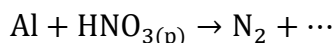


**ХИМИЯ****ВАРИАНТ 1****Задание 1 (5 баллов)**

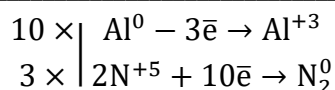
Для предложенной окислительно-восстановительной реакции определить продукты. Реакцию уравнять, пользуясь методом электронного баланса или методом полуреакций. Реакцию записать в молекулярной и, для реакции, протекающей в растворе, сокращенной ионной формах:



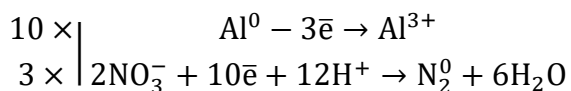
Решение:



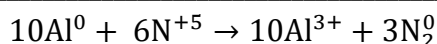
1 балл



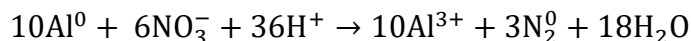
или



2 балла



или



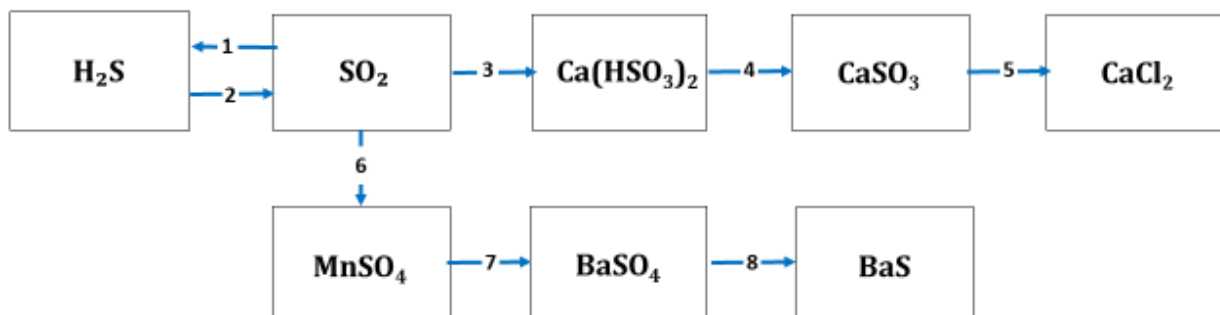
1 балл



1 балл

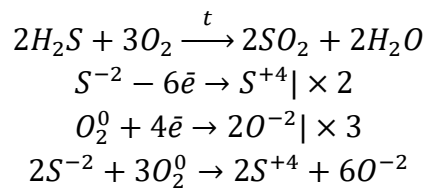
Задание 2 (10 баллов)

Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения (прямое и обратное превращения должны быть разными). Окислительно-восстановительные реакции должны сопровождаться методом полуреакций или электронного баланса:



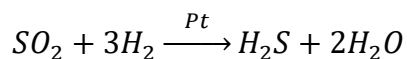
**Решение:**

1)



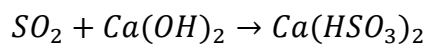
2 балла

2)



1 балл

3)



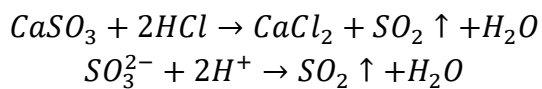
1 балл

4)



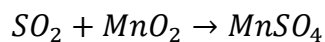
1 балл

5)



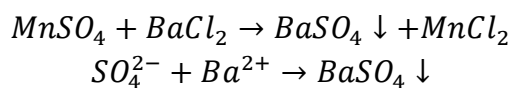
1 балл

6)



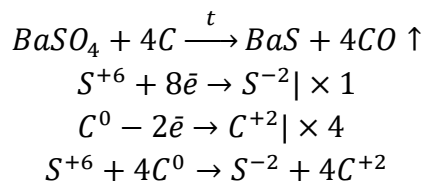
1 балл

7)



1 балл

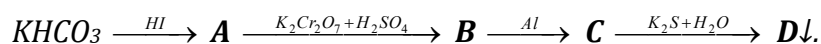
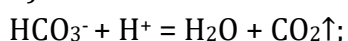
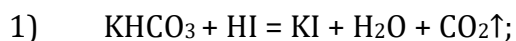
8)



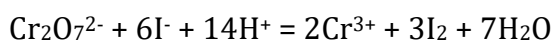
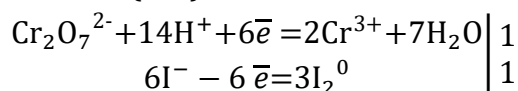
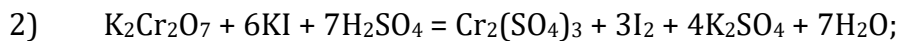
2 балла

**Задание 3 (15 баллов)**

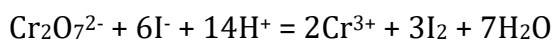
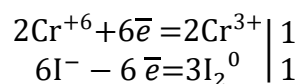
Определите формулы веществ *A*, *B*, *C*, *D*. Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения. Вещества в цепочке могут находиться как в твердом состоянии, так и в растворе. Окислительно-восстановительные реакции должны сопровождаться методом полуреакций или электронного баланса:

**Решение:**

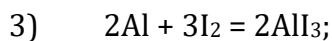
4 балла



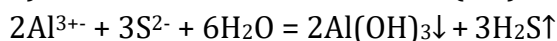
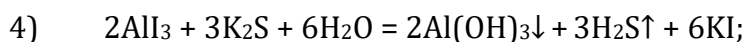
или



4 балла



3 балла



4 балла

Ответ: *A* – *KI* ; *B* – *I₂* ; *C* – *AlI₃* ; *D* – *Al(OH)₃*.

Задание 4 (20 баллов)

Имеется кристаллическая соль “*Z*”, имеющая светло-зелёный цвет и хорошо растворимая в воде. Массовая доля металла в исходной соли составляет 44,1%. При добавлении раствора щелочи к раствору соли “*Z*” образуется осадок белого цвета, который быстро темнеет на воздухе, приобретая бурый оттенок. Также белый осадок образуется при добавлении к соли “*Z*” нитрата серебра. Если к раствору соли “*Z*” добавить раствор роданида калия (KSCN) в присутствие окислителя (Cl₂), то раствор окрашивается в кроваво-красный цвет. Определите соль “*Z*” и рассчитайте массу вещества, образующего осадок, после его полного окисления на воздухе, если для проведения реакций был взят раствор, содержащий 10 г соли “*Z*”.

Решение**1. Идентификация компонентов:**



Светло-зелёный цвет соли указывает на присутствие ионов железа(II) или меди(II), но медь обычно даёт голубоватый оттенок, поэтому приоритетнее железо(II).

Белый осадок, образующийся при взаимодействии с нитратом серебра, указывает на наличие хлора в соли.

Белый осадок, темнеющий на воздухе, указывает на гидроксид железа(II) ($\text{Fe}(\text{OH})_2$), который окисляется до гидроксида железа(III) ($\text{Fe}(\text{OH})_3$), имеющего бурый цвет.

Кроваво-красное окрашивание с роданидом калия указывает на наличие ионов железа(III) (Fe^{3+}), образующих роданид железа (III), что требует наличия окислителя, переводящего Fe^{2+} в Fe^{3+} .

_____ 4 балла

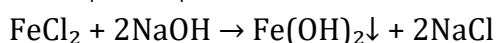
2. Определение формулы соли:

Предположим, что соль зеленого цвета "Z" – хлорид железа(II) (FeCl_2). При добавлении щелочи образуется гидроксид железа(II), который, окисляясь на воздухе, превращается в гидроксид железа(III). Добавление роданида калия к раствору соли Z в присутствии окислителя будет образовывать роданид железа (III). Проверим массовую долю железа в FeCl_2 : $\omega(\text{Fe}) = \text{Ar}(\text{Fe}) / \text{Mr}(\text{FeCl}_2) = 56 / (56 + 2 \cdot 35,5) = 56 / 127 \approx 0,441 = 44,1\%$, что совпадает с условием (44,1%).

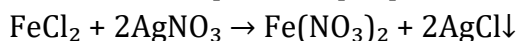
_____ 4 балла

3. Уравнения реакций:

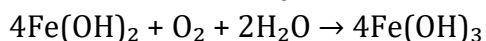
Реакция с щелочью:



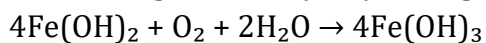
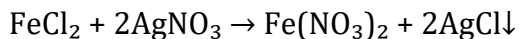
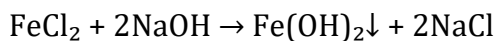
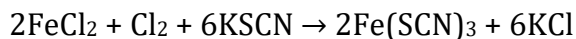
Реакция с нитратом серебра:



Окисление на воздухе:



Реакция с роданидом калия (в присутствии окислителя):



_____ 6 баллов

4. Расчёт количества вещества FeCl_2 :

Молярная масса FeCl_2 : $M(\text{FeCl}_2) = 56 + 2 \cdot 35,5 = 127$ г/моль

$n(\text{FeCl}_2) = m(\text{FeCl}_2) / M(\text{FeCl}_2) = 10 \text{ г} / 127 \text{ г/моль} \approx 0,079$ моль

_____ 2 балла

5. Расчёт массы $\text{Fe}(\text{OH})_3$:

Согласно уравнению реакции окисления $\text{Fe}(\text{OH})_2$, 4 моль $\text{Fe}(\text{OH})_2$ образуют 4 моль $\text{Fe}(\text{OH})_3$. Следовательно, $n(\text{Fe}(\text{OH})_2) = n(\text{Fe}(\text{OH})_3)$, а так как $n(\text{FeCl}_2) = n(\text{Fe}(\text{OH})_2)$, то $n(\text{Fe}(\text{OH})_3) = 0,079$ моль.

$M(\text{Fe}(\text{OH})_3) = 56 + 3 \cdot (16 + 1) = 107$ г/моль

$m(\text{Fe}(\text{OH})_3) = n(\text{Fe}(\text{OH})_3) \cdot M(\text{Fe}(\text{OH})_3) = 0,079 \text{ моль} \cdot 107 \text{ г/моль} \approx 8,453 \text{ г}$

_____ 4 балла



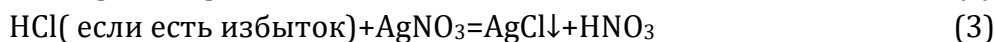
Ответ: Соль "Z" – хлорид железа(II) (FeCl_2). Масса $\text{Fe}(\text{OH})_3$, образовавшегося при использовании 10 г FeCl_2 , составляет 8,453 г.

Задание 5 (20 баллов)

Для определения состава смеси солей ученик растворил 11 г смеси, состоящей из хлорида калия (KCl) и карбоната калия (K_2CO_3), в 100 мл воды. К полученному раствору прилили 40 мл раствора соляной кислоты (HCl) с концентрацией 2,5 моль/л. При этом выделился газ. После окончания реакции к раствору добавили избыток раствора нитрата серебра (AgNO_3), при этом выпал белый осадок. Масса высушенного осадка составила 24,75 г. Вычислите массовые доли KCl и K_2CO_3 в исходной смеси.

Решение:

1. Реакции:



_____ 4 балла

2. Найдём количество вещества HCl , добавленной в реакцию: $V=40$ мл или 0,04 л ,
 $C=2,5$ моль/л

$$n \text{ всего } (\text{HCl}) = 2,5 \cdot 0,04 = 0,1 \text{ моль}$$

_____ 2 балла

3. Найдём количество вещества AgCl : Масса осадка = 24,75 г
 $M(\text{AgCl}) = 107,87 + 35,45 = 143,32 \text{ г/моль} \approx 143,3 \text{ г/моль}$
 $n(\text{AgCl}) = 24,75 / 143,3 = 0,1727 \text{ моль} \approx 0,173 \text{ моль}$

_____ 2 балла

4. Пусть:

$$x = n(\text{K}_2\text{CO}_3), \text{ моль}$$

$$y = n(\text{KCl}), \text{ моль}$$

Из (1):

на реакцию с x моль K_2CO_3 расходуется $2x$ моль HCl ,

образуется $2x$ моль KCl .

Общее количество Cl^- , давшее осадок AgCl :

от исходного KCl : y моль,

от образовавшегося KCl : $2x$ моль,

от непрореагировавшей HCl : $0,100 - 2x$ моль (если $2x \leq 0,100$).

$$\text{Общее количество } \text{Cl}^- = y + 2x + (0,100 - 2x) = y + 0,100$$

$$\text{Но это равно } n(\text{AgCl}) = 0,173 \text{ моль} \Rightarrow y + 0,100 = 0,173 \Rightarrow y = 0,073 \text{ моль}$$

_____ 4 балла

5. Найдём массу KCl : $M(\text{KCl}) = 39,1 + 35,5 = 74,6 \text{ г/моль}$

$$m(\text{KCl}) = 0,073 \cdot 74,6 \approx 5,45 \text{ г}$$

_____ 2 балла

6. Тогда масса K_2CO_3 :



$$m(\text{K}_2\text{CO}_3) = 11,0 - 5,45 = 5,55 \text{ г}$$

Проверим по молям:

$$n(\text{K}_2\text{CO}_3) = x, m = x \cdot 138,2 \text{ г/моль} = 5,55 \Rightarrow x = 5,55 / 138,2 \approx 0,0402 \text{ моль}$$

Расход HCl на K_2CO_3 : $2x = 0,0804 \text{ моль} < 0,100$ — условие выполнено (кислота в избытке).

4 балла

7. Массовые доли:

$$\omega(\text{KCl}) = 5,45 / 11 \cdot 100\% = 49,5\%$$

$$\omega(\text{K}_2\text{CO}_3) = 5,55 / 11 \cdot 100\% = 50,5\%$$

2 балла

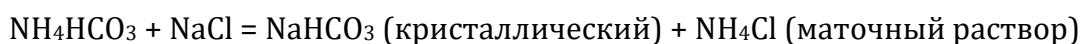
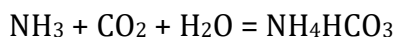
Ответ: массовая доля KCl — 49,5%, массовая доля K_2CO_3 — 50,5%.

Задание 6 (30 баллов)

Акционерное общество «Крымский содовый завод» производит кальцинированную соду по методу Сольве, объемом 1912 тонн в сутки, используя аммиак, который регенерируют в производственном цикле из маточного раствора после выделения кристаллического гидрокарбоната натрия. Для этой цели в маточный раствор вносят известковое молоко при нагревании. Напишите уравнения химических реакций, сопровождающие процесс получения кальцинированной соды. Рассчитайте массу негашеной извести, содержащей 5 % примесей, необходимой для регенерации аммиака из маточного раствора, при условии использования 3 % ее избытка от теоретически вычисленного количества CaO . Будет ли более экономичным использование негашеной извести вместо известкового молока в процессе производства кальцинированной соды, если теплота сгорания угля, необходимого для нагревания маточного раствора, составляет 30233 кДж/кг и только 70 % этого тепла используется в производственном процессе, в то время как тепловой эффект реакции взаимодействия оксида кальция с водой составляет 63 кДж/моль. Какое количество угля, необходимого для подогрева маточного раствора, можно сэкономить? Все расчеты проводятся на объем суточного производства соды.

Решение

1. Процесс получения кальцинированной соды сопровождается следующими химическими реакциями:



Процесс регенерации аммиака:



где кальцинированной содой является карбонат натрия Na_2CO_3 .

8 баллов



2. Для определения массы негашеной извести CaO рассчитаем количество моль производимого технологического продукта – карбоната натрия – в сутки:

$$n(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{1912 \text{ т}}{106 \text{ г/моль}} = 18,038 \text{ Ммоль}$$

Учитывая, что на 1 моль карбоната натрия необходимо 1 моль негашеной извести, взятой в избытке 3 %, масса CaO без примесей составит:

$$m(\text{CaO}) = 18,038 \cdot 10^6 \text{ моль} \cdot 56 \frac{\text{г}}{\text{моль}} \cdot 1,03 = 1\,040,4 \text{ т.}$$

При условии 5 % примесей или массовой доле чистого оксида кальция 95 % масса негашеной извести, необходимой для регенерации аммиака из маточного раствора, при условии суточной нормы производства соды составит:

$$m(\text{CaO}) = \frac{1\,040,4}{0,95} = 1\,095,20 \text{ т}$$

5 баллов

3. Рассчитаем количество тепла, выделяемого в процессе химической реакции получения гашеной извести, нормируя на суточный объем получаемой продукции. Для получения 18,038 Ммоль Na_2CO_3 необходимо использование эквивалентного количества «чистого» CaO , т.е 18,038 Ммоль, а с учетом 3%-ного избытка

$$n(\text{CaO}) = 18,038 \text{ Ммоль} \cdot 1,03 = 18,579 \text{ Ммоль.}$$

Тогда, с учётом теплового эффекта реакции $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca(OH)}_2$ $Q_{\text{эф}}(\text{CaO}) = 63 \text{ кДж/моль}$,

количество теплоты, выделяемой при использовании в процессе регенерации аммиака негашеной извести

$$Q = n(\text{CaO}) \times Q_{\text{эф}}(\text{CaO}) = 18,038 \cdot 10^6 \times 63 = 1,136 \cdot 10^9 \text{ кДж}$$

2 балла

4. Теплота сгорания угля составляет 30233 кДж на 1 кг;

Учитывая, что только 70 % этого тепла используется в производственном процессе, величина теплового эффекта составит:

$$Q_{\text{эф}}(\text{C}) = 30\,233 \cdot 0,7 = 21\,163 \text{ кДж/кг}$$

Для получения $1,136 \cdot 10^9 \text{ кДж}$ потребуется сжечь угля:

$$m_{\text{угля}} = \frac{Q}{Q_{\text{эф}}(\text{C})} = \frac{1,136 \cdot 10^9}{21\,163} = 53,7 \text{ т}$$

Таким, образом, использование негашеной извести в процессе регенерации аммиака позволит ежедневно экономить 53,7 т угля.

Ответ:

Масса негашеной извести, необходимой для регенерации аммиака из маточного раствора, составит 1 095,20 т.

Использование негашеной извести в процессе регенерации аммиака позволит ежедневно экономить 53,7 т угля.

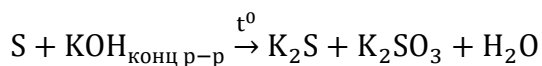
15 баллов

**ХИМИЯ****ВАРИАНТ 2****Задание 1 (5 баллов)**

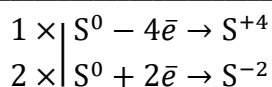
Для предложенной окислительно-восстановительной реакции определить продукты. Реакцию уравнять, пользуясь методом электронного баланса или методом полуреакций. Реакцию записать в молекулярной и, для реакции, протекающей в растворе, сокращенной ионной формах:



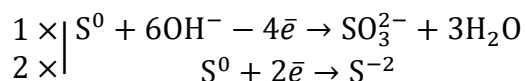
Решение:



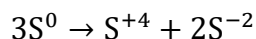
1 балл



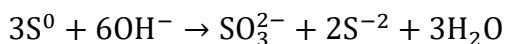
или



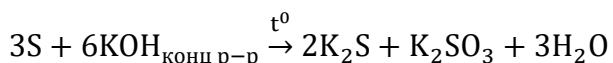
2 балла



или



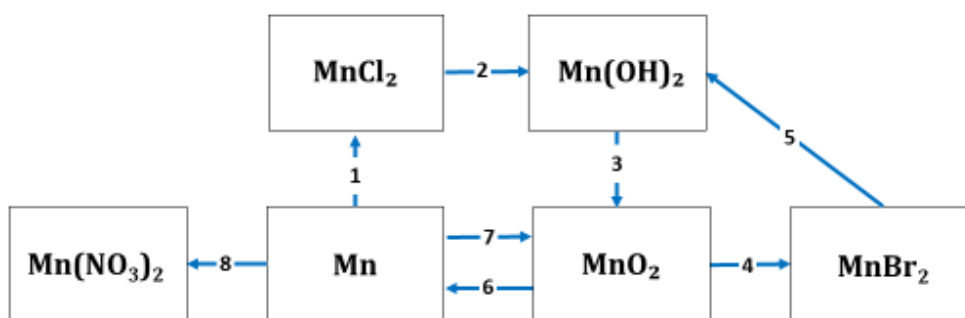
1 балл



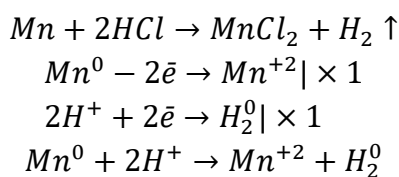
1 балл

Задание 2 (10 баллов)

Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения (прямое и обратное превращения должны быть разными). Окислительно-восстановительные реакции должны сопровождаться методом полуреакций или электронного баланса:

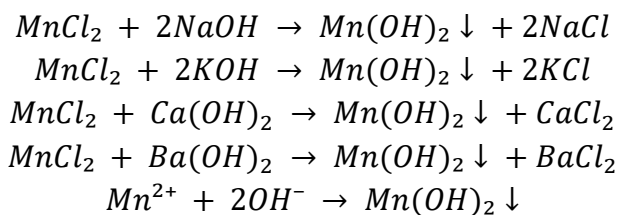
**Решение:**

1)



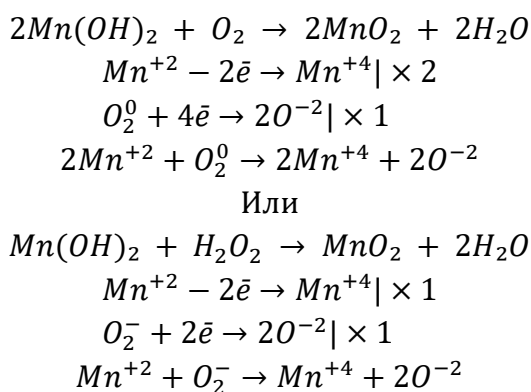
2 балла

2)



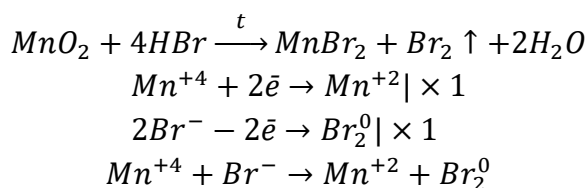
1 балл

3)



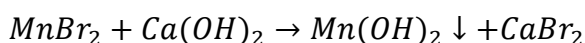
2 балла

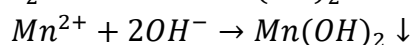
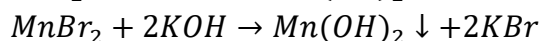
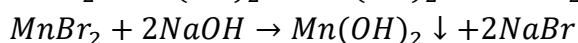
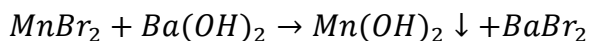
4)



1 балл

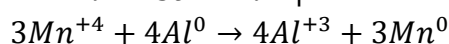
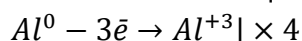
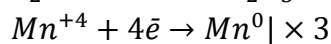
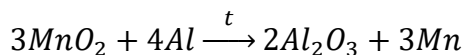
5)



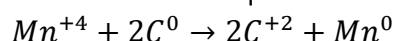
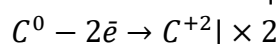
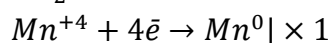
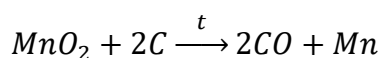


1 балл

6)

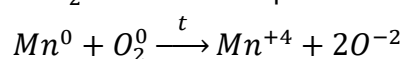
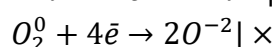
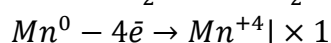
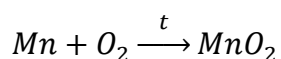


или



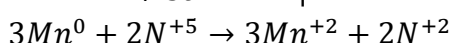
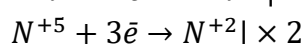
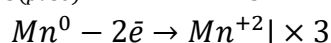
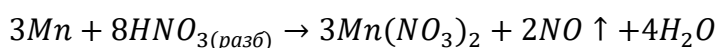
1 балл

7)



1 балл

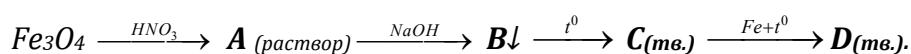
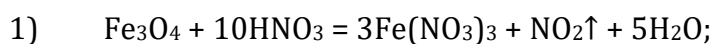
8)

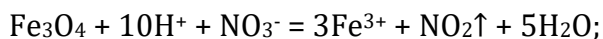
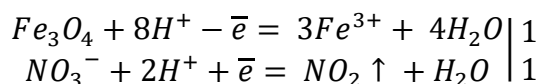


1 балл

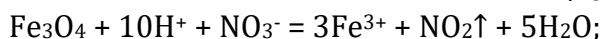
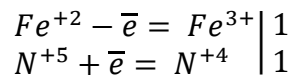
Задание 3 (15 баллов)

Определите формулы веществ *A*, *B*, *C*, *D*. Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения. Вещества в цепочке могут находиться как в твердом состоянии, так и в растворе. Окислительно-восстановительные реакции должны сопровождаться методом полуреакций или электронного баланса:

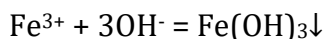
**Решение:**



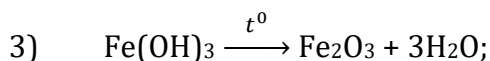
или



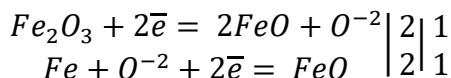
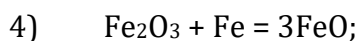
4 балла



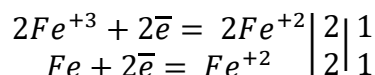
4 балла



3 балла



или



4 балла

Ответ: **A** – $Fe(NO_3)_3$; **B** – $Fe(OH)_3$; **C** – Fe_2O_3 ; **D** – FeO .

Задание 4 (20 баллов)

Имеется кристаллическая соль “Y”, имеющая синий цвет и хорошо растворимая в воде. Массовая доля металла в исходной соли составляет 25,6%. При добавлении раствора щелочи к раствору соли “Y” образуется осадок синего цвета, который растворяется в избытке аммиака, образуя раствор василькового цвета. При добавлении раствора сульфида натрия к соли “Y” образуется осадок черного цвета. При добавлении металлического железа к раствору соли “Y” через некоторое время на железе появляется медный налет. Определите соль “Y” и рассчитайте массу осадка, образующегося при взаимодействии раствора, содержащего 12 грамм соли “Y”, с избытком сульфида натрия.

Решение:

1. Идентификация компонентов (4 балла):

- Синий цвет соли говорит о присутствии ионов меди (II).
- Образование синего осадка гидроксида меди (II), растворимого в аммиаке с образованием василькового раствора, подтверждает наличие меди (II).
- Образование осадка черного цвета при добавлении сульфида натрия указывает на образование сульфида меди (II).



○ Выделение меди (медный налёт) при добавлении металлического железа говорит о том, что ионы меди (II) окисляют металлическое железо, восстанавливаясь до металлической меди.

_____ 4 балла

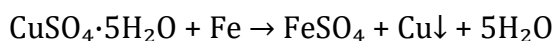
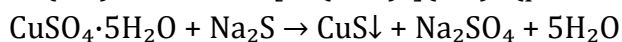
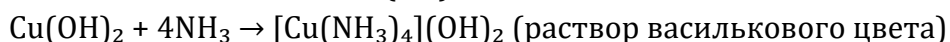
2. Определение формулы соли (4 балла):

Предположим, что соль “Y” – пентагидрат сульфата меди (II) ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$).

Проверим массовую долю меди в $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$: $\omega(\text{Cu}) = \text{Ar}(\text{Cu}) / \text{Mr}(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 64 / (64 + 32 + 4 \cdot 16 + 5 \cdot (2 + 16)) = 64 / (64 + 32 + 64 + 90) = 64 / 250 = 0,256 = 25,6\%$, что совпадает с условием.

_____ 4 балла

3. Уравнения реакций (6 баллов):



_____ 6 баллов

4. Расчёт количества вещества CuS :

Молярная масса $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$: $M(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 250 \text{ г/моль}$

$n(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) / M(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 12 \text{ г} / 250 \text{ г/моль} = 0,048 \text{ моль}$

_____ 2 балла

5. Расчёт массы CuS:

Согласно уравнению реакции, 1 моль $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ образует 1 моль CuS. Следовательно, $n(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = n(\text{CuS})$, значит $n(\text{CuS}) = 0,048 \text{ моль}$.

$M(\text{CuS}) = 64 + 32 = 96 \text{ г/моль}$

$m(\text{CuS}) = n(\text{CuS}) \cdot M(\text{CuS}) = 0,048 \text{ моль} \cdot 96 \text{ г/моль} = 4,608 \text{ г}$

_____ 4 балла

Ответ: Соль “Y” – пентагидрат сульфата меди (II) ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$). Масса CuS, образовавшегося при использовании 12 г $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, составляет 4,608 г.

Задание 5 (20 баллов)

Смесь сульфата натрия (Na_2SO_4) и сульфита натрия (Na_2SO_3) массой 11,97 г растворили в воде. К раствору добавили избыток разбавленной серной кислоты — при этом выделилось 1,12 л газа (н.у.) с резким запахом. К полученному раствору прилили избыток раствора хлорида бария (BaCl_2), выпал осадок массой 20,97 г. Определите массовые доли солей в исходной смеси.

Решение:

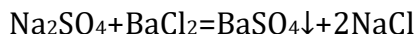
1. Реакции:



(Выделяется SO_2 — газ с резким запахом)

После реакции (1) в растворе — вся сера находится в виде SO_4^{2-} : от исходного Na_2SO_4 , от окисленного $\text{Na}_2\text{SO}_3 \rightarrow$ ещё 1 моль Na_2SO_4 .

Затем:



(2)

4 балла

2. Найдем количество сульфита натрия

Количество SO_2 (газ): $V=1,12\text{ л (н.у.)} \Rightarrow n=1,12/22,4=0,05$ моль $\rightarrow$ это $n(\text{Na}_2\text{SO}_3)=0,05$ моль (по уравнению 1)

4 балла

3. Найдем массу сульфита натрия

Масса Na_2SO_3 : $M=2 \cdot 23 + 32 + 3 \cdot 16 = 126$ г/моль; $m(\text{Na}_2\text{SO}_3)=0,05 \cdot 126 = 6,3\text{ г}$.

4 балла

4. Найдем массу сульфата натрия

Пусть $x=n(\text{Na}_2\text{SO}_4)$ в исходной смеси. После реакции (1) общее количество $\text{Na}_2\text{SO}_4 = x + 0,05$ моль $\rightarrow$ столько же образуется BaSO_4 .

Масса BaSO_4 : $m=20,97$ г, $M=137+32+64=233$ г/моль

$n(\text{BaSO}_4)=20,97/233=0,09$ моль $\Rightarrow x+0,05=0,09 \Rightarrow x=0,04$ моль

Масса Na_2SO_4 : $M=142$ г/моль $\Rightarrow m=0,04 \cdot 142 = 5,68\text{ г}$.

4 балла

5. Найдем массовые доли солей в исходной смеси:

$\omega(\text{Na}_2\text{SO}_3)=6,3/11,97 \cdot 100\%=52,6\%$

$\omega(\text{Na}_2\text{SO}_4)=100\%-52,6\%=47,4\%$

4 балла

Ответ: $\omega(\text{Na}_2\text{SO}_3)=52,6\%$, $\omega(\text{Na}_2\text{SO}_4)=47,4\%$.

Задание 6 (30 баллов)

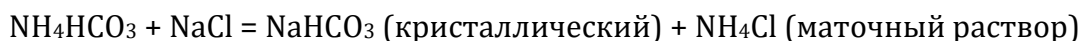
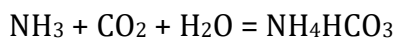
Акционерное общество «Крымский содовый завод» производит кальцинированную соду по аммиачно-хлоридному методу Сольве в объеме 1637 т/сут. В производственном процессе аммиак регенерируют из маточного раствора после кристаллизации гидрокарбоната натрия путём введения известкового молока при нагревании. Запишите уравнения всех химических реакций, происходящих в цикле получения кальцинированной соды по методу Сольве, включая основные стадии карбонизации, кристаллизации, кальцинации и регенерации аммиака. Рассчитать массу технической негашёной извести, содержащей 4 мас. % инертных примесей, необходимой для полной регенерации аммиака из маточного раствора, с учётом 1,5 %-го избытка от теоретического количества чистого CaO . Расчёт провести на суточный объём производства соды – 1637 тонн. Оцените экономическую целесообразность замены известкового на негашёную известь непосредственно в процессе регенерации аммиака, если реакция оксида кальция с водой является экзотермической (63 кДж/моль) и для нагревания маточного раствора используется уголь с теплотой сгорания 30 233 кДж/кг, КПД теплопередачи — 80 %. Сравнить теплотраты на нагрев раствора при двух вариантах: а) с использованием известкового молока (без тепловыделения от гашения) и б) с использованием негашёной извести (с учётом теплового эффекта гашения). Определить, какое



количество угля можно сэкономить за счёт теплоты гашения CaO при переходе на негашёную известь. Все расчёты выполнить на суточную производительность соды.

Решение

1. Процесс получения кальцинированной соды сопровождается следующими химическими реакциями:



Процесс регенерации аммиака:



где кальцинированной содой является карбонат натрия Na_2CO_3 .

8 баллов

2. Для определения массы негашеной извести CaO рассчитаем количество моль производимого технологического продукта – карбоната натрия – в сутки:

$$n(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{1637 \text{ т}}{106 \text{ г/моль}} = 15,30 \text{ Ммоль}$$

Учитывая, что на 1 моль карбоната натрия необходимо 1 моль негашеной извести, взятой в избытке 1,5 %, масса CaO без примесей составит:

$$m(\text{CaO}) = 15,30 \cdot 10^6 \text{ моль} \cdot 56 \frac{\text{г}}{\text{моль}} \cdot 1,015 = 885,1 \text{ т.}$$

При условии 4 % примесей или массовой доле чистого оксида кальция 96 % масса негашеной извести, необходимой для регенерации аммиака из маточного раствора, при условии суточной нормы производства соды составит:

$$m(\text{CaO}) = \frac{885,1}{0,96} = 922,0 \text{ т}$$

5 баллов

3. Рассчитаем количество тепла, выделяемого в процессе химической реакции получения гашеной извести, нормируя на суточный объем получаемой продукции.

Для получения 15,30 Ммоль Na_2CO_3 необходимо использование эквивалентного количества «чистого» CaO, т.е 15,30 Ммоль, а с учетом 1,5 % избытка

$$n(\text{CaO}) = 15,30 \text{ Ммоль} \cdot 1,015 = 15,53 \text{ Ммоль.}$$

Тогда, с учётом теплового эффекта реакции $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2$ $Q_{\text{эф}}(\text{CaO}) = 63 \text{ кДж/моль}$,

количество теплоты, выделяемой при использовании в процессе регенерации аммиака негашеной извести

$$Q = n(\text{CaO}) \times Q_{\text{эф}}(\text{CaO}) = 15,53 \cdot 10^6 \times 63 = 0,98 \cdot 10^9 \text{ кДж}$$

2 балла



4. Теплота сгорания угля составляет 30233 кДж на 1 кг;

Учитывая, что только 80 % этого тепла используется в производственном процессе, величина теплового эффекта составит:

$$Q_{\text{эф}}(\text{C}) = 30\,233 \cdot 0,8 = 24\,186,4 \text{ кДж/кг}$$

Для получения $1,17 \cdot 10^9$ кДж потребуется сжечь угля:

$$m_{\text{угля}} = \frac{Q}{Q_{\text{эф}}(\text{C})} = \frac{0,98 \cdot 10^9}{24\,186,4} = 40,45 \text{ т}$$

Таким, образом, использование негашеной извести в процессе регенерации аммиака позволит ежедневно экономить 40,45 т угля.

Ответ:

Масса негашеной извести, необходимой для регенерации аммиака из маточного раствора, составит 922,0 т.

Использование негашеной извести в процессе регенерации аммиака позволит ежедневно экономить 40,45 т угля.

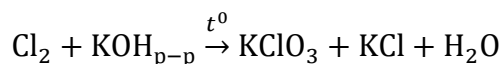
15 баллов

**ХИМИЯ****ВАРИАНТ 3****Задание 1 (5 баллов)**

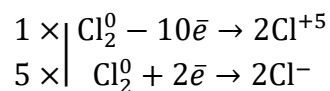
Для предложенной окислительно-восстановительной реакции определить продукты. Реакцию уравнять, пользуясь методом электронного баланса или методом полуреакций. Реакцию записать в молекулярной и, для реакции, протекающей в растворе, сокращенной ионной формах:



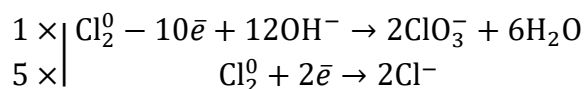
Решение:



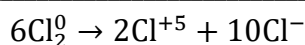
1 балл



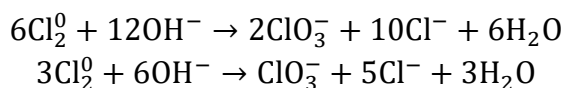
или



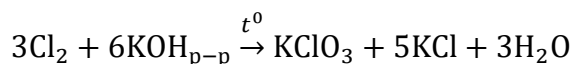
2 балла



или



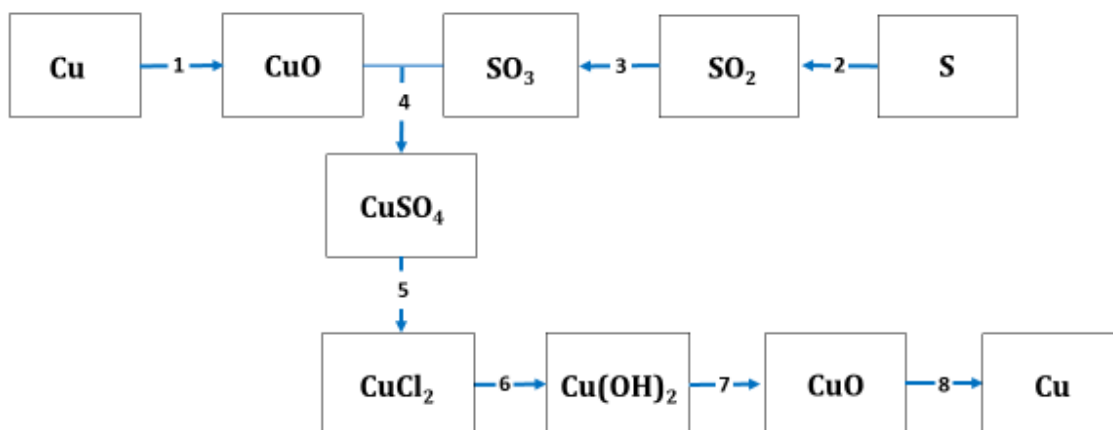
1 балл



1 балл

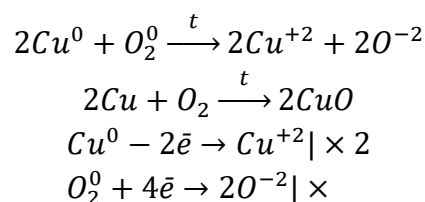
Задание 2 (10 баллов)

Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения (прямое и обратное превращения должны быть разными). Окислительно-восстановительные реакции должны сопровождаться методом полуреакций или электронного баланса:



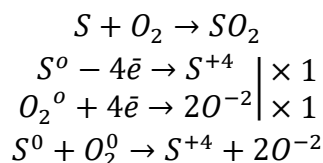
Решение:

1)



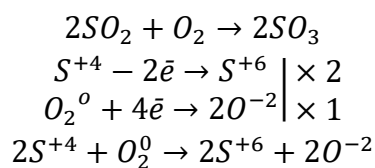
1 балл

2)



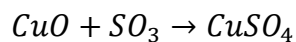
2 балла

3)



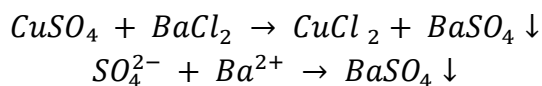
1 балл

4)



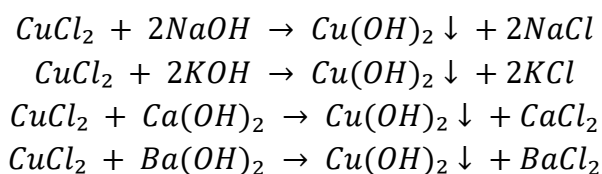
1 балл

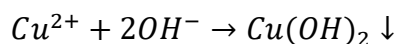
5)



1 балл

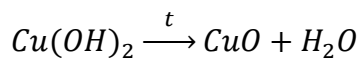
6)





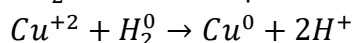
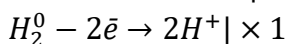
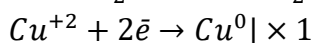
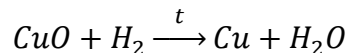
1 балл

7)



1 балл

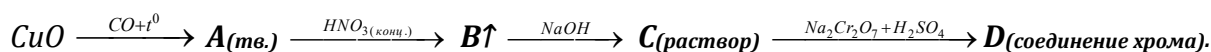
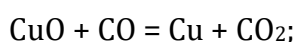
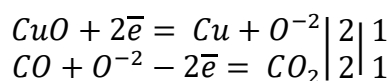
8)



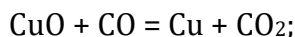
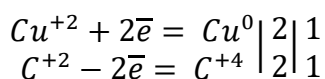
2 балла

Задание 3 (15 баллов)

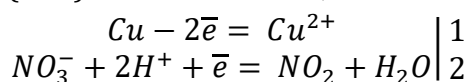
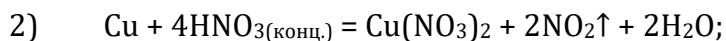
Определите формулы веществ *A*, *B*, *C*, *D*. Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения. Вещества в цепочке могут находиться как в твердом состоянии, так и в растворе. Окислительно-восстановительные реакции должны сопровождаться методом полуреакций или электронного баланса:

**Решение:**

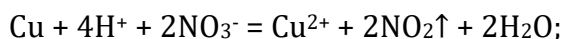
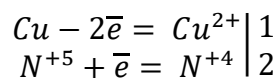
или



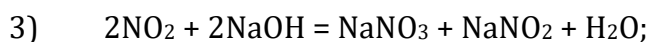
3 балла

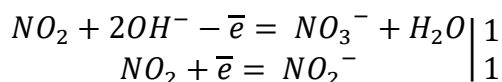


или

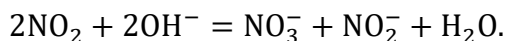
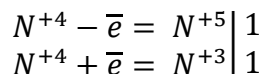


4 балла

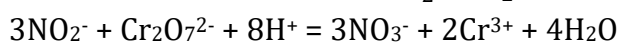
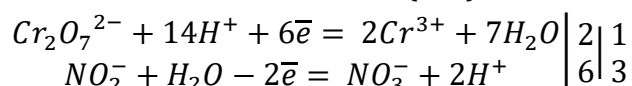
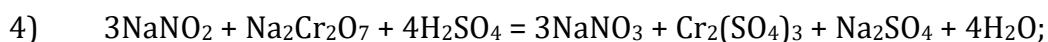




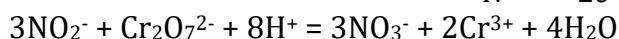
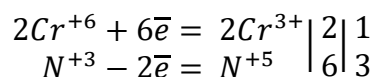
или



4 балла



или



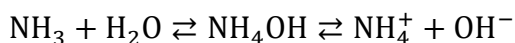
4 балла

Ответ: **A** – Cu ; **B** – NO₂ ; **C** – NaNO₂ ; **D** – Cr₂(SO₄)₃.**Задание 4 (20 баллов)**

Имеется кристаллическая соль "W", не имеющая цвета и хорошо растворимая в воде. Массовая доля азота в исходной соли составляет 35,0%. При добавлении раствора щелочи к раствору соли "W" образуется газ с резким запахом, меняющий цвет влажной универсальной индикаторной бумаги на синий. При сильном нагревании и наличие катализатора соль "W" разлагается с образованием азота, кислорода и воды. Определите соль "W" и рассчитайте объем газа (азота) выделившегося при разложении 5 граммов соли "W" (измерение объема при нормальных условиях).

Решение:**1. Идентификация компонентов (4 балла):**

○ Выделение газа с резким запахом, который синит влажную универсальную индикаторную бумагу, указывает на выделение аммиака (NH₃); при наличии влаги образуется гидроксид аммония, который частично диссоциирует и даёт щелочную среду



○ Разложение соли с образованием азота, кислорода и воды предполагает наличие окислительно-восстановительных процессов внутри соли.

4 балла

2. Определение формулы соли (4 балла):

Предположим, что соль "W" - нитрит аммония (NH₄NO₂).

Проверим массовую долю азота в NH₄NO₂:

$\omega(\text{N}) = (2 \cdot \text{Ar}(\text{N})) / \text{Mr}(\text{NH}_4\text{NO}_2) = (2 \cdot 14) / (14 + 4 + 14 + 2 \cdot 16) = 28 / 64 = 0,44 = 44 \%$, что не совпадает с условием.



Предположим, что соль "W" - нитрат аммония (NH_4NO_3).

Проверим массовую долю азота в NH_4NO_3 :

$\omega(\text{N}) = (2 \cdot \text{Ar}(\text{N})) / \text{Mr}(\text{NH}_4\text{NO}_3) = (2 \cdot 14) / (14 + 4 + 14 + 3 \cdot 16) = 28 / 80 = 0,35 = 35\%$,
что совпадает с условием.

_____ 4 балла

3. Уравнения реакций (6 баллов):

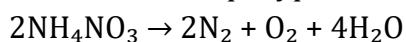
Реакция с щелочью:



Термическое разложение (одна из возможных реакций, в зависимости от условий):



Условие говорит об образовании азота, кислорода и воды (в основном при более высоких температурах, или при взаимодействии с катализатором):



В данном случае подходит последнее.

_____ 6 баллов

4. Расчёт количества вещества N_2 :

Разложение рассматриваем через последнюю реакцию Молярная масса NH_4NO_3 :

$$\text{M}(\text{NH}_4\text{NO}_3) = 14 + 4 + 14 + 3 \cdot 16 = 80 \text{ г/моль}$$

$$n(\text{NH}_4\text{NO}_3) = m(\text{NH}_4\text{NO}_3) / \text{M}(\text{NH}_4\text{NO}_3) = 5 \text{ г} / 80 \text{ г/моль} = 0,0625 \text{ моль}$$

_____ 2 балла

5. Расчёт объема N_2 : Разложение рассматриваем через последнюю реакцию Согласно уравнению реакции, из 2 моль NH_4NO_3 образует 2 моль N_2 . Следовательно, $n(\text{NH}_4\text{NO}_3) = n(\text{N}_2)$, значит $n(\text{N}_2) = 0,0625 \text{ моль}$.

$$V_m = 22,4 \text{ л/моль}$$

$$V(\text{N}_2) = n(\text{N}_2) \cdot V_m = 0,0625 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 1,4 \text{ литра}$$

_____ 4 балла

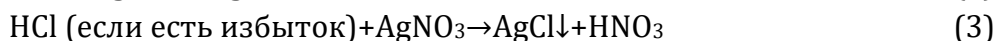
Ответ: Соль "W" – нитрат аммония (NH_4NO_3). Объем N_2 , образовавшегося при разложении 5 г NH_4NO_3 , составляет 1,4 литра.

Задание 5 (20 баллов)

Для определения состава смеси солей ученик растворил 12,0 г смеси, состоящей из хлорида натрия (NaCl) и карбоната натрия (Na_2CO_3), в воде. К полученному раствору прилили 50 мл раствора соляной кислоты с концентрацией 2,0 моль/л. При этом выделился газ. После завершения реакции к раствору добавили избыток раствора нитрата серебра, и выпал белый осадок AgCl , масса которого после высушивания составила 21,5 г. Определите массовые доли NaCl и Na_2CO_3 в исходной смеси.

Решение:

1. Уравнения реакций:



_____ 4 балла



2. Найдём количество HCl:

$$n(\text{HCl}) = C \cdot V = 2,0 \cdot 0,05 = 0,1 \text{ моль}$$

3. Найдём количество AgCl:

$$n(\text{AgCl}) = m(\text{AgCl}) / M(\text{AgCl}) = 21,5 / 143,3 \approx 0,15 \text{ моль}$$

4 балла

4. Обозначим:

$$x = n(\text{Na}_2\text{CO}_3), \text{ моль}$$

$$y = n(\text{NaCl}), \text{ моль}$$

Из реакции (1):

На x моль Na_2CO_3 расходуется $2x$ моль HCl

Образуется $2x$ моль NaCl

Общее количество ионов Cl^- , давших осадок AgCl:

Исходный NaCl: y

Образовавшийся: 0,1

Избыток HCl: 0

Тогда:

$$y + 0,1 = 0,15 \Rightarrow y = 0,05 \text{ моль}$$

$$\text{Масса NaCl} = 0,05 \cdot 58,5 = 2,925 \text{ г}$$

$$\text{Прореагировало Na}_2\text{CO}_3: 0,05 \text{ моль} \rightarrow \text{масса} = 0,05 \cdot 106 = 5,3 \text{ г}$$

Непрореагировавший Na_2CO_3 остаётся в растворе, не даёт ионов Cl^- , значит, его масса не участвует в расчёте осадка, но входит в общую массу смеси.

4 балла

Пусть x — всё количество Na_2CO_3 в смеси.

Тогда количество прореагировавшего Na_2CO_3 ограничено HCl:

$$2x_{\text{прор}} = 0,1 \Rightarrow x_{\text{прор}} = 0,05 \text{ моль}$$

Но весь $\text{Na}_2\text{CO}_3 = x$, причём $x \geq 0,05$

Общая масса:

$$m = m(\text{NaCl}) + m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 58,5y + 106x = 12$$

Мы уже знаем, что $y = 0,05$

$$58,5 \cdot 0,05 + 106x = 12 \Rightarrow 2,925 + 106x = 12 \Rightarrow 106x = 9,075 \Rightarrow x = 0,0856 \text{ моль}$$

Тогда $2x = 0,171 > 0,100 \rightarrow$ действительно, кислоты недостаточно.

4 балла

Но в осадке учитывается только прореагировавшая часть, т.е. образовалось только 0,1 моль NaCl, а не $2x$.

Тогда общее количество Cl^- :

От исходного NaCl: y

От образовавшегося: 0,1

Избыток HCl: 0

$$y + 0,100 = 0,150 \Rightarrow y = 0,050$$

$$\text{И масса Na}_2\text{CO}_3 = 0,0856 \cdot 106 = 9,075 \text{ г}$$

Масса NaCl = 2,925 г Сумма = 12 г — всё сходится.

7. Массовые доли:

$$\omega(\text{NaCl}) = 2,925 / 12 \cdot 100\% = 24,4\%$$



$$\omega(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 100\% - 24,4\% = 75,6\%$$

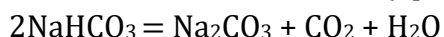
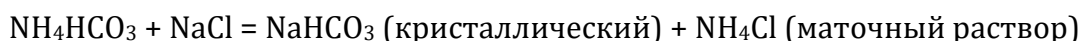
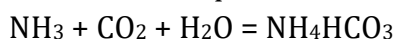
4 балла

Ответ: $\omega(\text{NaCl}) = 24,4\%$; $\omega(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 75,6\%$ **Задание 6 (30 баллов)**

Акционерное общество «Крымский содовый завод» выпускает кальцинированную соду по аммиачному методу Сольве в объёме 1525 т/сут. Аммиак, используемый в цикле, регенерируется из маточного раствора после осаждения кристаллического осадка путём введения известкового молока при нагревании. Требуется записать полный набор уравнений химических реакций, описывающих все стадии метода Сольве, учитывая регенерация аммиака из маточного раствора с использованием $\text{CaO}/\text{Ca}(\text{OH})_2$. Рассчитать массу технической негашёной извести (CaO с 3 мас. % инертных примесей), необходимой для полной регенерации аммиака из маточного раствора, с учётом 5 % избытка от теоретически требуемого количества чистого CaO . Определить экономическую целесообразность замены известкового молока на негашёную известь в процессе регенерации аммиака с точки зрения энергозатрат на нагрев маточного раствора, если при взаимодействии оксида кальция с водой выделяется 63 кДж/моль и для нагревания маточного раствора используется уголь с теплотой сгорания 30233 кДж/кг и КПД теплопередачи — 83 %. Какое количество угля можно сэкономить за счёт теплоты гашения CaO при переходе на негашёную известь. Расчёт выолнить на суточную производительность кальцинированной соды.

Решение

1. Процесс получения кальцинированной соды сопровождается следующими химическими реакциями:



Процесс регенерации аммиака:



где кальцинированной содой является карбонат натрия Na_2CO_3 .

8 баллов

2. Для определения массы негашёной извести CaO рассчитаем количество моль производимого технологического продукта – карбоната натрия – в сутки:

$$n(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{1525 \text{ т}}{106 \text{ г/моль}} = 14,25 \text{ Ммоль}$$

Учитывая, что на 1 моль карбоната натрия необходимо 1 моль негашёной извести, взятой в избытке 3 %, масса CaO без примесей составит:



$$m(\text{CaO}) = 14,25 \cdot 10^6 \text{ моль} \cdot 56 \frac{\text{г}}{\text{моль}} \cdot 1,03 = 867,97 \text{ т.}$$

При условии 3 % примесей или массовой доле чистого оксида кальция 97 % масса негашеной извести, необходимой для регенерации аммиака из маточного раствора, при условии суточной нормы производства соды составит:

$$m(\text{CaO}) = \frac{867,97}{0,97} = 894,81 \text{ т}$$

5 баллов

3. Рассчитаем количество тепла, выделяемого в процессе химической реакции получения гашеной извести, нормируя на суточный объем получаемой продукции. Для получения 14,25 Ммоль Na_2CO_3 необходимо использование эквивалентного количества «чистого» CaO , т.е 14,25 Ммоль, а с учетом 3 % избытка

$$n(\text{CaO}) = 14,25 \text{ Ммоль} \cdot 1,03 = 14,97 \text{ Ммоль.}$$

Тогда, с учётом теплового эффекта реакции $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca(OH)}_2$ $Q_{\text{эф}}(\text{CaO}) = 63 \text{ кДж/моль}$,

количество теплоты, выделяемой при использовании в процессе регенерации аммиака негашеной извести

$$Q = n(\text{CaO}) \times Q_{\text{эф}}(\text{CaO}) = 14,97 \cdot 10^6 \times 63 = 0,96 \cdot 10^9 \text{ кДж}$$

2 балла

4. Теплота сгорания угля составляет 30233 кДж на 1 кг;

Учитывая, что только 83 % этого тепла используется в производственном процессе, величина теплового эффекта составит:

$$Q_{\text{эф}}(\text{C}) = 30\,233 \cdot 0,83 = 25\,093,4 \text{ кДж/кг}$$

Для получения $1,17 \cdot 10^9 \text{ кДж}$ потребуется сжечь угля:

$$m_{\text{угля}} = \frac{Q}{Q_{\text{эф}}(\text{C})} = \frac{0,96 \cdot 10^9}{25\,093,4} = 38,17 \text{ т}$$

Таким, образом, использование негашеной извести в процессе регенерации аммиака позволит ежедневно экономить 38,17 т угля.

Ответ:

Масса негашеной извести, необходимой для регенерации аммиака из маточного раствора, составит 894,81 т.

Использование негашеной извести в процессе регенерации аммиака позволит ежедневно экономить 38,17 т угля.

15 баллов

**ХИМИЯ****ВАРИАНТ 4****Задание 1 (5 баллов)**

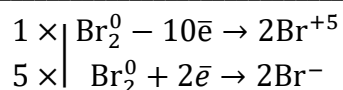
Для предложенной окислительно-восстановительной реакции определить продукты. Реакцию уравнять, пользуясь методом электронного баланса или методом полуреакций. Реакцию записать в молекулярной и, для реакции, протекающей в растворе, сокращенной ионной формах:



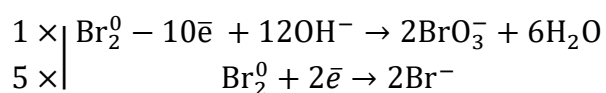
Решение:



1 балл



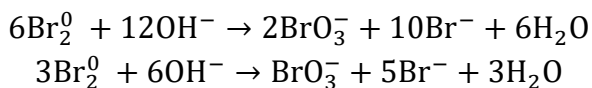
или



2 балла



или



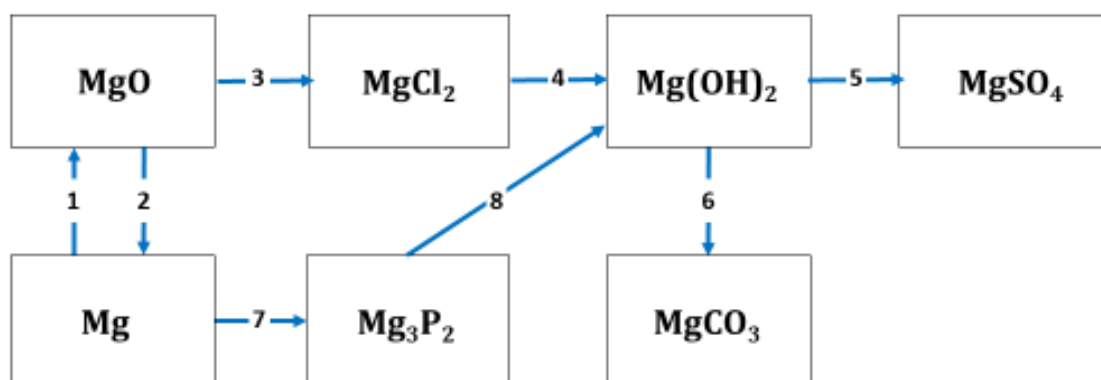
1 балл



1 балл

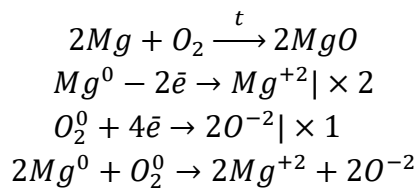
Задание 2 (10 баллов)

Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения (прямое и обратное превращения должны быть разными). Окислительно-восстановительные реакции должны сопровождаться методом полуреакций или электронного баланса:



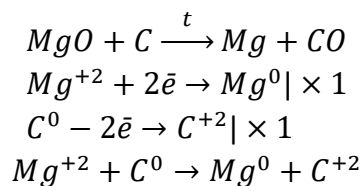
**Решение:**

1)



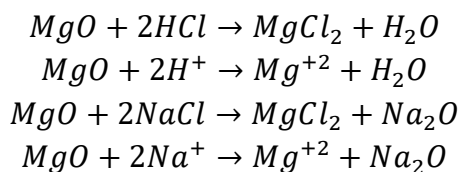
1 балл

2)



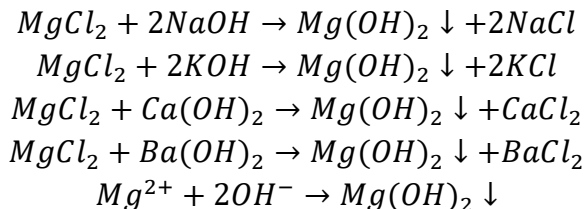
2 балла

3)



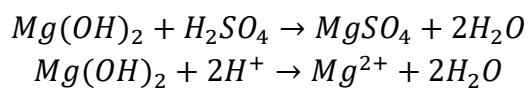
1 балл

4)



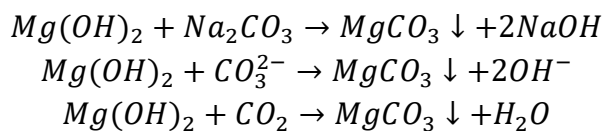
1 балл

5)



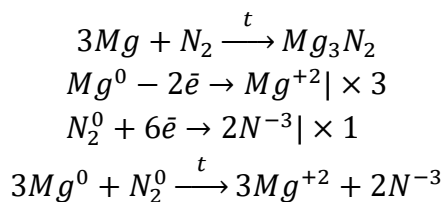
1 балл

6)



1 балл

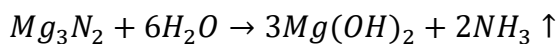
7)



2 балла



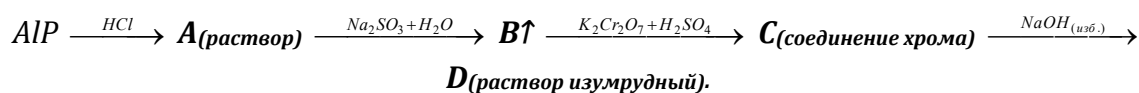
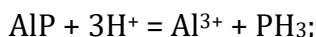
8)



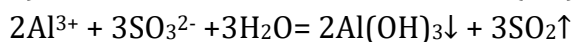
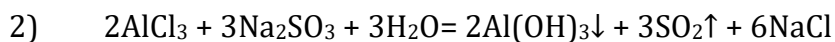
1 балл

Задание 3 (15 баллов)

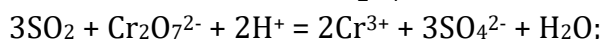
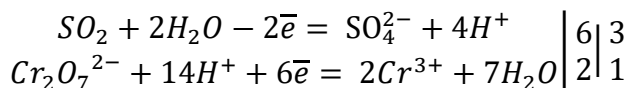
Определите формулы веществ *A*, *B*, *C*, *D*. Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения. Вещества в цепочке могут находиться как в твердом состоянии, так и в растворе. Окислительно-восстановительные реакции должны сопровождаться методом полуреакций или электронного баланса:

**Решение:**

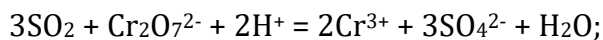
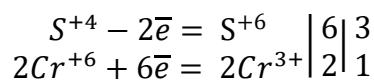
3 балла



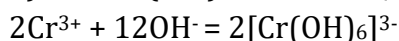
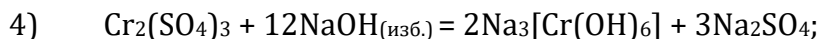
4 балла



или



4 балла



4 балла

Ответ: *A* – $AlCl_3$; *B* – SO_2 ; *C* – $Cr_2(SO_4)_3$; *D* – $Na_3[Cr(OH)_6]$.**Задание 4 (20 баллов)**

Имеется бесцветная кристаллическая соль "С", хорошо растворимая в воде. При добавлении раствора нитрата серебра ($AgNO_3$) к раствору соли "С" образуется белый творожистый осадок, темнеющий на свету. При добавлении раствора гидроксида бария ($Ba(OH)_2$) к раствору соли "С" выделяется газ с резким запахом. Определите



соль "С" и рассчитайте объем газа (в литрах, при н.у.), выделившегося при взаимодействии избытка раствора $\text{Ba}(\text{OH})_2$ с раствором, содержащим 5 грамм этой соли.

Решение:**1. Идентификация компонентов (6 баллов):**

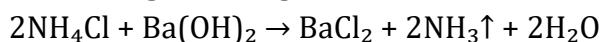
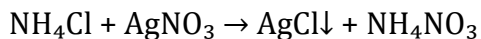
- Белый творожистый осадок, темнеющий на свету при добавлении нитрата серебра, указывает на наличие ионов хлора (Cl^-). Образующийся осадок – хлорид серебра (AgCl).
- Выделение газа с резким запахом при добавлении гидроксида бария указывает на наличие ионов аммония (NH_4^+). Выделяющийся газ — аммиак (NH_3).

_____ 6 баллов

2. Определение формулы соли (4 балла):

Исходя из идентификации ионов, соль "С" - хлорид аммония (NH_4Cl).

_____ 4 балла

3. Уравнение реакции (4 балла):

_____ 4 балла

4. Расчёт объема выделившегося газа (NH_3):

Молярная масса NH_4Cl : $M(\text{NH}_4\text{Cl}) = 14 + 4 \cdot 1 + 35,5 = 53,5$ г/моль

Количество вещества NH_4Cl :

$$n(\text{NH}_4\text{Cl}) = m(\text{NH}_4\text{Cl}) / M(\text{NH}_4\text{Cl}) = 5 \text{ г} / 53,5 \text{ г/моль} \approx 0,0935 \text{ моль}$$

Из уравнения реакции видно, что из 2 моль NH_4Cl образуется 2 моль NH_3 , то есть

$$n(\text{NH}_3) = n(\text{NH}_4\text{Cl}) \approx 0,0935 \text{ моль}$$

Молярный объем газа при н.у.: $V_m = 22,4$ л/моль

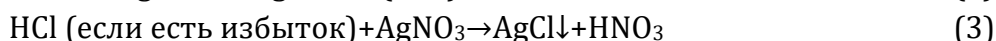
$$\text{Объем } \text{NH}_3: V(\text{NH}_3) = n(\text{NH}_3) \cdot V_m = 0,0935 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} \approx 2,094 \text{ л}$$

_____ 6 баллов

Ответ: Соль "С" – хлорид аммония (NH_4Cl). Объем газа аммиака, выделившегося при взаимодействии 5 грамм хлорида аммония с избытком гидроксида бария, составляет приблизительно 2,094 литра.

Задание 5 (20 баллов)

Смесь хлорида кальция (CaCl_2) и карбоната кальция (CaCO_3) массой 10,0 г была обработана 60 мл 1,0 М раствора соляной кислоты. При этом выделился газ. После завершения реакции к раствору добавили избыток AgNO_3 , и выпал осадок AgCl массой 14,35 г. Определите массовые доли CaCl_2 и CaCO_3 в исходной смеси.

Решение:**1. Уравнения реакций:**



2 балла

2. Количество HCl:

$$n(\text{HCl}) = 1 \cdot 0,06 = 0,06 \text{ моль}$$

3. Количество AgCl:

$$n(\text{AgCl}) = 14,35 / 143,3 \approx 0,1 \text{ моль}$$

2 балла

4. Обозначим:

$$x = n(\text{CaCO}_3), \text{ моль}$$

$$y = n(\text{CaCl}_2), \text{ моль}$$

Из (1):

$$\text{Расход HCl: } 2x$$

Образуется x моль $\text{CaCl}_2 \rightarrow$ даёт $2x$ моль Cl^- Исходный CaCl_2 : y моль $\rightarrow$ даёт $2y$ моль Cl^- Избыток HCl: $0,060 - 2x$ (если $2x \leq 0,060$) $\rightarrow$ даёт столько же Cl^- Общее количество Cl^- :

$$2y + 2x + (0,060 - 2x) = 2y + 0,060$$

Но это равно количеству $\text{AgCl} = 0,1$ моль:

$$2y + 0,06 = 0,1 \Rightarrow 2y = 0,04 \Rightarrow y = 0,02 \text{ моль}$$

4 балла

5. Масса CaCl_2 :

$$M(\text{CaCl}_2) = 40 + 2 \cdot 35,5 = 111 \text{ г/моль}$$

$$m = 0,020 \cdot 111 = 2,22 \text{ г}$$

6. Масса CaCO_3 :

$$m = 10,0 - 2,22 = 7,78 \text{ г}$$

$$M(\text{CaCO}_3) = 100 \text{ г/моль}$$

$$x = 7,78 / 100 = 0,0778 \text{ моль}$$

Проверка: расход HCl = $2x = 0,1556 > 0,060 \rightarrow$ кислоты недостаточно!Значит, весь HCl израсходован, и прореагировало не всё CaCO_3 .

6 баллов

Пусть прореагировало $x_{\text{прор}}$, тогда:

$$2x_{\text{прор}} = 0,06 \Rightarrow x_{\text{прор}} = 0,03 \text{ моль}$$

Образовалось $0,03$ моль $\text{CaCl}_2 \rightarrow$ даёт $0,06$ моль Cl^- Исходный CaCl_2 : $y \rightarrow$ даёт $2y$ моль Cl^-

Избыток HCl = 0

Общее Cl^- : $2y + 0,06 = 0,1 \Rightarrow y = 0,02$ моль — как и прежде.

Теперь общая масса смеси:

$$\text{CaCl}_2: y = 0,02 \cdot 111 = 2,22 \text{ г}$$

 CaCO_3 : x (всё, что было, включая непрореагировавшее) $\rightarrow x \cdot 100$

$$2,22 + 100x = 10,0 \Rightarrow 100x = 7,78 \Rightarrow x = 0,0778 \text{ моль}$$

Это допустимо: прореагировало только $0,030$ моль из $0,0778$.

7. Массовые доли:

$$\omega(\text{CaCl}_2) = 2,22 / 10 \cdot 100\% = 22,2\%$$

$$\omega(\text{CaCO}_3) = 100 - 22,2 = 77,8\%$$



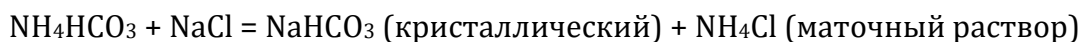
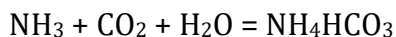
6 баллов

Ответ: $\omega(\text{CaCl}_2) = 22,2\%$; $\omega(\text{CaCO}_3) = 77,8\%$ **Задание 6 (30 баллов)**

Крымский содовый завод является крупным производителем кальцинированной соды, получаемой по методу Сольве. Среднесуточный объем соды составляет 1436 тонн. В производственном процессе используют аммиак, который регенерируют из маточного раствора после выделения кристаллического осадка. Для этой цели в маточный раствор вносят известковое молоко при нагревании. Сколько потребуется негашеной извести, содержащей 6 % примесей, необходимой для регенерации аммиака при условии использования 2 % ее избытка от теоретически вычисленного количества CaO. Можно ли уменьшить расход угля в процессе производства соды, если вместо известкового молока использовать негашеную известь, учитывая, что теплота сгорания угля, необходимого для нагревания маточного раствора, составляет 30233 кДж/кг и только 85 % этого тепла используется в производственном процессе. Тепловой эффект реакции оксида кальция с водой составляет 63 кДж/моль. Произвести необходимые расчеты на объем суточного производства соды и написать уравнения всех химических реакций, сопровождающих процесс получения кальцинированной соды.

Решение

1. Процесс получения кальцинированной соды сопровождается следующими химическими реакциями:



Процесс регенерации аммиака:



где кальцинированной содой является карбонат натрия Na_2CO_3 .

8 баллов

2. Для определения массы негашеной извести CaO рассчитаем количество моль производимого технологического продукта – карбоната натрия – в сутки:

$$n(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{1436 \text{ т}}{106 \text{ г/моль}} = 13,42 \text{ Ммоль}$$

Учитывая, что на 1 моль карбоната натрия необходимо 1 моль негашеной извести, взятой в избытке 2 %, масса CaO без примесей составит:

$$m(\text{CaO}) = 13,42 \cdot 10^6 \text{ моль} \cdot 56 \frac{\text{г}}{\text{моль}} \cdot 1,02 = 807,65 \text{ т.}$$



При условии 6 % примесей или массовой доле чистого оксида кальция 94 % масса негашеной извести, необходимой для регенерации аммиака из маточного раствора, при условии суточной нормы производства соды составит:

$$m(\text{CaO}) = \frac{807,65}{0,94} = 859,20 \text{ т}$$

5 баллов

3. Рассчитаем количество тепла, выделяемого в процессе химической реакции получения гашеной извести, нормируя на суточный объем получаемой продукции. Для получения 13,42 Ммоль Na_2CO_3 необходимо использование эквивалентного количества «чистого» CaO , т.е 13,42 Ммоль, а с учетом 2 % избытка

$$n(\text{CaO}) = 13,42 \text{ Ммоль} \cdot 1,02 = 13,69 \text{ Ммоль}.$$

Тогда, с учётом теплового эффекта реакции $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca(OH)}_2$ $Q_{\text{эф}}(\text{CaO}) = 63 \text{ кДж/моль}$,

количество теплоты, выделяемой при использовании в процессе регенерации аммиака негашеной извести

$$Q = n(\text{CaO}) \times Q_{\text{эф}}(\text{CaO}) = 13,69 \cdot 10^6 \times 63 = 0,89 \cdot 10^9 \text{ кДж}$$

2 балла

4. Теплота сгорания угля составляет 30233 кДж на 1 кг;

Учитывая, что только 85 % этого тепла используется в производственном процессе, величина теплового эффекта составит:

$$Q_{\text{эф}}(\text{C}) = 30\,233 \cdot 0,85 = 25\,698,1 \text{ кДж/кг}$$

Для получения $1,17 \cdot 10^9 \text{ кДж}$ потребуется сжечь угля:

$$m_{\text{угля}} = \frac{Q}{Q_{\text{эф}}(\text{C})} = \frac{0,89 \cdot 10^9}{25\,698,1} = 34,63 \text{ т}$$

Таким, образом, использование негашеной извести в процессе регенерации аммиака позволит ежедневно экономить 34,63 т угля.

Ответ:

Масса негашеной извести, необходимой для регенерации аммиака из маточного раствора, составит 859,20 т.

Использование негашеной извести в процессе регенерации аммиака позволит ежедневно экономить 34,63 т угля.

15 баллов