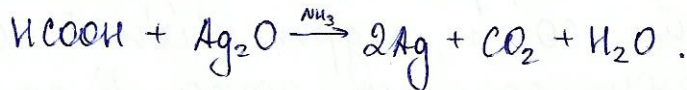
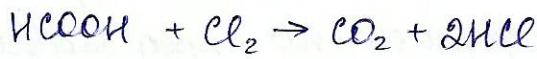
3) декарбоксилирование (отщепление CO_2):



4) p-ами замещения у α -атома углерода:



5) ОВР: $RCOOH + 2[H] \rightarrow RCHO + H_2O$




Тема 23.

1. Подгруппа азота. Типичные степени окисления. Строение простых в-в. Водородные соединения EH_3 . Получение и св-ва аммиака, семь элементов.

В V группе к неметаллам относятся два элемента — азот N и фосфор P.

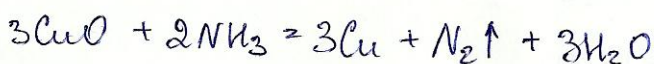
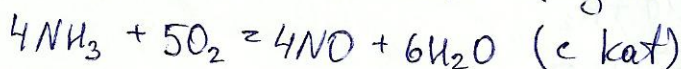
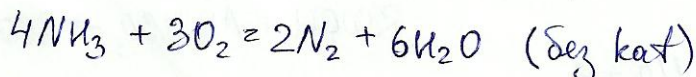
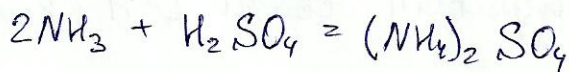
N: $N \equiv N$, $[He] 2s^2 2p^3$, степени окисления все от -3 до +5.

P:  , $[Ne] 3s^2 3p^3$, с.о. -3, 0, 1, 3, 5

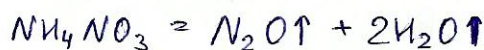
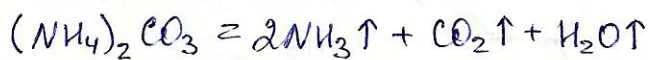
NH_3 - аммиак:

получение: $N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$ (метод Хабера)

св-ва: $2NH_4Cl + Ca(OH)_2 = CaCl_2 + 2H_2O + 2NH_3 \uparrow$



св-ва солей аммония: ~~$\text{NH}_4\text{Cl} + \text{Ca}(\text{OH})_2 \xrightarrow{\text{кат}}$~~



PH_3 - фосфин



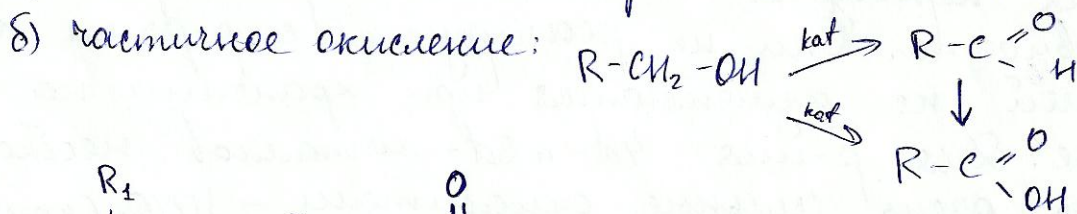
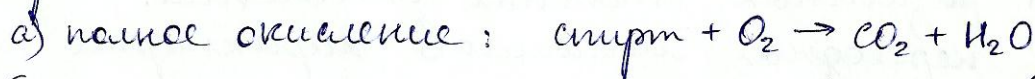
в отличие от аммиака не обладает основными свойствами и практически не реагирует с кислотами.

2. ОВР в органической химии. Восстановление углеводородов, карбонильных соединений, производных кислот. Окисление спиртов, альдегидов, углеводородов.

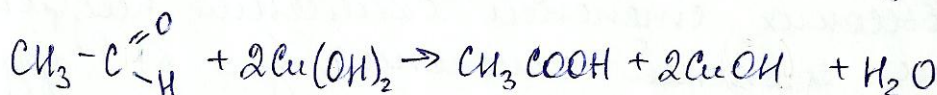
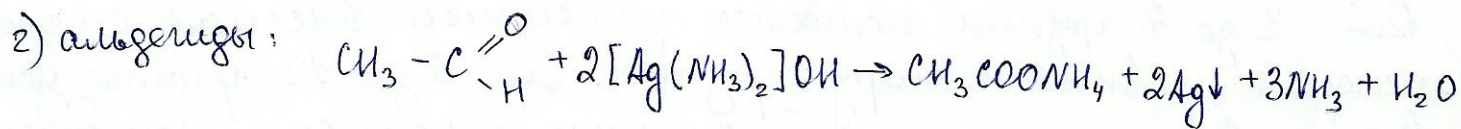
Органическая химия располагает громадным числом р-ций, большинство из которых имеет окислительно-восстановительную природу, т.е. они протекают с переносом e^- -ов.

Окисление:

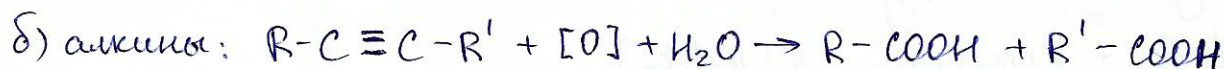
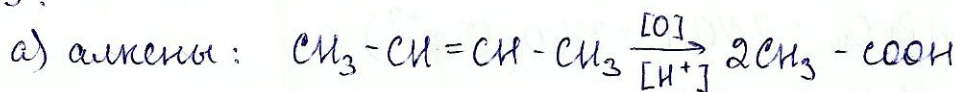
1) спирты:



2) альдегиды:



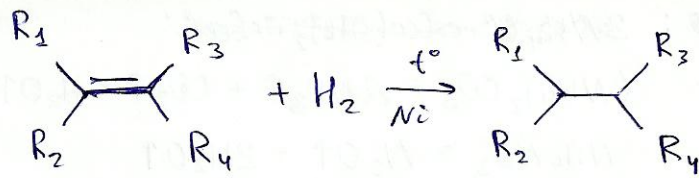
3) УВ:



Восстановление:

1) УВ:

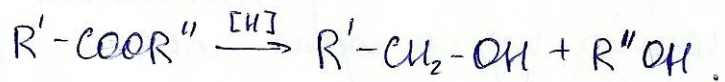
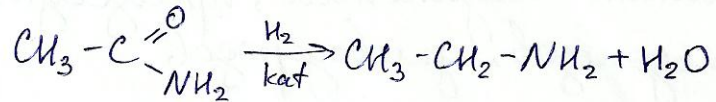




б) алкины: $\text{C}_n\text{H}_{2n-2} + \text{H}_2 = \text{C}_n\text{H}_{2n}$

2) карбоксильные соединения: $\text{H}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{H} + \text{H}_2 = \text{CH}_3\text{OH}$

3) производные кислот: $\text{CH}_3-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{Cl} \xrightarrow[t, \text{кат}]{4[\text{H}]} \text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} + \text{HCl}$

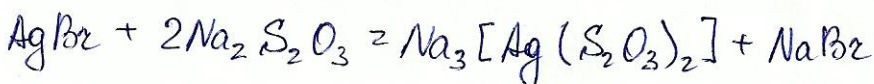
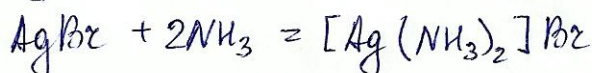
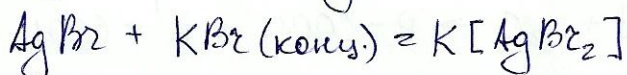
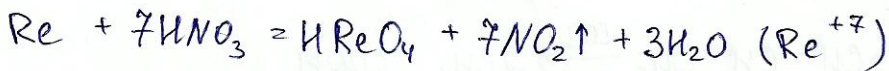
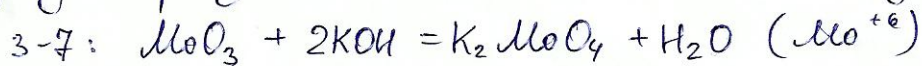


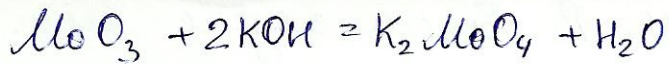
Тема 24.

1. Переходные металлы второго и третьего рядов. Типичные степени окисления и хим. св-ва. Особенности химии молибдена в различных степенях окисления.

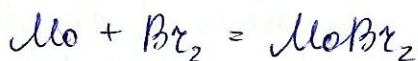
Для этих переходных металлов характерна низкая хим. активность. Они не реагируют с р-рами кислот-неокислителей, не изменяются при хранении на влажном воздухе. Для р-ния 4d- и 5d-металлов необходимо использовать очень сильные окислители — HNO_3 (конц.), царская водка, растворенные нитраты.

От 3 до 7 группы наиболее устойчива высшая степень окисления, равная номеру группы. От 8 до 12 группы устойчивы высокие степени окисления падает. Наибольшее разнообразие степеней окисления для 6-9 групп.



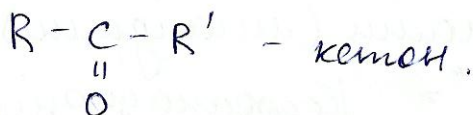
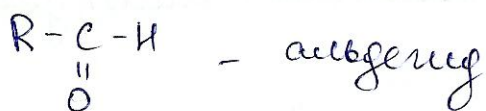

 Mo^{+6}

 $\text{Mo}^{+6} \rightarrow \text{Mo}^{+4}$

 $\text{Mo}^{+6} \rightarrow \text{Mo}^{+3}$

 $\text{Mo}^0 \rightarrow \text{Mo}^{+2}$

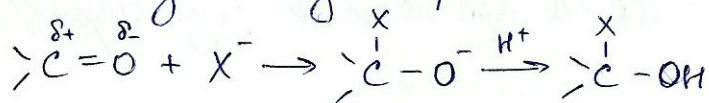
2. Карбонильные соединения. Строение карбонильной группы. Реакции нуклеофильного присоединения, механизм. Сравнение хим. св-в альдегидов и кетонов.

Органические соединения, в молекуле которых имеется карбонильная группа >C=O , называют карбонильными соединениями. Их подразделяют на 2 группы: альдегиды и кетоны.



В карбонильной группе связь между атомами углерода и кислорода — двойная. Атом углерода находится в sp^2 -гибридном состоянии и образует три σ -связи (две связи C-H и одну связь C-O), которые располагаются в одной плоскости под углом 120° друг к другу, π -связь C-O образуется при перекрывании п-орбиталей атомов углерода и кислорода. Двойная связь C=O является сочетанием одной σ - и одной π -связи. В силу большей $\%O$ атома кислорода электронная плотность двойной связи смещена в сторону атома кислорода: $\text{>C}^{\delta+}=\text{O}^{\delta-}$.

Механизм нуклеофильного присоединения:



На первой (медленной) стадии нуклеофильная частица атакует атом углерода карбонильной группы, на котором имеется частичный положительный заряд. На второй стадии (быстрой), происходит присоединение протона к образовавшейся заряженной частице.

Альдегиды и кетоны весьма схожи. В общем случае хим. св-ва альдегидов аналогичны кетонам, однако альдегиды проявляют большую активность, это связано с большей поляризацией связи. Кроме того, для альдегидов характерны р-ции, не характерные для кетонов, например, гидратация в водном р-ре (у кетонах в связи с ещё большей поляризацией связи — полная, а у других альдегидов — частичная):

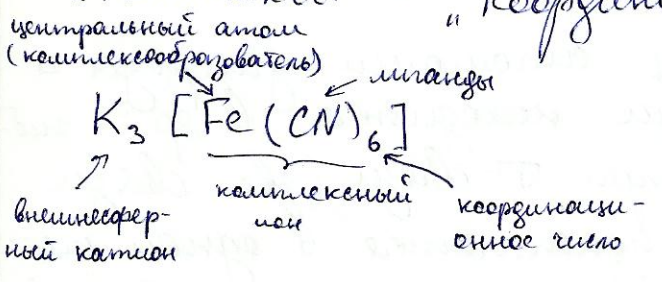
$$R-C \begin{matrix} \text{O} \\ \parallel \\ \text{H} \end{matrix} + H_2O \rightarrow R-CH \begin{matrix} \text{OH} \\ | \\ \text{OH} \end{matrix}$$

Тема 25.

1. Координационные соединения. Основные понятия. Геометрическое строение и изомерия комплексов.

Комплексами называют сложные в-ва, содержащие центральный атом, связанный с несколькими молекулами или ионами (лигандами).

«Комплексы» = «Координационные соединения».



В роли центрального атома может выступать любой элемент, являющийся акцептором e⁻ пар.

Лиганды — это молекулы или отрицательные ионы, которые могут служить донорами e⁻ пар.

Геом. стр-ра комплексов зависит, в первую очередь, от их координационного числа. Самые распространённые координационные числа — 2, 4 и 6 (линия, квадрат/тетраэдр, октаэдр).

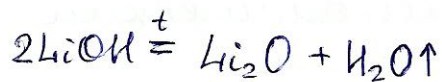
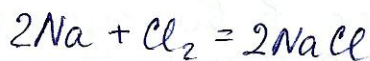
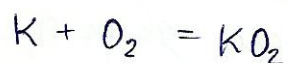
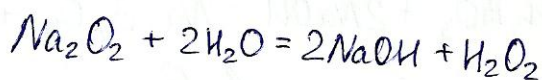
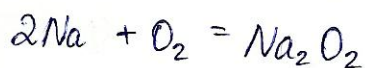
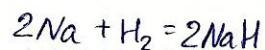
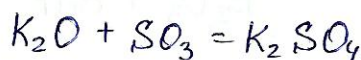
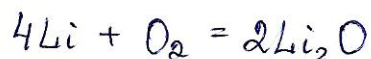
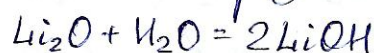
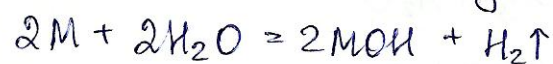
При наличии в одном комплексе разных типов лигандов возможно существование геометрических изомеров (цис- и транс-изомеры).

Позиционная изомерия — одна и та же частица (молекула или отрицательный ион) может находиться как во внутренней, так и во внешней сфере комплекса.

2. Щелочные и щелочноземельные металлы. Основные физические и хим. св-ва. Взаимодействие с кислородом и водой.

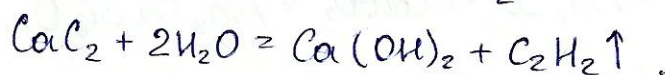
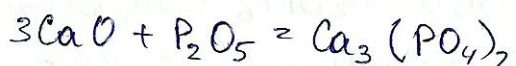
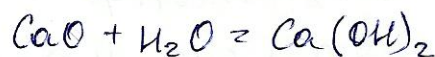
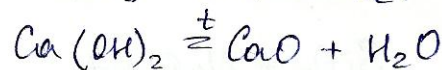
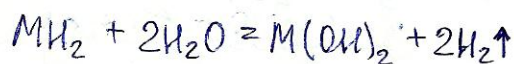
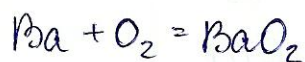
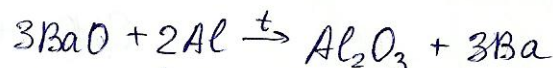
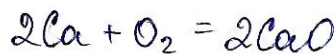
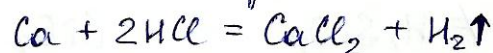
Щелочные металлы — это элементы главной подгруппы I группы: Li, Na, K, Rb, Cs, Fr (P/A).

Все щелочные металлы имеют близкие физ. св-ва: это в-ва серебристо-белого цвета (кроме золотисто-желтого цезия), они очень мягкие. Все металлы имеют объемно-центрированную кубическую решетку. Они легкоплавки и имеют наименьшую плотность среди всех металлов.



Щелочноземельные металлы — это металлы группы II группы (Ca, Sr, Ba).

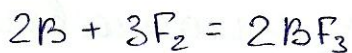
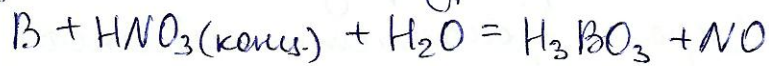
По сравнению с щелочными металлами, щелочноземельные обладают большей плотностью и более высокими температурами плавления и кипения. Ч/з металлы имеют разные типы кристаллической решетки.



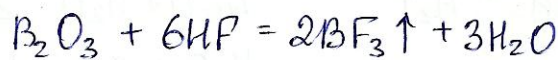
Тема 26.

1. Кремний и бор. Особенности строения, физ. и хим. св-ва. Оксиды кремния и бора, силикаты, бораты.

Бор В - простое в-во существует в виде аморфной и кристаллической модификаций (стр-ра образована объединением икосаэдров).

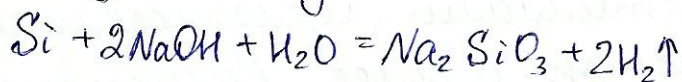
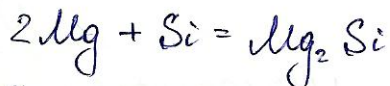
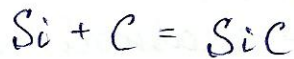
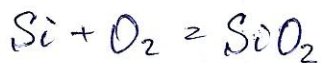


Оксид бора (III) B_2O_3 : $\text{B}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{BO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

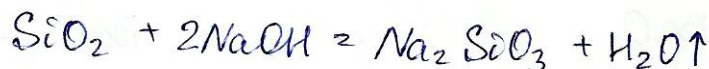
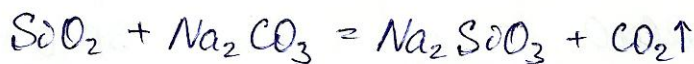
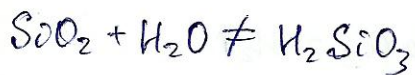
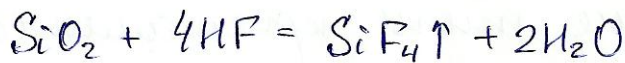


Бораты: $4\text{H}_3\text{BO}_3 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 + 7\text{H}_2\text{O}$ (сура).

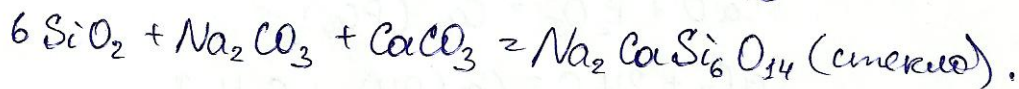
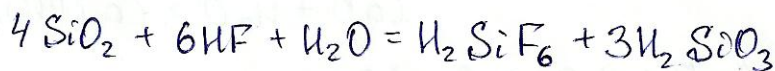
Кремний Si - простое в-во существует в виде двух аллотропных модификаций: кристаллический и аморфный кремний.



Оксид кремния SiO_2 : $\text{SiO}_2 + 2\text{KOH} = \text{K}_2\text{SiO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

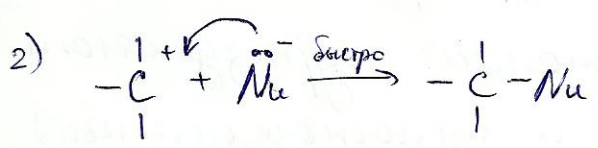
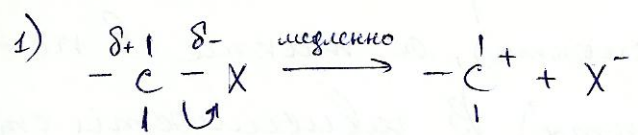


Силикаты: $\text{SiO}_2 + \text{NaOH} \neq$

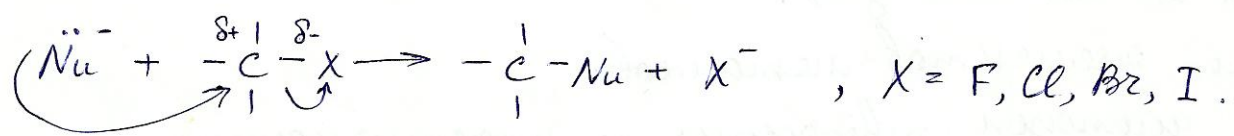


2. Реакции нуклеофильного замещения. Механизмы $\text{S}_{\text{N}}1$ и $\text{S}_{\text{N}}2$. Особенности реакций нуклеофильного замещения в спиртах. Конкуренция элиминирования и замещения.

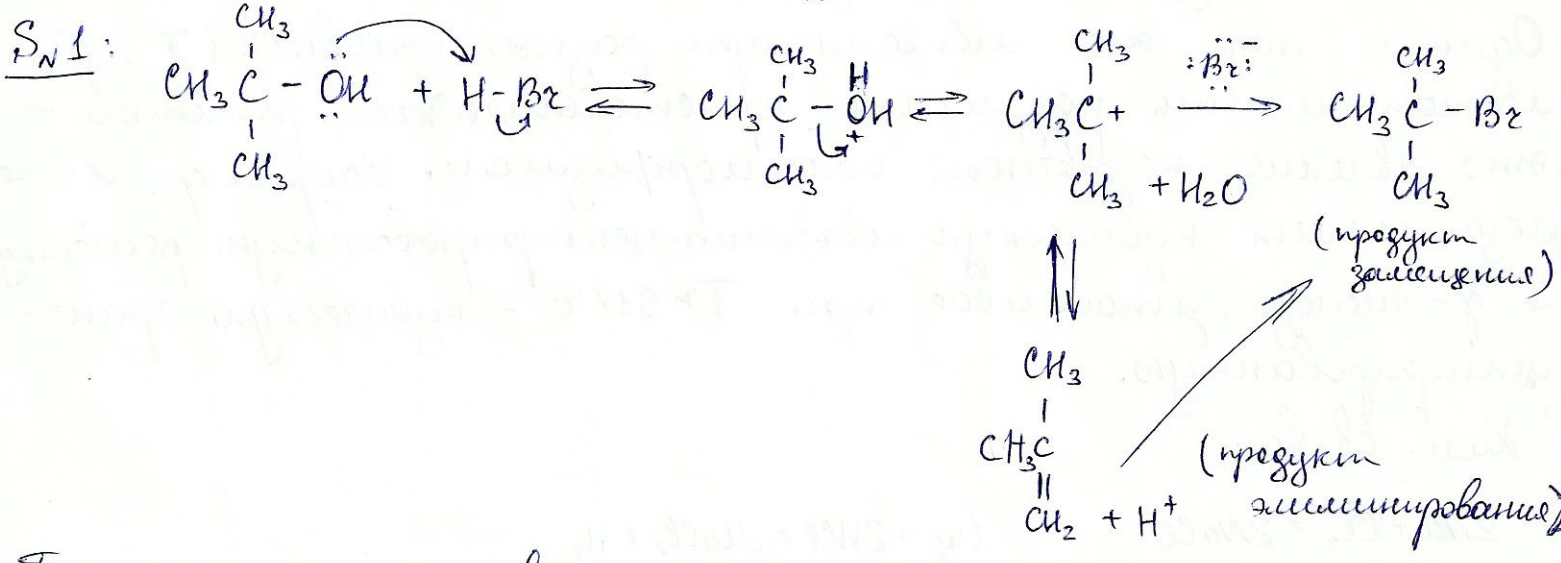
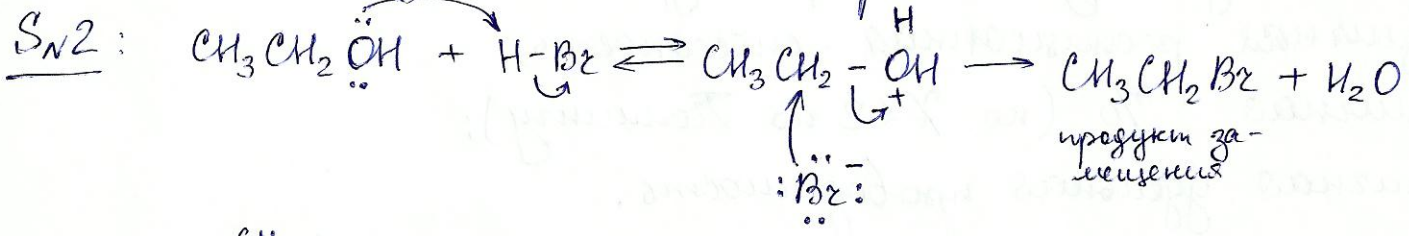
Механизм р-ции S_N1 (мономолекулярного нуклеофильного замещения):



Механизм р-ции S_N2 (бимолекулярного нуклеофильного замещения):



Нуклеофильное замещение в спиртах:



Процессы элиминирования и нуклеофильного замещения всегда протекают параллельно, т.к. все нуклеофилы одновременно являются и основаниями. Соотношение продуктов элиминирования и замещения зависит от природы реагентов и условий проведения реакции. Подбирая условия р-ции и реагент, можно добиться преимущественного протекания р-ции в нужном направлении.

Тема 27.

1. Положение металлов в Периодической системе. Общие физические и химические св-ва металлов. Кристаллическое строение металлов.

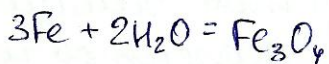
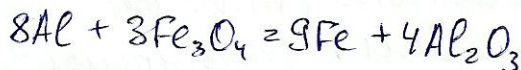
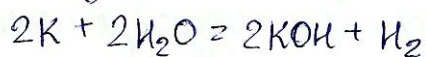
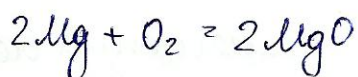
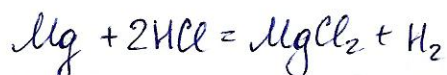
Из всех известных хим. элементов более 90 являются металлами. В ПСХЭ элементы-металлы расположены в начале периодов (s- и некоторые p-элементы), а также в побочных подгруппах (все d- и f-элементы). В зависимости от конфигурации валентных e⁻ов, металлы подразделяют на 4 группы: s-металлы (щелочные и щелочноземельные), p-металлы, d-металлы (переходные металлы) и f-металлы (лантаноиды и актиноиды).

Особенности элементов-металлов:

- 1) широкий диапазон твердости и пластичности;
- 2) широкий диапазон температур плавления;
- 3) разная реакционная способность;
- 4) разная валентность (но $X \leq 2$ по Полингу);
- 5) разная удельная проводимость.

Один и тот же металл при разных условиях (T и p) может иметь различные кристаллические решетки — это явление называют полиморфизмом. Например, α-железо имеет кубическую объемно-центрированную решетку, а γ-железо, устойчивое при $T > 917^\circ\text{C}$ — кубическую гранецентрированную.

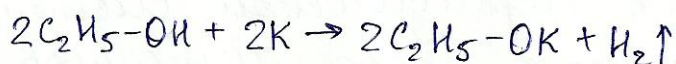
Хим. св-ва:



2. Кислотно-основные св-ва органических соединений на примере спиртов и аминов.

Спирты:

а) кислотные св-ва (выражены очень слабо):



д) основные св-ва:



обусловлены наличием неподеленной электронной пары на атоме кислорода.

Амины:

а) основные св-ва (благодаря наличию электронной пары на атоме азота):



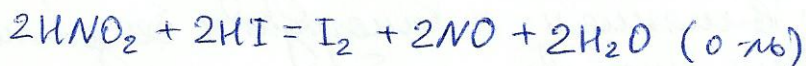
Тема 28.

1. Кислородные кислоты азота и фосфора. Структуры и кислотность.

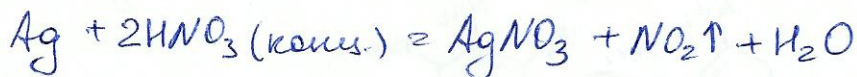
Азотистая кислота HNO_2 : $H-O-N=O$

Азотная кислота HNO_3 : $O-N(=O)-O-H$

HNO_2 - очень активное в-во, она может проявлять св-ва как окислителя, так и восстановителя:



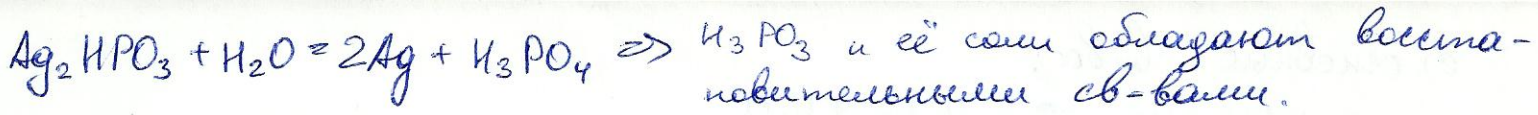
HNO_3 - очень сильная о-ль.



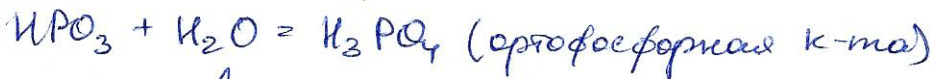
Фосфорноватистая кислота H_3PO_2 : $H-O-P(=O)-H$ одноосновная кислота ср. силы

Благодаря с.о. фосфора (P^{+1}) H_3PO_2 и её соли - сильные в-ва.

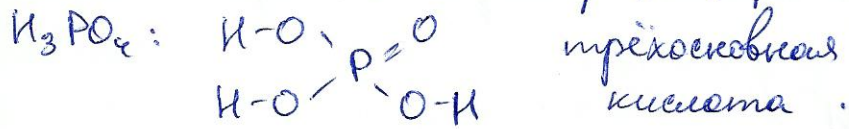
Фосфористая кислота H_3PO_3 : $H-O-P(=O)-O-H$ двухосновная кислота ср. силы



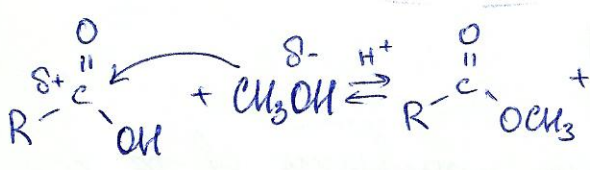
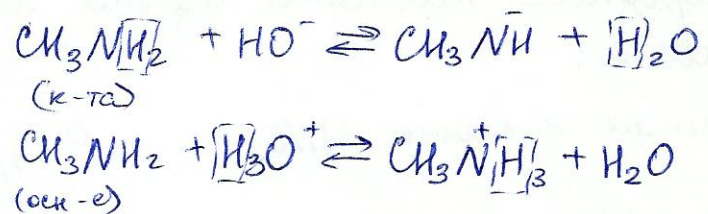
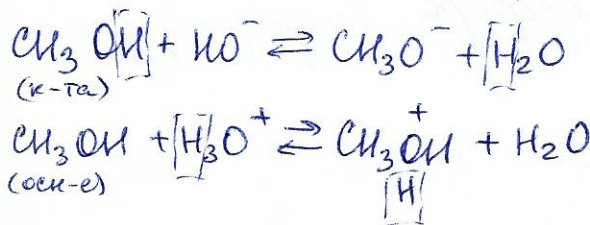
HPO_3 - метафосфорная к-та.

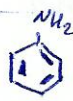


при нагревании H_3PO_4 до 200-250 °C происходит её обезвоживание, и образуется тетрафосфорная к-та $H_4P_2O_7$.

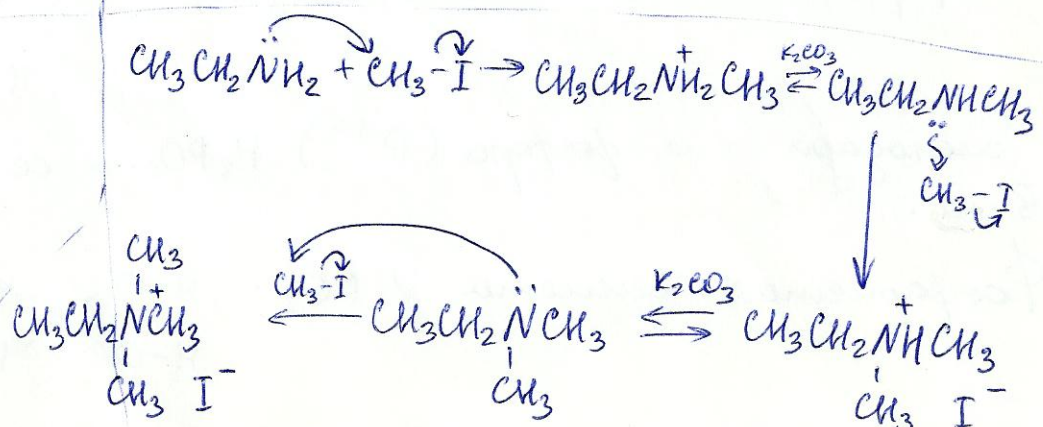
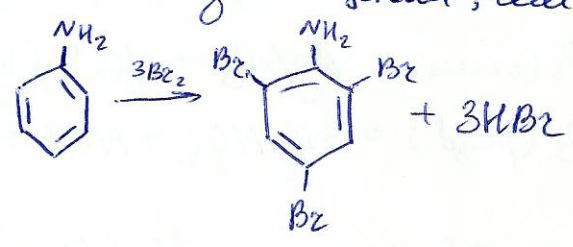
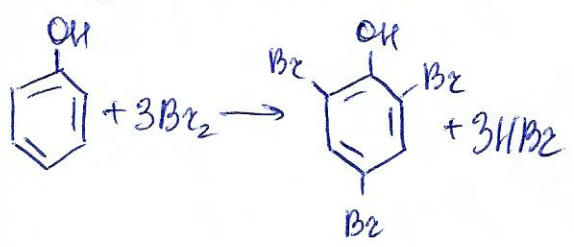


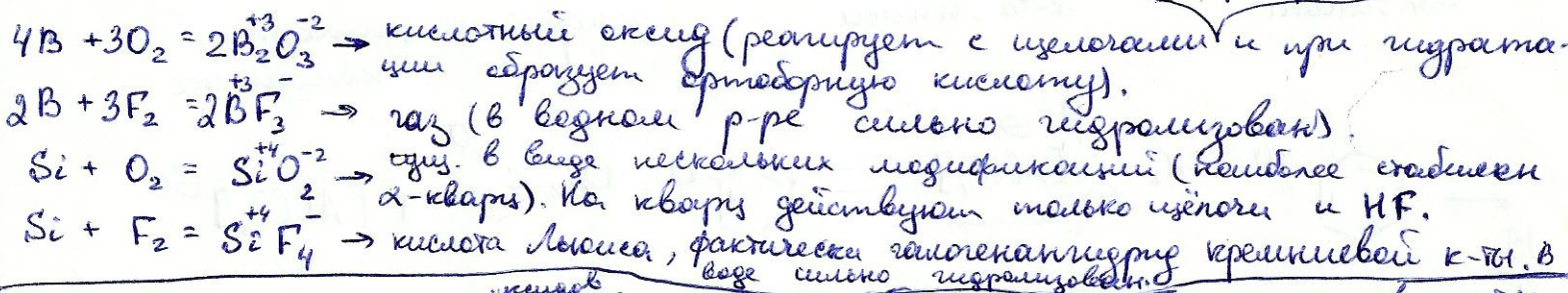
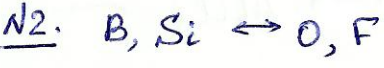
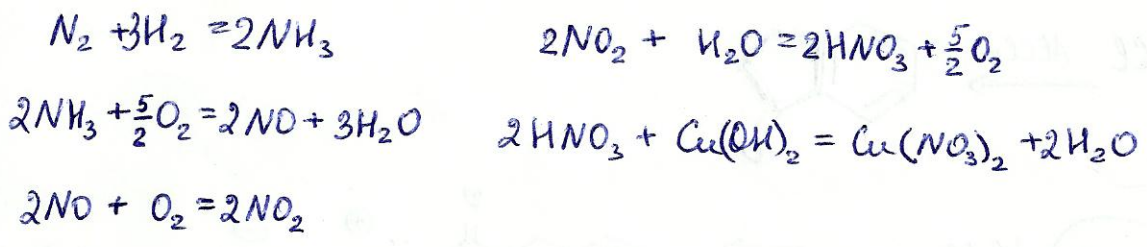
2. Сравнение св-в алифатических и ароматических спиртов и аминов (кислотно-основные св-ва, нуклеофильность, влияние OH и NH₂ группы на св-ва бензольного ядра).



Для амина  характерны реакции как по аминогруппе, так и по ароматическому кольцу. С одной стороны, бензольное кольцо ослабляет основные св-ва аминогруппы по сравнению с алифатическими аминами. С другой стороны, под влиянием аминогруппы бензольное кольцо становится более активным в реакциях замещения, чем бензол. Пример:

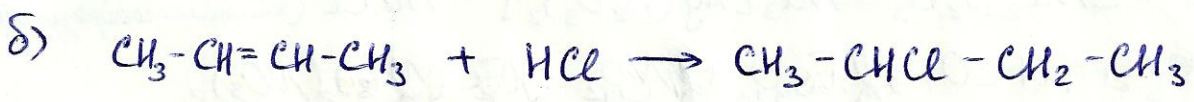
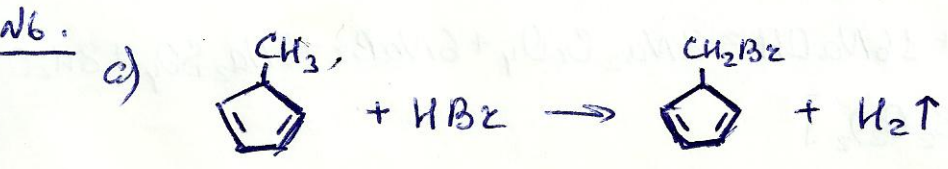
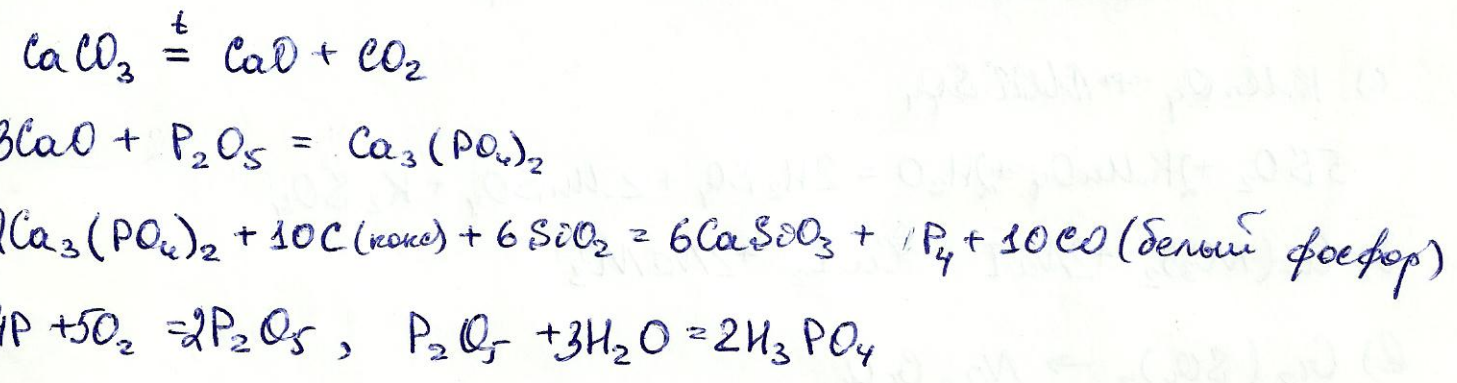
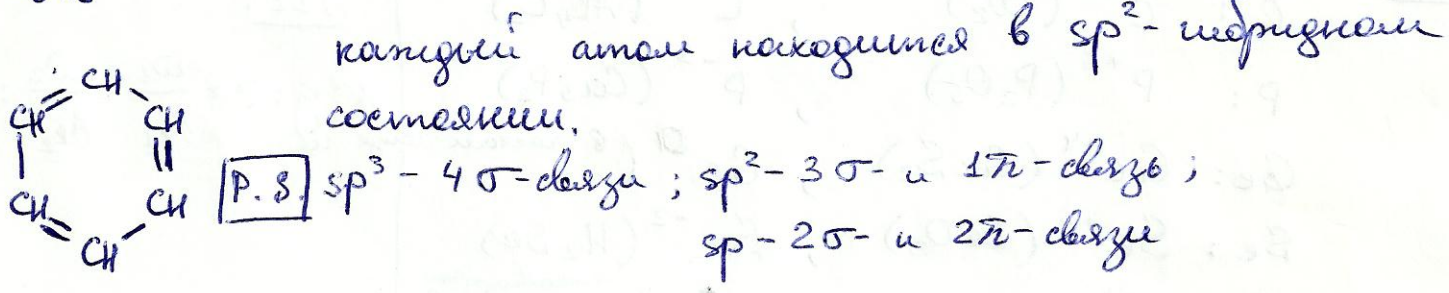
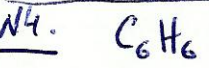
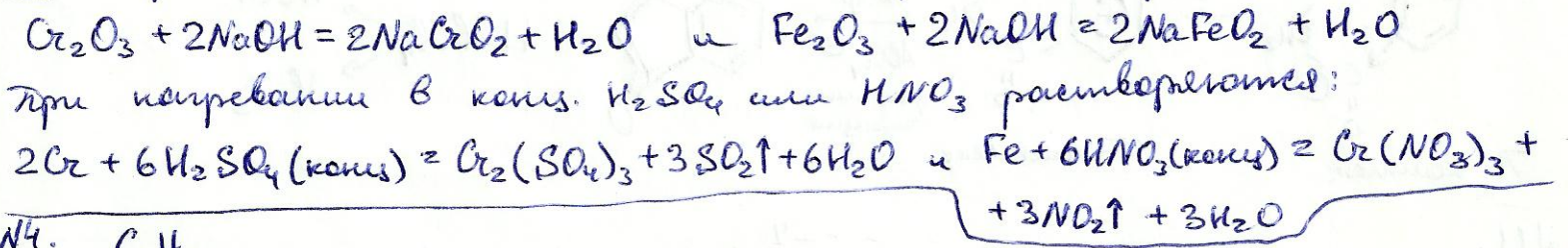
Электродонорные группы ослабляют кислотность OH-группы, а электроакцепторные, напротив, усиливают её.



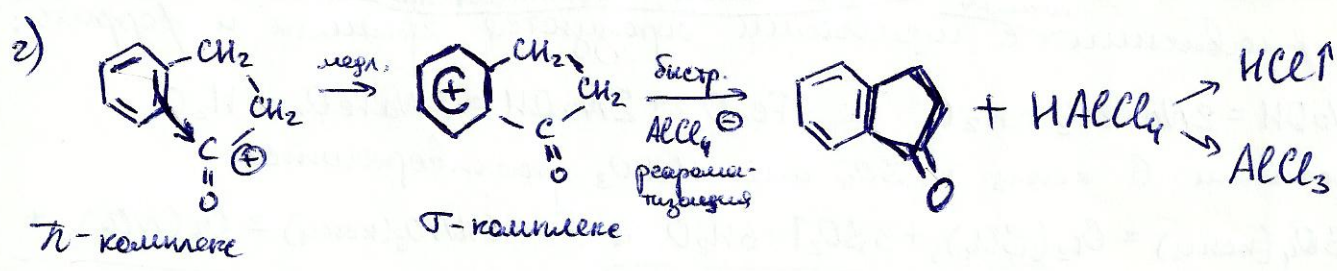
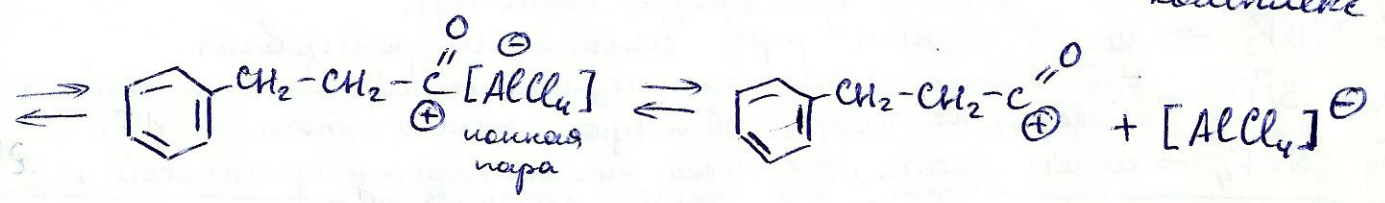
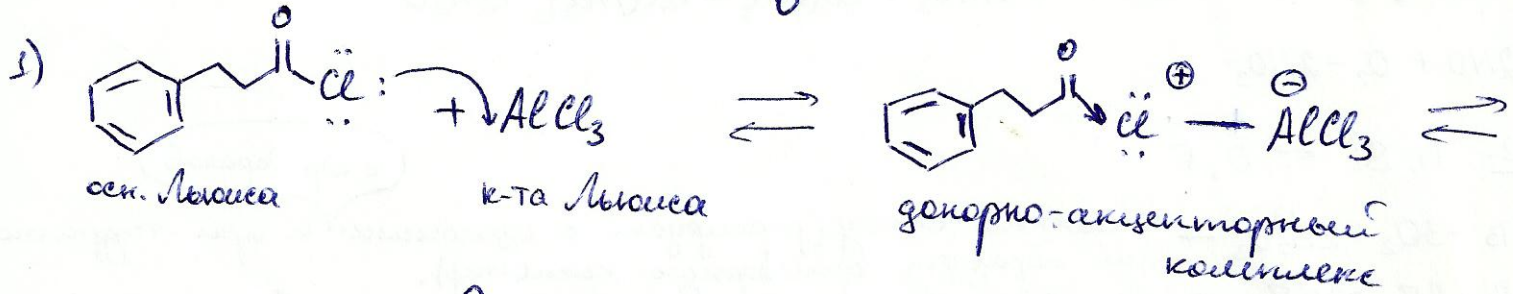


с сбр. диоксид

N3. При сплавлении с щелочами образуются хромиты и ферриты;



N 8.



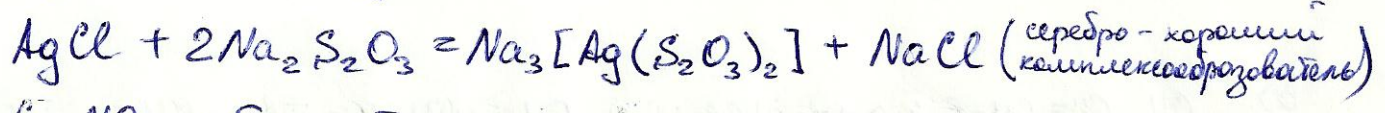
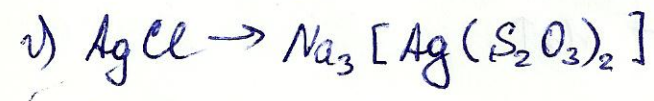
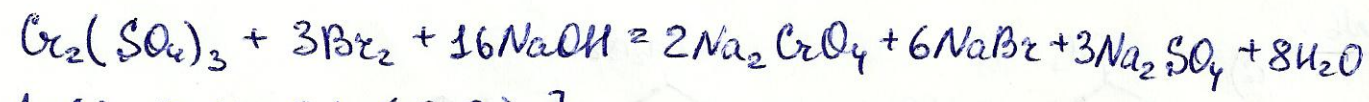
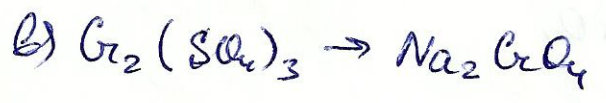
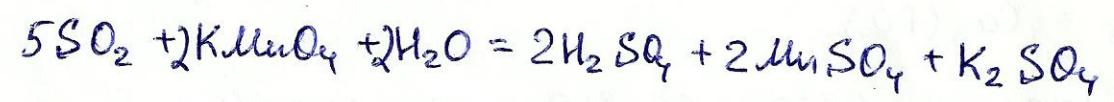
N 11.

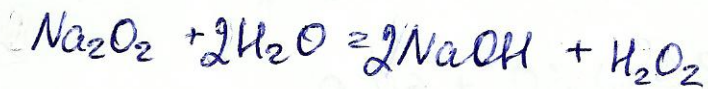
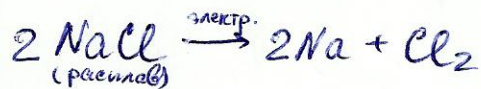
C: C^{+4} (CO_2)	, C^{-4} (Al_4C_3)
P: P^{+5} (P_2O_5)	, P^{-3} (Ca_3P_2)
Ge: Ge^{+4} (GeS_2)	, Ge^0
Se: Se^{+6} (SeO_3)	, Se^{-2} (H_2Se) селенидологосред
I: I^{+7} (HIO_4) иодная κ-та	, I^- (KaI_2)

N 12.

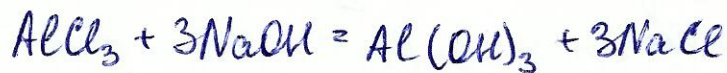
$$x : y : z = \frac{\omega_1}{M_1} : \frac{\omega_2}{M_2} : \frac{\omega_3}{M_3}$$

N 14.





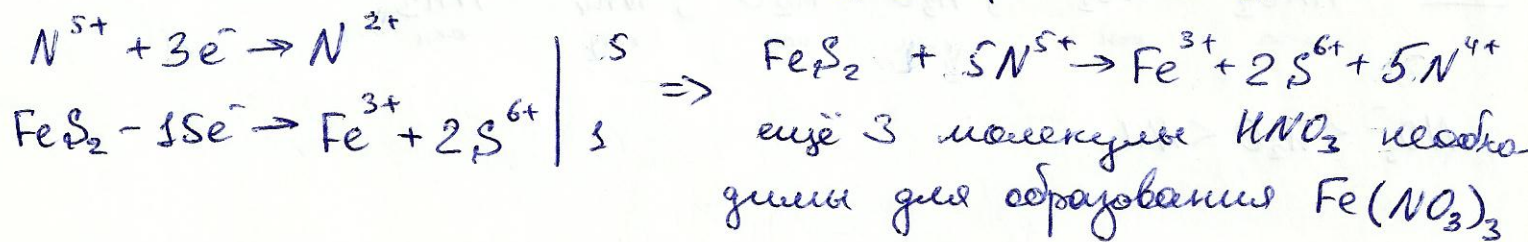
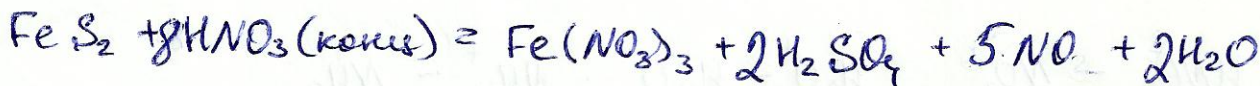
N16.

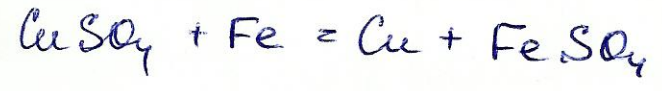
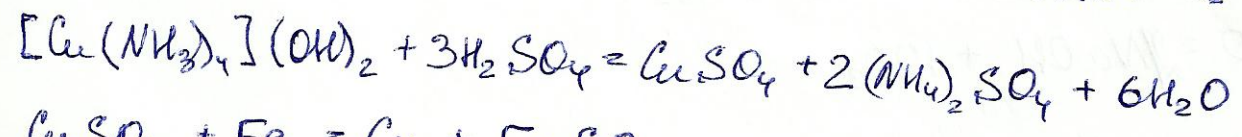
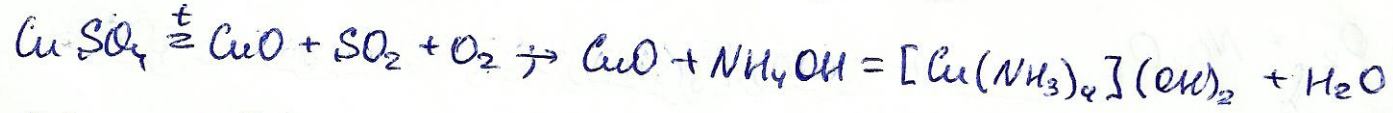
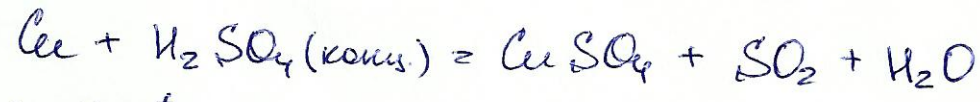
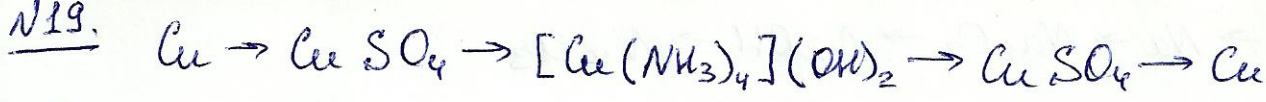


N17.

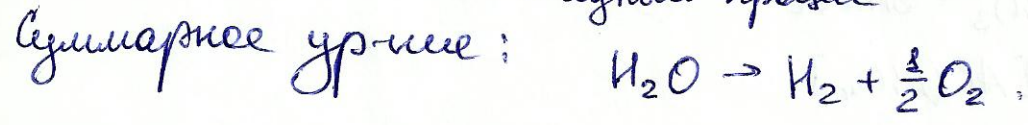
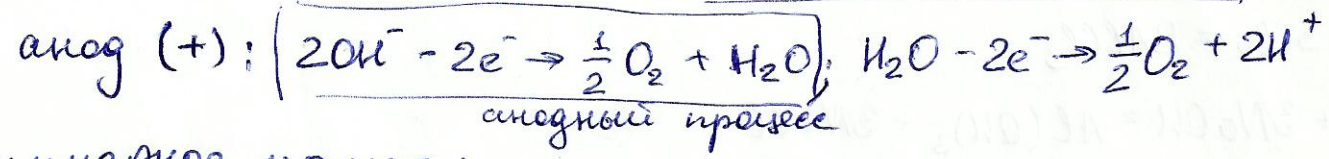


N18.





N20. Водный р-р KOH катодный процесс



N21. Водородный электрод: $2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2$ ($E^0 = 0 В$)
 $p_{H_2} = 1 атм$

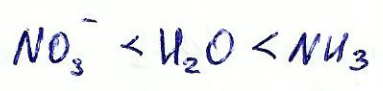
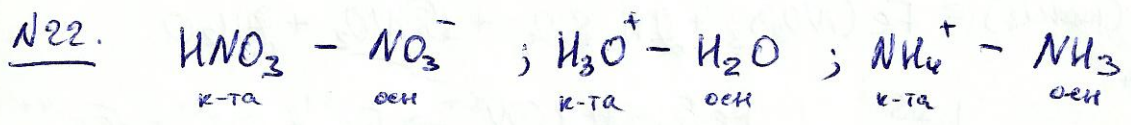


$pH = 7$ (чистая вода)

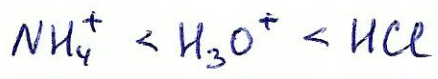
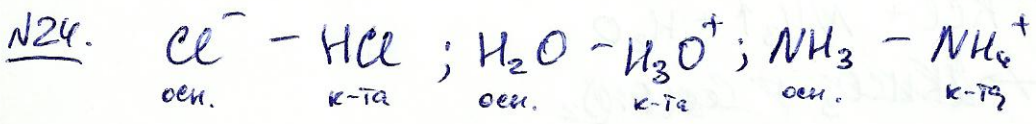
$E = E^0 + \frac{RT}{nF} \lg \frac{a_{Ox}^2}{a_R^2} = E^0 + \frac{0,059}{2} \lg \frac{a_{Ox}^2}{a_R^2}$

a - активность: $a_{Ox} = c$ (разб. р-р); $a_R = p$ (уг. газ). Итого:

$E = E^0 + \frac{0,059}{2} \cdot 2 \lg \frac{c_{H^+}}{p_{H_2}} = 0 + 0,059 \lg c_{H^+} = -0,059 pH = \boxed{-0,41 В}$

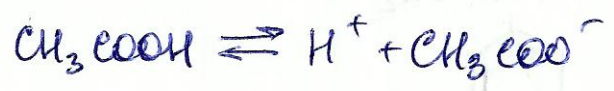


N23.



N25. $C = 1,5M$; $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$

pH-?



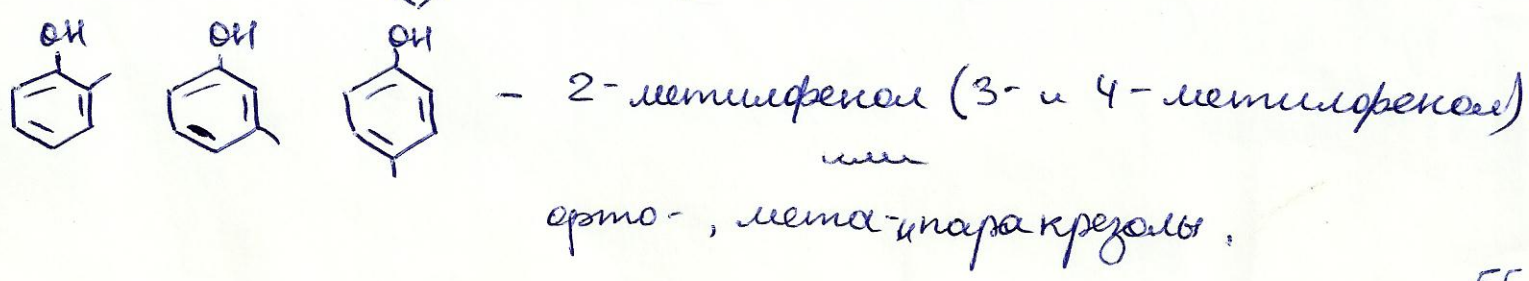
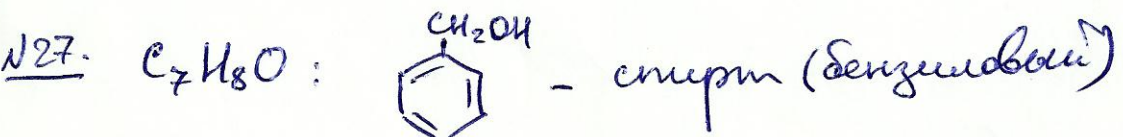
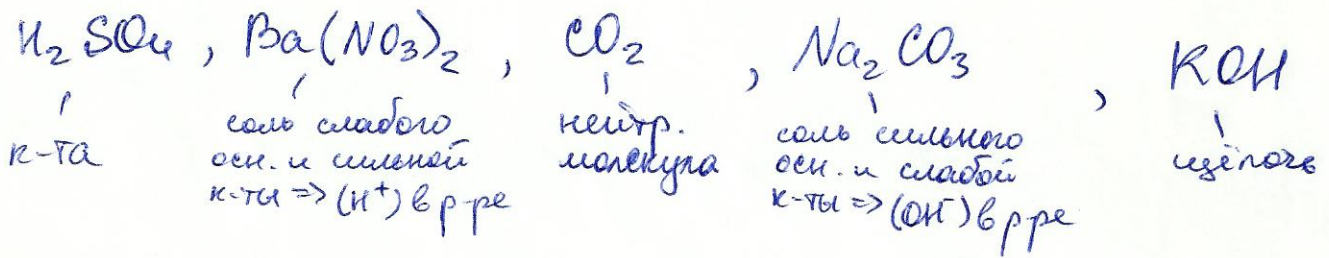
$C = [\text{CH}_3\text{COOH}] + [\text{CH}_3\text{COO}^-]$
 $[\text{H}^+] = [\text{CH}_3\text{COO}^-]$
 $\Rightarrow K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = \frac{[\text{H}^+]^2}{C - [\text{H}^+]^2}$

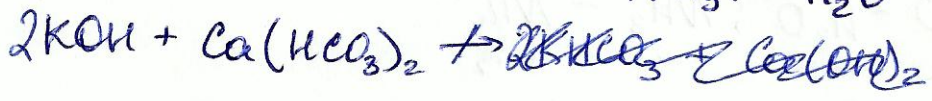
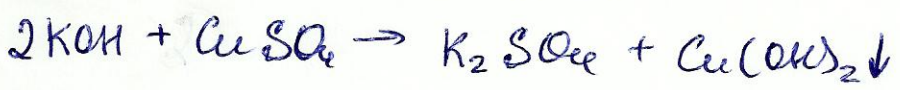
если $[\text{H}^+] \ll C$; $K_a \approx \frac{[\text{H}^+]^2}{C} \Rightarrow [\text{H}^+] \approx \sqrt{K_a \cdot C}$

$\lg [\text{H}^+] = \frac{1}{2} (\lg K_a + \lg C) \Rightarrow \text{pH} = -\frac{1}{2} (\lg C - \text{p}K_a) = -\frac{1}{2} (\lg C + \lg K_a)$

$\text{pH} = -\frac{1}{2} (\lg(1,5 \cdot 1,8 \cdot 10^{-5})) \approx \boxed{2,3} (< 7) \Rightarrow$ кислая среда.

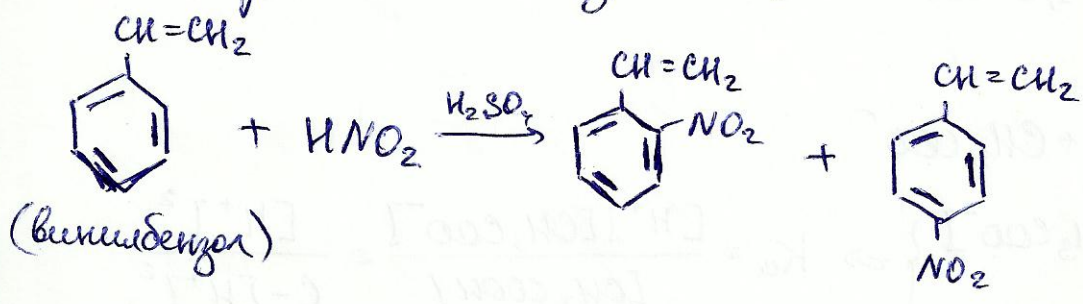
N26.





N9.

1) Электрофильное замещение:



2) Электрофильное присоединение:

