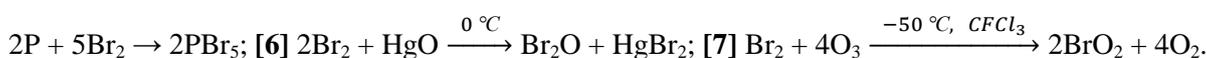
**Задание 8-1.** (авторы И.А. Трофимов, А.С. Романов)

1. Основным отличием конструкции классической лампы накаливания от представленной на картинке является наличие внутренней колбы (такая конструкция называется «двойная колба»). Внутри неё помещают небольшие количества **A** или **B**. По описанию простых веществ можно установить, что **A** представляет собой бром (единственное простое вещество, являющееся жидкостью бурого цвета), **B**, в свою очередь – иод (устанавливается по характерному цвету паров простого вещества). Также, зная названия типов ламп, или рассчитав порядковые номера элементов, образующих **A** и **B**, в п. 2, можно заполнить пропуск <...> – «галоген».

2. Порядковый номер элемента в составе **A** представим как $\bar{x}y = 10x + y$, тогда порядковый номер элемента в составе **B** – $\bar{y}x = 10y + x$. Зная, что $\bar{x}y + \bar{y}x = 10(x + y) + (x + y) = 88$, можно получить достаточно простое условие $x + y = 8$. Поскольку x и y – это цифры, то $x, y > 0$, следовательно необходимо проверить лишь три пары элементов с порядковыми номерами (17;71), (26;62) и (35;53) – этому соответствуют пары элементов (Cl;Lu), (Fe;Sm) и (Br;I). Исходя из описания внешнего вида и агрегатных состояний веществ **A** и **B** при н. у. можно установить, что искомая пара элементов – (Br;I), вещества **A** – бром **Br₂** и **B** – иод **I₂**.

Уравнение реакции [1]: $I_2 + Br_2 \rightarrow 2IBr$, степени окисления $I^{+1}Br^{-1}$.

3. Уравнения реакций [2–7]: [2] $2Al + 3Br_2 \rightarrow 2AlBr_3$; [3] $2Fe + 3Br_2 \rightarrow 2FeBr_3$; [4, 5] $2P + 3Br_2 \rightarrow 2PBr_3$,



Молекулы, содержащие нечётное количество электронов в своём составе (как следствие, содержат один неспаренный электрон), называются **радикалами**. Стоит отметить, что молекулы, содержащие чётное количество электронов, также могут содержать в составе неспаренные электроны (например, если неспаренные электроны находятся на двух атомах).

4. Иод был впервые открыт в 1811 году фабрикантом мыла и селитры Бернаром Куртуа. Определим формулу соли **C**: $M(C) = M(Na)/\omega(Na) = 23/0,1533 = 150$ г/моль \rightarrow **C** – **йодид натрия NaI**. Тогда уравнения реакций: [8] $2NaI + Cl_2 \rightarrow 2NaCl + I_2$; [9] $NaI + 3Cl_2 + 3H_2O \rightarrow NaIO_3 + 6HCl$.

Установить состав продукта реакции [9] можно по массовой доле: $M_9 = \frac{n \cdot M_r(O)}{\omega(O)} = \frac{16n \text{ г/моль}}{0,2424} = 66 \text{ г/моль}$. Для того, чтобы в молярную массу продукта уложилась масса хотя бы одного эквивалента иода должно выполняться условие $n \geq 3$; при $n = 3$ имеем $M_9 = 198 \text{ г/моль} = 3 \cdot 16 + 127 + 23 \rightarrow$ формула продукта **NaIO₃**.

5. Всего в 72 млн ламп содержится $11 \text{ мг} \cdot 72 \cdot 10^6 = 7,92 \cdot 10^8 \text{ мг} = 7,92 \cdot 10^5 \text{ г}$ иода. В 1 л буровой воды иода (как элемента!) содержится $C(NaI) \cdot M(I) \cdot 1 \text{ л} = 2,5 \cdot 10^{-4} \text{ моль/л} \cdot 127 \text{ г/моль} \cdot 1 \text{ л} = 0,03175 \text{ г}$. Теперь, поделив массу иода в лампах на массовую концентрацию (г/л), найдём искомый объём буровой воды: $m_{\text{лампы}}(I_2)/C_m(I) \approx 25 \cdot 10^6 \text{ л} = 25 \cdot 10^3 \text{ м}^3$.

6. В галогенной лампе нить накаливания окружена иодом или бромом, которые реагируют с конденсировавшимся на стенках лампы вольфрамом, тем самым препятствуя его отложению на колбе. Причём этот процесс обратим, и полученные соединения вольфрама вновь распадаются на атомы на нити накаливания под действием высокой температуры. В результате вольфрам возвращается на нить накаливания, что в конечном счёте и продлевает срок службы лампы.

Формула вещества **D** – **WBr₅**, что подтверждается расчётом по массовой доле: $M(D) = M(W)/\omega(W) = 184/0,3151 = 584 \text{ г/моль} = 184 + 5 \cdot 80$.

7. Установим формулы веществ **E** и **F**: $M(E) = M(C)/\omega(C) = 12/0,1263 = 95 \text{ г/моль} = 12 + 80 + 3$; $M(F) = M(C)/\omega(C) = 12/0,0690 = 174 \text{ г/моль} = 12 + 2 \cdot 80 + 2$. Различия в 3 и 2 г/моль объясняются наличием атомов водорода (можно установить, т.к. известна информация о получении **E** и **F** из метана), тогда **E** – **бромметан CH₃Br** и **F** – **дибромметан CH₂Br₂**.

Всего в 72 млн лампах содержится $n(Br) = (7 \text{ мг} \cdot 72 \cdot 10^6)/(80 \text{ г/моль}) = 6,3 \cdot 10^3$ моль атомов брома. Так как в лампе **CH₃Br** и **CH₂Br₂** находятся в мольном соотношении 1 : 4, можно найти минимальное количество метана, из которого можно произвести достаточное количество такой смеси: $5CH_4 + 9Br_2 \rightarrow CH_3Br + 4CH_2Br_2 + 9HBr \rightarrow n(CH_4) = 5n(CH_3Br) = 5 \cdot (1/9)n(Br) = 5/9 \cdot 6,3 \cdot 10^3 \text{ моль} = 3,5 \cdot 10^3$ моль метана. Тогда объём попутного нефтяного газа равен: $V(\text{п.г.}) = n(\text{п.г.}) \cdot V_M = n(CH_4)/\chi(CH_4) \cdot V_M = 3,5 \cdot 10^3 \text{ моль}/0,64 \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 1,225 \cdot 10^5 \text{ л} = 122,5 \text{ м}^3$. Учитывая, что в России утилизируют путём сжигания десятки миллиардов кубометров попутного

нефтяного газа в год, такое количество является ничтожным (*а представьте, сколько всего можно было бы произвести, если бы его не сжигали?*).

Система оценивания:

1.	Указание на двойную колбу и «галоген» – по 1 б.	1+1 = 2 б.
2.	Пара элементов – 1 б., формулы A и B – по 1 б., уравнение реакции [1] – 1 б., степени окисления – по 0,5 б.	1+2·1+1+2·0,5 = 5 б.
3.	Уравнения реакций [2–7] – по 1 б., название «радикалы» – 1 б.	6·1+1 = 7 б.
4.	Подтверждённая формула соли C и уравнения реакций [8,9] – по 1 б.	1+2·1 = 3 б.
5.	Расчёт объёма буровой воды – 4 б.	4 б.
6.	Объяснение и формула D – по 1 б.	1+1 = 2 б.
7.	Формулы E и F – по 1 б., расчёт объёма ПНГ – 4 б.	2·1+4 = 6 б.
	Всего:	29 баллов

Задание 8-2. (авторы А.С. Романов, И.А. Трофимов)

1. Газоразрядные лампы используются для наружного освещения улиц и внутреннего освещения помещений, в автомобильных фарах, подводных фонарях, а также в декоративном освещении. Цветовая температура характеризует цвет абсолютно черного тела, нагретого до этой температуры. В быту цветовая температура характеризует тон, цвет и «горячесть» источника света, например свет с температурой 3000 К будет тёплым, а с увеличением температуры будет более холодным. Цветовую температуру солнечного излучения можно считать по формуле Стефана-Больцмана: $T = \sqrt[4]{\frac{6,3 \cdot 10^7}{5,67 \cdot 10^{-8}}} = 5774 \text{ К}$. Отметим, что эта температура очень близка к реальной температуре поверхности Солнца, поэтому его можно с хорошей точностью считать абсолютно черным телом.

2. Определим газ **A₃**: $M(\text{A}_3) = M(\text{N})/\omega(\text{N}) = 14 \text{ г/моль}/0,8235 = 17 \text{ г/моль} = 14 + 3 \cdot 1$; **A₃** – **аммиак NH₃**. Так как он образован взаимодействием простых веществ **A** и **C**, то они представляют собой азот N₂ и водород H₂. Если **C** – это азот, то молярная масса бурого газа окажется равна 644 г/моль; если **C** – это водород, то молярная масса бурого газа окажется равна 46 г/моль. Реалистичен только второй вариант, значит, **A** – **N₂ азот** и **C** – **H₂ водород**. Наконец, определим вещество **B**: $M(\text{B}) = m(\text{B}) \cdot N_A = 5,32 \cdot 10^{-23} \text{ г} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1} = 32,0 \text{ г/моль}$; значит, **B** – **кислород O₂**. При пропускании разряда через смесь азота и кислорода образуется оксид азота(II) **NO** – **A₁**. При температуре ниже 500 °С оксид азота(II) взаимодействует с кислородом с образованием бурого газа – оксида азота(IV) **NO₂** – **A₂**.

Уравнения реакций [1–4]: [1] $\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}$, [2] $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{NO}_2$; [3] $4\text{NO}_2 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 4\text{HNO}_3$; [4] $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$.

Рассчитаем массу аммиака, которая будет приходиться на раствор, содержащий 1000 г воды: $x/(1000+x) = 0,428 \rightarrow x = 748,25 \text{ г аммиака}$. Значит в 1 литре воды растворяется $748,25/17 = 44,01 \text{ моль}$ или $44,01 \cdot 22,4 = 985,8 \text{ л аммиака}$ можно растворить в 1 л воды при 0 °С и нормальном давлении аммиака.

Рассчитаем концентрацию азотной кислоты: $\omega(\text{HNO}_3) = m(\text{HNO}_3)/[m(\text{NO}_2)+m(\text{O}_2)+m(\text{H}_2\text{O})] = n(\text{NO}_2) \cdot M(\text{HNO}_3)/[m(\text{NO}_2)+m(\text{O}_2)+m(\text{H}_2\text{O})] = m(\text{NO}_2)/M(\text{NO}_2) \cdot M(\text{HNO}_3)/[m(\text{NO}_2)+n(\text{NO}_2) \cdot M(\text{O}_2)/4+m(\text{H}_2\text{O})] = 26,087 \text{ моль} \cdot 63 \text{ г/моль}/[1200 \text{ г} + 208,70 \text{ г} + 1000 \text{ г}] = 68,21\%$.

При полной нейтрализации азотной кислоты происходит реакция [5]: $\text{HNO}_3 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$. Так как в ходе этой реакции образуется вода, рассчитаем её общую массу в растворе после проведения реакции:

Часть воды прореагировала в реакции [3], её там осталось не 1000 г, а $m(\text{H}_2\text{O}) = 1000 - 0,5 \cdot 26,087 \cdot 18 = 765,2 \text{ г}$.

Вода образуется в реакции [5], итого масса воды в растворе: $m(\text{H}_2\text{O}) = m_0(\text{H}_2\text{O}) + \Delta m(\text{H}_2\text{O}) = 765,2 + 26,087 \cdot 18 = 1234,8 \text{ г}$. В таком количестве воды можно растворить $1234,8 \text{ г} \cdot 91,6 \text{ г}/100 \text{ г} = 1131,1 \text{ г}$ нитрата натрия. Масса образующегося в реакции [5] нитрата натрия равна $n(\text{HNO}_3) \cdot M(\text{NaNO}_3) = 26,087 \text{ моль} \cdot 85 \text{ г/моль} = 2217,4 \text{ г}$. Так как $2217,4 \text{ г} > 1131,1 \text{ г}$, нитрат натрия выпадет в осадок.

3. Белый осадок является солью кальция, следовательно, газ **D** – кислотный оксид. Установим молярную массу осадка: $M(\text{осадка}) = m(\text{осадка})/n(\text{осадка}) = x \cdot m(\text{осадка})/n(\text{D}) = x \cdot m(\text{осадка})/(V(\text{D})/V_M) = 99,9x \approx 100x \text{ г/моль}$. При $x = 1$ на анион приходится 60 г/моль, что соответствует карбонат-иону CO₃²⁻. Действительно, карбонат кальция CaCO₃ – **D₁** нерастворим в воде; тогда газ **D** – **углекислый газ CO₂**. Карбонат кальция растворяется при пропускании избытка углекислого газа с образованием гидрокарбоната кальция Ca(HCO₃)₂ – **D₂**. На углекислый газ также указывает описание реакции [8], где говорится об образовании ядовитого угарного газа CO – **D₃** при реакции **D** с углём.

Уравнения реакций [6–10]:

[6] $\text{CO}_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \downarrow + \text{H}_2\text{O}$; [7] $\text{CaCO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$; [8] $\text{CO}_2 + \text{C} \rightarrow 2\text{CO}$;

[9] $5\text{CO} + \text{I}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{I}_2 + 5\text{CO}_2$; [10] $\text{PdCl}_2 + \text{CO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Pd} \downarrow + \text{CO}_2 + 2\text{HCl}$.

В 50,0 мг палладия содержится 0,4717 ммоль палладия, тогда масса угарного газа равна $m(\text{CO}) = n(\text{CO}) \cdot M(\text{CO}) = n(\text{Pd}) \cdot M(\text{CO}) = 0,4717 \text{ ммоль} \cdot 28 \text{ г/моль} = 13,21 \text{ мг}$, что соответствует ПДК в $13,21/0,6605 = 20 \text{ мг/м}^3$ угарного газа.

4. Запишем уравнение реакции сгорания смеси в общем виде: $\mathbf{G} + \mathbf{H} + 4\text{NaOH} + x\text{O}_2 \rightarrow \mathbf{I} + 2\text{H}_2\text{O}$. Пусть количества веществ \mathbf{G} и \mathbf{H} равны по 1 моль, тогда молярную массу \mathbf{I} можно представить в виде $M(\mathbf{I}) = M(\mathbf{G}) + M(\mathbf{H}) + 2M(\text{Na}_2\text{O}) + 32x$. Получаем уравнение на привес массы: $M(\mathbf{I})/(M(\mathbf{G}) + M(\mathbf{H}) + 4M(\text{NaOH})) = 1,03461 \rightarrow 32x = 0,03461(M(\mathbf{G}) + M(\mathbf{H})) + 41,54$. Сумма молярных масс искомым веществ скорее всего является целым числом, как и коэффициент x перед O_2 в уравнении реакции. Отсюда простым перебором при $x = 2$ получаем $M(\mathbf{G}) + M(\mathbf{H}) = 649 \text{ г/моль}$. Желтый цвет пламени говорит о том, что скорее всего $\mathbf{E} - \text{Na}$, тогда формулы искомым веществ представимы в виде $\mathbf{G} - \text{Na}\mathbf{E}_n$, $\mathbf{H} - \text{Na}\mathbf{E}_m$, где \mathbf{E} – элемент, образующий простое вещество \mathbf{F} , а n и m это индексы в соответствующих формулах, которые пока могут принимать как целые, так и дробные значения (например, если $\mathbf{G} - \text{Na}_3\mathbf{E}$, то $n = 1/3$). Запишем уравнение: $M(\mathbf{G}) + M(\mathbf{H}) = 46 + (n + m)M(\mathbf{E}) = 649 \rightarrow M(\mathbf{E}) = M(\mathbf{F}) = 603/(n + m)$. Заметим, что почти наверняка сумма $n + m \geq 3$, так как при меньших значениях суммы молярная масса \mathbf{F} получается слишком большой. Как раз при $n + m = 3$ получаем $M(\mathbf{F}) = 201 \text{ г/моль}$ и $\mathbf{F} - \text{Hg}$. Суммарно 1 моль \mathbf{G} и 1 моль \mathbf{H} содержат 3 моль атомов ртути и два моль атомов натрия, тогда $\mathbf{I} - \text{Na}_2\text{HgO}_2$. Также засчитывается как правильная и формула $\mathbf{I} - \text{Na}_6\text{Hg}_3\text{O}_6$. Единственный вариант формул искомым веществ это $\mathbf{G} - \text{NaHg}$, $\mathbf{H} - \text{NaHg}_2$.

Система оценивания:

1.	Две области применения – по 0,5 б., расчёт – 1 б.	2·0,5+1 = 2 б.
2.	Формулы $A_1 - A_3$, $A - C$ – по 1 б., уравнения реакций [1–5] – по 1 б., расчёт объёма аммиака – 2 б., массовой доли азотной кислоты – 2 б., выпадение осадка с расчётом – 2 б. (не учтена дополнительная H_2O – 1 б., без расчёта – 0 б.)	6·1+5·1+2+2+2 = 17 б.
3.	Формулы $D, D_1 - D_3$ – по 1 б., уравнения реакций [6–10] – по 1 б., ПДК угарного газа – 2 б.	1·4+5·1+2 = 11 б.
4.	Формулы веществ $E - I$ – по 2 б.	5·2 = 10 б.
	Всего:	40 баллов

Задание 8-3. (автор А.С. Чубаров)

1. $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$ – тетрагидроксиалюминат натрия. **1** – внутренняя сфера; **2** – внешняя сфера; **3** – центральный атом (металл комплексобразователь); **4** – лиганд; **5** – координационное число.

Уравнения реакций [1]-[9]: [1] $\text{AlCl}_3 + 3\text{NaOH} = 3\text{NaCl} + \text{Al}(\text{OH})_3$; [2] $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{NaOH} = \text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$;

[3] $4\text{NaOH}_{(\text{изб.})} + \text{AlCl}_3 = \text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] + 3\text{NaCl}$; при таком порядке добавления гидроксид-ион изначально находится в избытке; по этой причине гидроксид алюминия не успевает сформировать осадок (сразу же растворяется) – ответ на вопрос из текста задания; [4] $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] + 4\text{HCl}_{(\text{изб.})} = \text{NaCl} + \text{AlCl}_3 + 4\text{H}_2\text{O}$;

[5] $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] + \text{CO}_{2(\text{изб.})} = \text{NaHCO}_3 + \text{Al}(\text{OH})_3$; [6] $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] + \text{NH}_4\text{Cl}_{(\text{изб.})} = \text{NaCl} + \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{Al}(\text{OH})_3$;

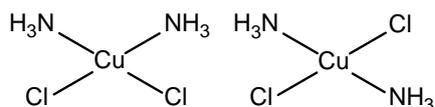
[7] $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] \xrightarrow{t, ^\circ\text{C}} \text{NaAlO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$; [8] $\text{FeCl}_3 + 6\text{KSCN} = \text{K}_3[\text{Fe}(\text{SCN})_6] + 3\text{KCl}$, возможны $\text{K}_2[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})(\text{SCN})_5]$, $\text{K}[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_2(\text{SCN})_4]$, $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_3(\text{SCN})_3]$; $\text{Fe}(\text{SCN})_3$ не подходит, так как не является комплексной солью;

[9] $\text{FeCl}_3 + \text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6] = \text{KFe}[\text{Fe}(\text{CN})_6] + 3\text{KCl}$ (возможен вариант $\text{Fe}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]_3$);

2. Уравнения реакций [10]-[13]: [10] $2\text{Cu} + 8\text{HCl}_{\text{конц., изб.}} + \text{O}_2 = 2\text{H}_2[\text{CuCl}_4] + 2\text{H}_2\text{O}$; [11] $\text{I}_2 + \text{KI} = \text{K}[\text{I}_3]$;

[12] $\text{AgCl} + 2\text{NH}_3 = [\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$; [13] $2\text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2 + 12\text{KCN} = 2\text{K}_3[\text{Mn}(\text{CN})_6] + 2\text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{KOH}$;

3. Пространственное строение цис- и транс-изомеров $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$ (геометрия – квадрат):



4. Хлорид \mathbf{A} имеет формулу XCl_n , причем $W_{\text{X}} = 45,38 \%$, тогда $M_{\text{X}}/(M_{\text{X}} + 35,5n) = 0,4538$, $M_{\text{X}} = 29,49n$. При $n=2$ $M_{\text{X}} = 59$, металл $\mathbf{X} = \text{Co}$ или Ni . По названию духа кобальда и из абзаца про Вернера и примеры комплексов несложно догадаться, что речь идет о кобальте. Синий CoCl_2 (хлорид кобальта(II)) поглощает воду из влажного воздуха, образуя кристаллогидрат $\text{CoCl}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$. Зная, что $W(\text{Co}) = 24,8 \%$, составим уравнение $59/(59+71+18n) = 0,248$, откуда получим $n = 6$ и состав $\mathbf{B} \text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ – гексагидрат хлорида кобальта(II) или $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_2$ – хлорид гексааквакобальта(II).

При взаимодействии CoCl_2 с газообразным аммиаком образуются аммиачные комплексы $\text{CoCl}_2 \cdot n\text{NH}_3$. С учетом $W(\text{Cl}) = 30,6\%$ составим уравнение $71/(59+71+17n) = 0,306$, откуда получим $n = 6$ и состав C $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{NH}_3$ или $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_2$ – хлорид гексаамминкобальта(II).

Получение вещества **D** осуществляется в водном растворе в присутствии кислорода, что наводит на мысль о возможном окислении кобальта до степени окисления +3. В связи с этим в состав комплекса для нейтрализации заряда должно входить три хлорид-иона. С учетом $W(\text{Cl}) = 42,5\%$, получим, что **D** – $\text{CoCl}_3 \cdot 5\text{NH}_3$ или $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_2$ – хлорид хлоропентаамминкобальта(III). Один хлорид-ион войдет во внутреннюю сферу для сохранения КЧ 6. Это подтверждается тем, что нитрат серебра осаждает только два эквивалента хлорид-ионов.

Соединение **B** ($[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_2$ или $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$) относится к кристаллогидратам или аквакомплексам. В нем молекулы воды связаны с катионом Co^{3+} ковалентными связями, образующимися по донорно-акцепторному механизму (донор – атом кислорода, акцептор – катион металла).

Уравнения реакций [14]-[18]: [14] $\text{CoCl}_2 + 6\text{H}_2\text{O} = \text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ ($[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_2$);

[15] $\text{CoCl}_2 + 6\text{NH}_3(\text{газ}) = [\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_2$; [16] $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_2 + 2\text{AgNO}_3 = 2\text{AgCl} + [\text{Co}(\text{NH}_3)_6](\text{NO}_3)_2$;

[17] $4\text{CoCl}_2 + 16\text{NH}_3 + \text{O}_2 + 4\text{NH}_4\text{Cl} = 4[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$;

[18] $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_2 + 2\text{AgNO}_3 = 2\text{AgCl} + [\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}](\text{NO}_3)_2$.

Система оценивания:

1. Название $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$ и частей комплекса 1-5 по 1 б., избыток гидроксид-иона 1 б.	$1 \cdot 6 + 1 = 7 \text{ б.}$
1-2. Уравнения реакций [1]-[13] по 1 б.	$1 \cdot 13 = 13 \text{ б.}$
3. Строение изомеров $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$ по 1 б.	$1 \cdot 2 = 2 \text{ б.}$
4. Формулы веществ X , A-D , по 1 б., названия A-D , тип B , донорно-акцепторный механизм по 1 б. Уравнения реакций [14]-[18] по 1 б.	$1 \cdot 5 + 1 \cdot 6 + 1 \cdot 5 = 16 \text{ б.}$
Всего:	38 баллов