

Ответы на задания USU Chemical Contest 2017

1. «Синерод» - устаревшее название дициана, $(\text{CN})_2$. Синеродистая ртуть - это цианид ртути (II), $\text{Hg}(\text{CN})_2$. При нагревании он разлагается:



Если соль была сырая, то дициан реагирует с водой и образует синильную кислоту и продукты ее гидролиза:



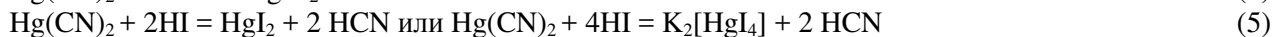
Связь Hg-C очень прочная; дополнительно, движущей силой реакции оксида ртути с синеродистым калием может стать комплексообразование (при избытке последнего):



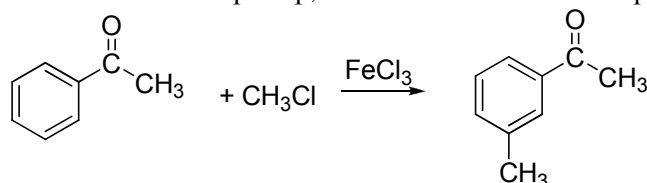
Как видно, раствор «делается щелочным» из-за образующегося гидроксида калия.

Хлороводородная (HCl), йодистоводородная (HI) и сернистоводородная (H_2S) кислоты вытесняют слабую синильную кислоту из ее соли. В случае йода также можно указать в качестве продукта комплексное соединение.

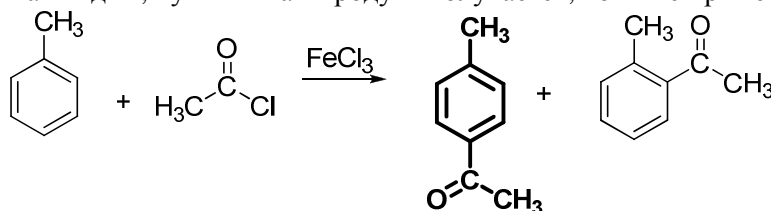
Сероводород образует осадок сульфида ртути (II):



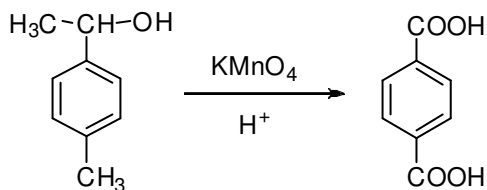
2. Рассмотрим все предложенные варианты по порядку. Ацетофенон, или ацетилбензол, имеет соединенную с кольцом акцепторную ацильную группу, которая, конечно же, будет являться ориентантом II рода и направлять электрофил в *мета*-положение. Реакции электрофильного замещения в ароматических системах всегда происходят при катализе кислотами Льюиса. Например, можно использовать хлорид железа (III):



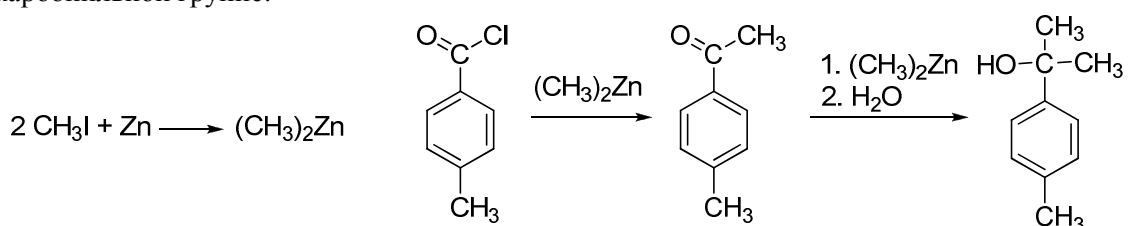
Донорная метильная группа в толуоле, напротив, будет ориентантом I рода, и реакция с ацетилхлоридом пойдет в *para*- и *орто*-положения. Как видим, нужный нам продукт получается, хоть и с примесью *o*-изомера:



n-Толлил, как легко установить из контекста даже не зная этого наверняка, это радикал, образованный отрывом атома водорода из *para*-положения толуола. Если заместить этим радикалом один из водородов при первом атоме углерода в этаноле (первый – тот, что соединен с гидроксигруппой), получим 1-(*n*-толил)этанол. И вот его окисляют подкисленным перманганатом. Посмотрев на структуру субстрата и вспомнив, как себя ведет в этих условиях толуол и что кетоны тоже могут окисляться этим реагентом, становится понятно, что целевой кетон не станет конечным продуктом реакции:



Осталось рассмотреть действие цинка на смесь хлорангидрида *p*-толуиловой кислоты и йодистого метила. Цинк – довольно активный металл, и он, как и магний, способен образовывать металлоорганические соединения с галогеналканами. При добавлении в смесь, цинк реагирует с йодистым метилом с образованием диметилцинка. Последний действует аналогично реактиву Гриньяра, и реакция вновь не останавливается на кетоне, а идет дальше, по карбонильной группе:



Таким образом, к метил-*n*-толилкетону приводит вариант б). В остальных случаях это вещество не образуется вообще или образуется в очень малых количествах.

3. При выполнении этого задания надо знать, что энтропия газа всегда больше, чем энтропия жидкости, а последняя почти всегда больше, чем энтропия твердого тела. Суммарная энтропия системы будет суммой энтропий компонентов, так что в случаях, где протекают химические реакции, для определения знака ΔS часто достаточно взглянуть на уравнение химической реакции: если общее количество газов возрастает, энтропия увеличивается, и наоборот.

а) Единственный случай, когда никаких химических процессов не происходит. При смешении разных газов энтропия всегда возрастает, т. к. увеличивается число возможных перестановок частиц, а $S = k \ln W$.

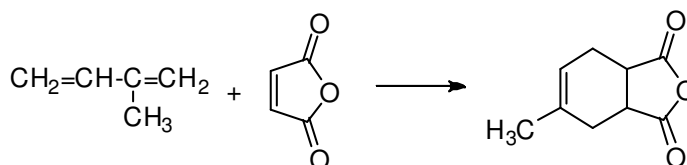
б) Уравнение реакции окисления аммиака следующее: $4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 = 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}$. При 800°C все эти вещества, конечно, находятся в газообразном состоянии. В правой части суммарно 10 моль частиц, в левой 9 моль. Следовательно, энтропия возрастает.

в) При действии на FeSO_4 воды в количестве, недостаточном для его растворения, образуются кристаллогидраты; в данном случае образуется железный купорос: $\text{FeSO}_{4(\text{тв.})} + 7\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж.})} = \text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}_{(\text{тв.})}$.

Как видно, общее число частиц падает, семь моль жидкости переходят в твердый кристаллогидрат, система становится более упорядоченной, энтропия уменьшается.

г) Силан реагирует с водой следующим образом: $\text{SiH}_4 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{SiO}_2 + 4\text{H}_2$. При 150°C и силан, и вода являются газами, а диоксид кремния, естественно, твердым телом. Получается, в левой части 3 моля газообразных веществ, а в правой – 4. Энтропия возрастает.

д) Взаимодействие изопрена (он же 2-метилбутадиен-1,3) и малеинового ангидрида протекает в соответствии со схемой, приведенной справа (реакция Дильса-Альдера). Общее число частиц уменьшается, и энтропия тоже уменьшается.



4. Методика определения взята из статьи R. M. Engelbrecht and F. A. McCoy / *Determination of Potassium by a Tetraphenylborate Method // Analytical Chemistry – 1956. – Vol. 28. – Pp. 1772-1773.*

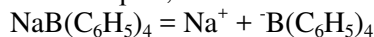
1. Рассчитать, какой металл вызывает выпадение осадка, можно с помощью фактора пересчета, нужного для удобства расчета массы металла по массе полученного осадка. Фактор пересчета равен отношению молярной массы определяемого компонента к молярной массе вещества в осадке (гравиметрической формы):

$$F = M(\text{опред. компонента}) / M(\text{гравиметрич. формы})$$

В данном случае, по всей вероятности, идет реакция ионного обмена. Определяемым компонентом является искомый металл, поэтому формула расчета фактора пересчета будет выглядеть так:

$$F = M(\text{металла}) / (M(\text{металла}) + M(\text{остатка}))$$

В тетрафенилборате натрия катионом является натрий, а анионом – тетрафенилборат:



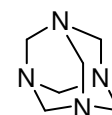
Следовательно, в осадок выпадает тетрафенилборат искомого металла, и остатком будет являться группа $\text{B}(\text{C}_6\text{H}_5)_4$. Подставляя ее молярную массу, получаем уравнение, из которого можно найти молярную массу искомого металла:

$$0,10894 = M(\text{Me}) / (319 + M(\text{Me})),$$

откуда $M(\text{Me}) = 39$ г/моль, что соответствует калию.

Возможен и другой случай: если искомый металл более чем одновалентен, в состав осадка войдут несколько анионов $\text{B}(\text{C}_6\text{H}_5)_4$. Хотя анионы очень большие, все же для подстраховки желательно рассмотреть варианты $M(\text{B}(\text{C}_6\text{H}_5)_4)_2$ и $M(\text{B}(\text{C}_6\text{H}_5)_4)_3$; в этих случаях при проведении аналогичных расчетов получаются кратные 39 молярные массы: 78 и 117 г/моль. Однако подходящих металлов с такими значениями молярных масс в таблице Менделеева нет.

2. Ионы аммония устраняют реакциями со щелочью: $\text{NH}_4^+ + \text{NaOH} = \text{Na}^+ + \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$ и с формалином (водный раствор формальдегида): $6\text{CH}_2\text{O} + 4\text{NH}_3 = \text{C}_6\text{H}_{12}\text{N}_4 + 6\text{H}_2\text{O}$. В последней реакции образуется уротропин (гексаметилентетрамин, см. формулу справа).



3. Мешать определению будут металлы, радиусы которых больше, чем у калия (общее правило: нерастворимы соединения с крупным анионом и крупным катионом): рубидий и цезий.

4. Гравиметрически в виде тетрахлорплатината или хлората, а также методом фотометрии пламени, полярографически и др.

5. Джон Кларк, писатель-фантаст и известный американский разработчик ракетного топлива, на своем родном английском писал об этом веществе так:

«It is, of course, extremely toxic, but that's the least of the problem. It is hypergolic with every known fuel, and so rapidly hypergolic that no ignition delay has ever been measured. It is also hypergolic with such things as cloth, wood, and test engineers, not to mention asbestos, sand, and water — with which it reacts explosively. It can be kept in some of the ordinary structural metals — steel, copper, aluminum, etc. — because of the formation of a thin film of insoluble metal fluoride which protects the bulk of the metal, just as the invisible coat of oxide on aluminum keeps it from burning up in the atmosphere. If, however, this coat is melted or scrubbed off, and has no chance to reform, the operator is confronted with the problem of coping with a metal-fluorine fire. For dealing with this situation, I have always recommended a good pair of running shoes.»

Из условий понятно, что **X** – крайне агрессивное в химическом смысле вещество.

Поскольку плотность смеси газов по водороду $D_{H_2} = 14^{1/8}$, можно рассчитать «молярную массу смеси», которая будет равна среднему значению молярных масс компонентов (т. к. смесь эквимольная).

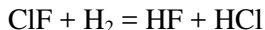
$M(\text{смеси}) = 0,5 \cdot (M(\text{газа}_1) + M(\text{газа}_2))$ и в то же время

$M(\text{смеси}) = D_{H_2} \cdot M(H_2) = 14,125 \cdot 2 \text{ г/моль} = 28,25 \text{ г/моль}$.

Если подумать, глядя на это число, какие компоненты могут входить в эту смесь, то можно сообразить, что в нее **обязательно** должно входить вещество, содержащее хлор. В самом деле, 0,25 получается только усреднением с целым числом чего-то с нецелочисленной молярной массой, заканчивающейся на 0,5. А это может быть только хлор. Поскольку эти газы образовались в реакции **Y** с водородом, в качестве первого предположения логично рассмотреть HCl. Тогда мол. масса второго газа, выраженная из уравнения выше, равна:

$M(\text{газа}_2) = (M(\text{смеси}) - 0,5 \cdot M(\text{газа}_1)) / 0,5 = (28,25 - 0,5 \cdot 36,5) / 0,5 = 20 \text{ (г/моль)}$

Подходит фтороводород. Итого, смесь состоит из HF и HCl. Значит, **Y** это ClF, а реакция с водородом шла так:



Можно также рассчитать мол. массу фрагмента, присоединившегося к серебру при его реакции с **X**. Молярная масса серебра 108, и его там 73,97%. Следовательно, $108 \text{ г/моль} / 0,7397 = 146 \text{ г/моль}$. Вычитая серебро, получаем мол. массу кислотного остатка 38 г/моль. Для хлора это слишком много (35,5), а вот фтор подходит, только в количестве 2 шт.:

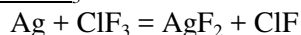


Для серебра двухвалентные соединения, конечно, не слишком характерны, но это не мешает им существовать. К тому же, из условий задачи понятно, что **X** – очень сильный окислитель.

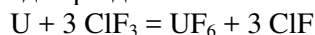
Выходит, **X** – это межгалогенное соединение, содержащее больше фтора, чем в ClF. Это может быть ClF₃ или ClF₅. Выбор среди этих веществ позволяют сделать данные о том, что на каждый вступивший в реакцию с металлами 1 г **X** выделяется 589 мг **Y**. Получаем:

$$0,589 / M(ClF) = 1 / M(X),$$

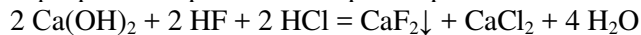
откуда $M(X) = 92,5 \text{ г/моль}$, что соответствует ClF₃.



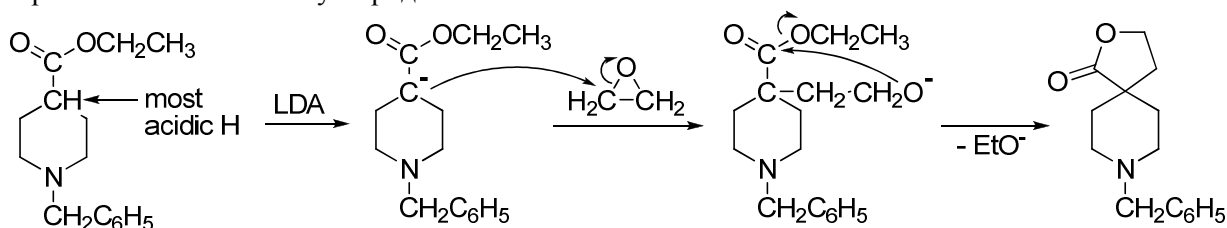
Уран имеет немного промышленно важных соединений. Пожалуй, самое известное из них – это гексафторид, применяющийся в атомной промышленности для разделения изотопов:



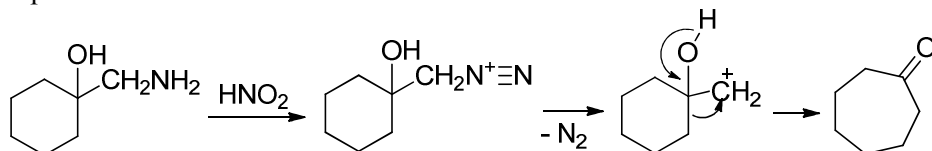
Какой может выпасть осадок при действии газа на р-р Ca(OH)₂? Из сказанного выше (и таблицы растворимости) понятно, что это не карбонат, а фторид. Хлорид кальция растворим в воде и в осадок не выпадает.



6. **X1** – оксид этилена $H_2C=O-CH_2$. Хотя LDA и является очень сильным основанием, протоны этильной группы совершенно не кислые (кислотность метильной группы сравнима с алканами) и отрываться им не будут. Наиболее кислым в исходном соединении, конечно же, является водород при углероде, соединенном с акцепторной группой – карбоксильной (отмечен стрелкой). Действие LDA будет заключаться в депротонировании именно этого углерода.



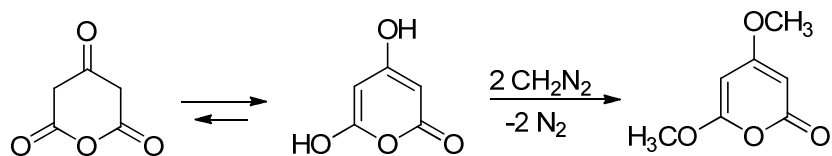
X2 – азотистая кислота, HNO₂. При действии на амины происходит диазотирование, но алифатические диазосоединения неустойчивы и распадаются, выделяя свободный азот. В данном случае происходит еще и скелетная перегруппировка.



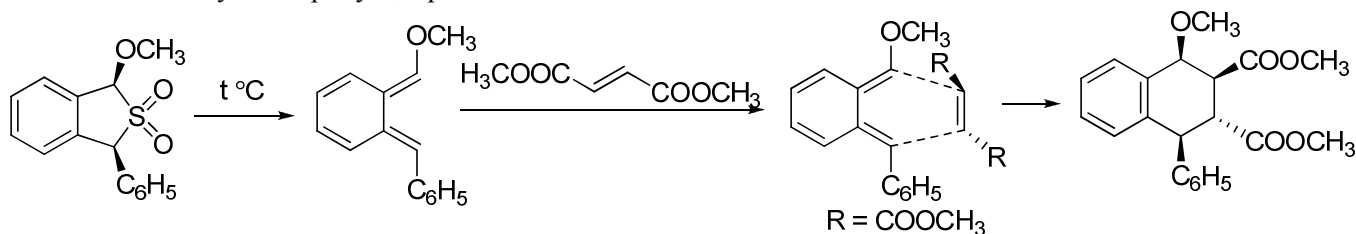
X3 – глиоксаль, O=CH-CH=O. В слегка основной среде он способен конденсироваться с метиленактивным соединением с образованием указанного бициклического продукта. При этом выделяется вода.

X4 – diazometан, CH₂N₂. Это хорошее средство для метилирования практически любых гидроксогрупп. Откуда возьмутся гидроксогруппы в веществе, которое с одной стороны кетон, а с другой – ангидрид кислоты? На этот вопрос наводит структура продукта этой реакции: в ней есть двойные связи в шестичленном цикле. Зная, что кетоны могут енолизироваться, а в енолах имеется гидроксогруппа, можно предположить, что метилированию подвергается енол. Почему не метилировалась «третья» гидроксильная группа? Если посмотреть на структуру

енола, становится видно, что дальнейшая енолизация невозможна: для еще одной двойной связи в цикле «не хватает места».

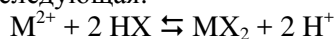


X5 – диметилловый эфир фумаровой кислоты, *транс*-CH₃OOC-CH=CH-COOCH₃. При нагревании от субстрата отщепляется диоксид серы, и образуется нестойкий диен, который может реагировать с алкенами (опять по реакции Дильса-Альдера, да). Только при использовании сложного эфира с *транс*-конфигурацией при двойной связи можно получить продукт, приведенный в задании.



7. В этой задаче главное правильно выражать концентрации, а для этого нужно не забывать, какое вещество в какой фазе находится.

Реакция, отвечающая процессу экстракции, следующая:



Как и для любой другой реакции, можно записать константу равновесия:

$$K_c = \frac{[MX_2] \cdot [H^+]^2}{[M^{2+}] \cdot [HX]^2}$$

Здесь MX₂ и HX будут в органической фазе, а остальные – в водной.

Рассмотрим сначала экстракцию из нейтрального раствора.

Концентрацию [HX] мы знаем (поскольку концентрация металла неизвестна, можно принять ее за исходную), концентрацию H⁺ – тоже: раствор нейтральный, pH=7, [H⁺]=10⁻⁷. Степень извлечения, равная 7%, может быть выражена как V_{MX2}/(V_{MX2} + V_{M²⁺}). В подстановке точных значений V_{M²⁺} и V_{MX2} нет необходимости, если известно их соотношение. А оно известно:

$$V_{MX_2} / V_{M^{2+}} = 0,07 / 0,93.$$

Пользуясь этими данными, можно рассчитать константу равновесия. При этом важно помнить, что молярная концентрация – это отношение количества вещества к объему той фазы, в которой оно растворено:

$$K_c = \frac{[MX_2] \cdot [H^+]^2}{[M^{2+}] \cdot [HX]^2} = \frac{0,07 \cdot (10^{-7})^2 \cdot 100}{0,93 \cdot (10^{-3})^2 \cdot 20} = 3,763 \cdot 10^{-9}$$

Перейдем ко второму случаю, в котором экстракция проводится из раствора, содержащего гидро- и дигидрофосфаты. Чем будет отличаться расчет от предыдущего? Константа останется той же. Изменятся соотношения [MX₂] / [M²⁺], которое и нужно найти, и [H⁺]: в присутствии Na₂HPO₄ и NaH₂PO₄ легко увидеть буферный раствор.

pH буферных растворов находится по формуле:

$$pH = pK_a - \lg (C_{\text{кисл.}} / C_{\text{соли}}).$$

Теперь важно правильно выбрать pKa из трех данных в условии, верно определить, что в данном случае будет кислотой, а что – солью. Из двух веществ – Na₂HPO₄ и NaH₂PO₄ «кислотой» будет дигидрофосфат, поскольку он переходит в «соль»-гидрофосфат при действии оснований. Хотя концентрации использованных для приготовления буферного раствора равны (0,2 М), при приготовлении один раствор разбавляют другим, и обе концентрации меняются. Рассчитаем их, зная, что конечного раствора получили 100 мл:

C (NaH₂PO₄) = 14 мл * 0,2 М / 100 мл = 0,028 М; C (Na₂HPO₄) = 86 мл * 0,2 М / 100 мл = 0,172 М.

Что касается константы, нужна pK_{a2}, потому что именно она характеризует равновесие H₂PO₄⁻ ⇌ HPO₄²⁻ + H⁺

pH = 7,21 – lg (0,028/0,172) = 7,21 – (-0,79) = 8,00.

[H⁺] = 10^{-pH} = 10⁻⁸ М

Финальный расчет:

$$V_{M^{2+}} / V_{MX_2} = [H^+]^2 / (K_c \cdot [HX]^2) = \frac{(10^{-8})^2 \cdot 100}{3,763 \cdot 10^{-9} \cdot (10^{-3})^2 \cdot 20} = 0,1328;$$

V_{M²⁺} / V_{MX2} = 0,1328 / 1, откуда степень извлечения равна:

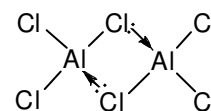
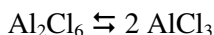
$$V_{MX_2} / (V_{MX_2} + V_{M^{2+}}) = 1 / (1 + 0,1328) = 0,88 \text{ (88\%)}$$

8. Источник: Фурман А.А. Неорганические хлориды (1980), с. 143-145 и некоторые ссылки из этой книги.

1. На диаграмме область I соответствует газообразному состоянию, II – твердому, III – жидкому.
2. Если провести на диаграмме горизонтальную линию от 0,1 МПа (а это и есть 1 атмосфера), она пересечет линию, разделяющую твердую и газообразную фазы. Соответствующий этому процесс фазового перехода называется сублимацией, или возгонкой.
3. Используя плотность паров по воздуху, можно найти мол. массу вещества. В нашем случае она изменяется с температурой, что говорит о протекании какого-то химического процесса. Важно заметить, что плотность с увеличением температуры падает ровно в 2 раза – с 9,2 до 4,6, и не изменяется при дальнейшем нагревании. Это наталкивает на мысль, что происходит диссоциация какого-то димера: при 410 °С вещество полностью состоит из димера, выше 940 °С полностью из мономера, а внутри этого интервала – из смеси того и другого. Да тут еще и «подсказка» из вопроса 4: в этом интервале температур существует какое-то равновесие. Расчет мол. масс при помощи «молярной массы воздуха» 29 г/моль дает значения: $4,6 \cdot 29 = 133,4$ (г/моль) и $9,2 \cdot 29 = 266,8$ (г/моль). Выходит, мономер нужно искать среди веществ, имеющих мол. массу 133–134. По описанию физических свойств (плюс, температура возгонки из фазовой диаграммы ок. 180°С) вещество походит на легколетучий галогенид какого-то элемента. Можно попытаться найти его состав перебором (см. табл.). Бромиды и йодиды другого состава не подходят (мол. масса больше 134 г/моль получается).

Формула	Мол. масса Э	Формула	Мол. масса Э
ЭI	6-7 (Li)	ЭF	114-115 (In)
ЭBr	53-54 –	ЭF ₂	95-96 (Mo)
ЭCl	98 –	ЭF ₃	76-77 –
ЭCl ₂	62-63 –	ЭF ₄	57-58 –
ЭCl ₃	27 (Al)	ЭF ₅	38-39 (K)

Как видно из таблицы, ближе всего к условиям задачи находится хлорид алюминия AlCl₃. В парах, благодаря свободной орбитали у алюминия и паре электронов у хлора, может существовать равновесие:



4. Для расчета константы равновесия нужно знать состав смеси. Его можно установить, опять же, по плотности паров этой смеси (x – мольная доля мономерного AlCl₃):

$$M(\text{AlCl}_3) \cdot x + M(\text{Al}_2\text{Cl}_6) \cdot (1-x) = 5,4 \cdot 29 = 156,6,$$

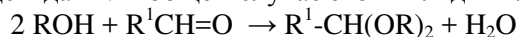
откуда $x=0,8269$.

$$\text{Константа равновесия реакции диссоциации } K_{\text{равн}} = [\text{AlCl}_3]^2 / [\text{Al}_2\text{Cl}_6] = 0,8269^2 / 0,1731 = 3,95.$$

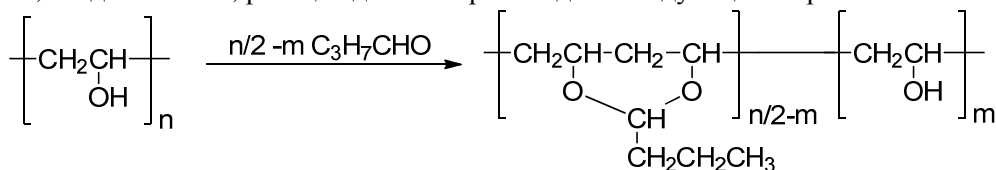
9. Методика определения степени замещения гидроксильных групп в поливинилбутирале взята из ГОСТ 9439-85 «Поливинилбутираль».

Прежде всего, для решения этой задачи необходимо разобраться в химизме протекающих процессов.

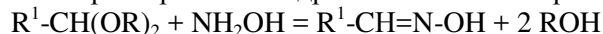
Поливиниловый спирт имеет много гидроксильных групп, а ацетали образуются при реакции двух гидроксильных групп спиртов с альдегидами. В общем случае это выглядит так:



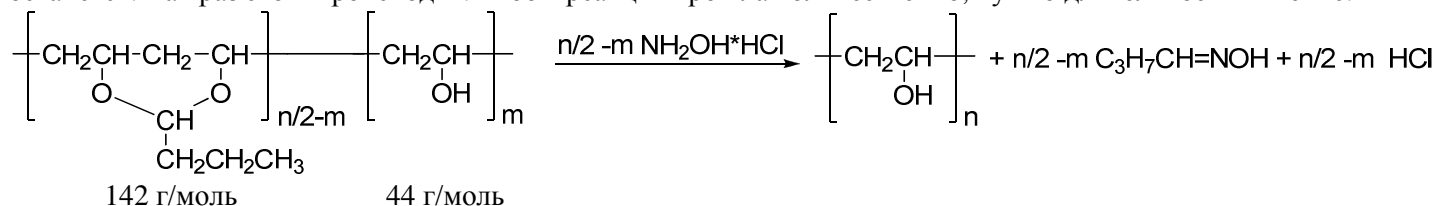
В нашем случае гидроксогруппы есть только у поливинилового спирта и мы знаем из условия, что часть их не вступила в реакцию, следовательно, реакция должна происходить следующим образом:



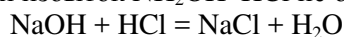
Как и альдегиды, ацетали способны реагировать с гидроксиламином с образованием оксимов:



Атом азота в оксимах, как известно, не обладает основными свойствами. Если для получения оксимов использовался солянокислый гидроксилламин NH₂OH·HCl, то гидроксилламин уйдет на реакцию, а хлороводород останется. Как раз это и происходит. Чтобы реакция прошла количественно, нужно длительное кипячение.



Выделившийся HCl можно оттитровать щелочью. Гидроксилламин – сильное основание, поэтому NH₂OH·HCl не будет давать кислой среды из-за гидролиза, и избыток NH₂OH·HCl не будет мешать определению по реакции:



Теперь можно использовать закон эквивалентов чтобы вычислить степень замещения гидроксогрупп. Кто его не знает, не беда, можно считать по уравнениям реакций: количество в-ва NaOH будет равно количеству в-ва хлороводорода, которое, в свою очередь, равно количеству ацеталированных звеньев полимера (см. уравнение).

Его можно рассчитать:

$$v(\text{ац.зв.}) = v(\text{HCl}) = v(\text{NaOH}) = 0,02278 \text{ л} * 0,5 \text{ моль/л} = 0,01139 \text{ моль.}$$

Как же вычислить, какая часть звеньев поливинилового спирта не вступила в реакцию? Разделить количество свободных гидроксогрупп на общее их количество. При этом при расчетах следует учесть, что одна молекула масляного альдегида связана с двумя гидроксильными группами. В итоге, формула для расчета доли свободных звеньев будет такой:

$$\chi(\text{своб. зв.}) = v(\text{своб. зв.}) / (v(\text{своб. зв.}) + 2 * v(\text{ац. зв.}))$$

Исходной массы поливинилового спирта не дано, поэтому найти общее количество звеньев через него (разделив массу на мол. массу звена $\text{CH}_2\text{CH}(\text{OH})$) мы не можем. Получается, нужно считать отдельно количество как ацеталированных, так и неацеталированных звеньев. Количество ацеталированных уже есть (0,01139 моль). Количество неацеталированных придется искать через их массу, которая равна массе образца поливинилбутираля за вычетом массы ацеталированных групп:

$$m(\text{св. зв.}) = m(\text{ПВБ}) - m(\text{ац. зв.})$$

Масса ацеталированных звеньев может быть найдена через их количество, умножением его на мол. массу звена, равную 142 г/моль:

$$m(\text{ац. зв.}) = v(\text{ац.зв.}) * M(\text{ац. зв.}) = 0,01139 * 142 = 1,61738 \text{ (г)}$$

$$m(\text{св. зв.}) = m(\text{ПВБ}) - m(\text{ац. зв.}) = 1,7808 - 1,61738 = 0,16342 \text{ (г)}$$

$$v(\text{своб. зв.}) = m(\text{св. зв.}) / M(\text{св. зв.}) = 0,16342 / 44 = 0,003714 \text{ (моль)}$$

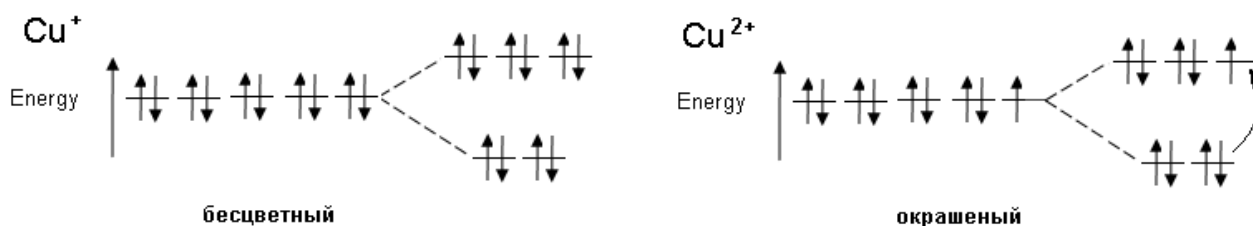
Доля свободных звеньев:

$$\chi(\text{своб. зв.}) = 0,003714 \text{ моль} / (0,003714 \text{ моль} + 2 * 0,01139 \text{ моль}) = 0,140 \text{ (или 14\%).}$$

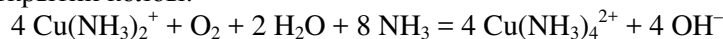
10. Поскольку окраска появилась только при открытии колбы, можно полагать, что в закрытой колбе никаких реакций происходить не должно. Стакан и палочка чистые, пробка инертна, никаких веществ в колбу с бесцветным раствором не добавляли, так же, как не было их и в стакане. Чем отличается *закрытая* колба от *открытой*? Только возможностью доступа воздуха к раствору внутри. Все это говорит только об одном: реакцию вызывает воздух. Воздух – это азот, кислород и понемножку инертных газов, CO_2 и воды. Что из этого наиболее химически активно? Ответ очевиден: кислород. Он явно что-то окислил!

Бесцветный раствор посинел после открытия колбы. Какие ионы имеют синюю окраску? Первое, что приходит в голову, – медь. Но могла ли медь быть бесцветной в растворе, а потом окислиться и стать «нормальной», синей? Медь могла окислиться до $\text{Cu}(+2)$ только из металлического состояния (0) или из одновалентного $\text{Cu}(+1)$. Металл с такой скоростью окисляться не может, остается $\text{Cu}(+1)$.

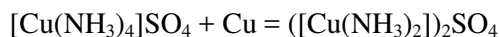
Если Вы не знаете, будут ли соединения меди (+1) бесцветными, может помочь теория кристаллического поля, она как раз дает такого рода прогнозы. Для этого надо написать схему расщепления d-подуровня для иона Cu^+ в комплексном соединении, где лигандами служат молекулы аммиака. Впрочем, достаточно будет вспомнить, что окраска, в соответствии с ТКП, возникает тогда, когда есть возможность перехода электронов между расщепленными по энергиям орбиталями. У меди(+1) конфигурация $3d^{10}4s^0$, d-подуровень полностью заполнен, и переходы электронов невозможны. Следовательно, по теории комплексные ионы с одновалентной медью бесцветны*. У меди(+2) с конфигурацией $3d^94s^0$, напротив, возможность для перехода электронов имеется, и ионы $\text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+}$ должны быть окрашены, что и наблюдается.



Реакция, протекающая при открытии колбы:



В качестве второго исходного соединения для получения этого бесцветного комплекса могла использоваться любая соль меди (II), например, медный купорос. Он образует аммиачный комплекс, медленно реагирующий с медью в отсутствие кислорода:



* На самом деле, писать тетраэдрический тип расщепления для иона $\text{Cu}(\text{NH}_3)_2^+$ некорректно, т.к. он имеет 2 лиганда, а не 4. Но для предсказаний окрашенности это не имеет значения.