I. **ТИПОВЫЕ РАСЧЕТЫ 1. Теоретические расчеты по химическим уравнениям**

Пример 1. Водород Н2 реа- гирует с кислородом О2 по урав- нению: 2H2 + O2 = 2H2 O. Какое количество вещества («сколько молей») кислорода прореагиро- вало, если в реакцию вступило 4 моль водорода?

Запишем уравнение реакции и прочитаем его (поймем сделанную запись): 2H2 + O2 = 2H2 O. Это уравнение реакции пока- зывает, что 2 моль водорода реа- гирует с 1 моль кислорода, в ре- зультате образуются 2 моль воды (продукта реакции). Совершенно очевидно, что 4 моль водорода будут реагировать с 2 моль кис- лорода, 6 моль водорода с 3 моль кислорода и т.д. Соотношения подобного рода называются пропорциональными (пропорциями). В химии пропор- циональность определяется ко- эффициентами в уравнении ре- акции. Фактически мы составили и устно решили пропорцию: по условию 4 моль x моль 2H2 + O2 = 2H2 O. по уравнению 2 моль 1 моль x = 4æ1/2 = 2 моль O2 .

Пример 2. Какое количество вещества кислорода должно прореагировать с алюминием для получения 0,8 моль оксида алюминия Al2 O3 ?

Для проведения химического расчета необходимо, во-первых, составить уравнение реакции и, во-вторых, составить и решить пропорцию: 21 ХИМИЯ ноябрь 2014 по условию x моль 0,8 моль 4Al + 3O2 = 2Al2 O3 . по уравнению 3 моль 2 моль x = 3æ0,8/2 = 1,2 моль O2 .

Пример 3. Какое количество вещества кислорода должно прореагировать с алюминием для получения 81,6 г оксида алюминия Al2 O3 ?

Для проведения расчета не- обходимо записать уравнение ре- акции, после чего составить и ре- шить пропорцию: по условию x моль n = ? 4Al + 3O2 = 2Al2 O3 . по уравнению 3 моль 2 моль Условие этой задачи отличает- ся от задачи, приведенной в при- мере 2, тем, что нам неизвестно количество вещества Al2 O3 . Коли- чество вещества связано с массой вещества соотношением: n = m(в-ва)/ М(в-ва); M(Al2 O3 ) = 102 г/моль; n(Al2 O3 ) = 81,6/102 = 0,8 моль. Переносим полученное значе- ние в составленную пропорцию и находим количество вещества кис- лорода: по условию x моль n = 0,8 моль 4Al + 3O2 = 2Al2 O3 по уравнению 3 моль 2 моль x = 3æ0,8/2 = 1,2 моль O2 .

Логика решения расчетных задач по химии I. Составить уравнение ре- акции. II. Установить логические связи (количество какого веще- ства необходимо найти, по из- вестному количеству какого ве- щества производим расчет). III. Расчет по пропорции. IV. Осложнения (ответы на дополнительные вопросы, про- ведение других расчетов). Все расчеты по уравнению реакции производят только с чистыми веществами. Если данные о веществе приводятся для его раствора или смеси, то необходимо сначала вычислить массу вещества (массу «чистого вещества») или объем газа. Для решения задач, в условии кото- рых приводятся сведения о вы- ходе продукта реакции (коэффи- циенте полезного действия про- цесса), необходимо помнить – по уравнению реакции произ- водятся только теоретические расчеты (со 100%-м выходом).

Пример 4. Найдите массу и количество вещества сульфата калия, который может быть по- лучен при взаимодействии 28 г гидроксида калия с серной кис- лотой.

Дано: m(K2 SO4 ) – ? n(K2 SO4 m(KOH) = 28 г. ) – ? Формула для расчета: n = m(в-ва) / M(в-ва). План решения задачи 1) Составить уравнение реак- ции. 2) Установить логическую связь: количество какого вещества требуется найти, по количеству ка- кого вещества будет производить- ся расчет. 3) Составить и решить пропор- цию, найти количество искомого вещества и его массу. Решение 1) Составляем уравнение реак- ции: 2KOH + H2 SO4 = K2 SO4 + 2H2 O. 2) Логическая связь. а) Требуется найти количество вещества K2 SO4 . Подчеркиваем формулу, над ней записываем x. Расчет производим по KOH (в условии дана масса KOH), подчер- киваем, снизу записываем количе- ства веществ, исходя из коэффици- ентов в уравнении реакции: 2 2 KOHмоль + H2 SO4 = K S2 4 O 1моль x + 2H2 O. б) Вычисляем количество ве- щества KOH и записываем над формулой: M(KOH) = 56 г/моль, n(KOH) = 28/56 = 0,5 моль. 3) Расчет по пропорции. 2 2 0 5 KOH моль ν = 0 5, + H2 SO4 = K S2 4 O 1моль x + 2H2 O, х = 0,5æ1/2 = 0,25 моль K2 SO4 . n = m(в-ва) / M(в-ва). M(K2 SO4 ) = 174 г, m(K2 SO4 ) = 0,25æ174 = 43,5 г. Ответ. m(K2 SO4 ) = 43,5 г; n(K2 SO4 ) = 0,25 моль.

Пример 5. Найдите массу и количество вещества нитрата аммония, который может быть получен при взаимодействии 448 л (н.у.) аммиака с азотной кислотой.

Дано: m(NH4 NO3 ) – ? n(NH4 NO3 V(NH ) – ? 3 ) = = 448 л (н.у.). Формулы для расчета: n = V / VM, n = m(в-ва) / M(в-ва). План решения задачи 1) Составить уравнение реак- ции. 2) Логическая связь: количе- ство какого вещества требуется Решение расчетных задач по химии ХИМИЯ ноябрь 2014 22 найти, по количеству какого веще- ства будет производиться расчет. 3) Составить и решить пропор- цию, найти количество искомого вещества и его массу. Решение 1) Составляем уравнение реак- ции: NH3 + HNO3 = NH4 NO3 . 2) Необходимо найти коли- чество вещества NH4 NO3 , расчет проводим по NH3 . Вычисляем количество веще- ства NH3 : n(NH3 ) = 448 / 22,4 = 20 моль. 3) Расчет по уравнению реак- ции: NH3 1 20 моль ν = + HNO3 = NH4 3 NO 1моль x . х = 20æ1/1 = 20 моль NH4 NO3 . M(NH4 NO3 ) = 85 г/моль; m(NH4 NO3 ) = 20æ85 = 1700 г. Ответ. m(NH4 NO3 ) = 1700 г, n(NH4 NO3 ) = 20 моль.

Для закрепления навыков. Теоретические расчеты по химическим уравнениям

1. Какой объем (н.у.) водорода потребуется для восстановления 0,2 моль оксида меди(II)? Решение 1) Составляем уравнение реак- ции: H2 + CuO = H2 O + Cu. 2) Устанавливаем логическую связь: надо найти количество ве- щества и объем водорода H2 , рас- чет производим по оксиду меди(II) CuO: H2 + CuO = H2 O + Cu. 3) Находим количество веще- ства CuO: n(CuO) = 0,2 моль (известно по условию). 4) Производим расчет по урав- нению реакции: H2 1моль x + CuO 1 0 2 моль , моль = H2 O + Cu. х = 1æ0,2 / 1 = 0,2 моль CuO или n(H2 ) = n(CuO) = 0,2 моль. 5) Рассчитываем объем H2 : n = V / VM, V = 0,2æ22,4 = 4,48 л. Ответ. 4,48 л.

2. При растворении карбоната кальция в избытке азотной кислоты выделилось 5,6 л (н.у.) газа. Масса карбоната кальция равна … г.

Решение 1) Составляем уравнение реак- ции: CaCO3 + 2HNO3 = = Ca(NO3 )2 + H2 O + CO2 ↑. 2) Устанавливаем логическую связь: необходимо найти количе- ство вещества и массу CaCO3 , рас- чет – по углекислому газу CO2 : CaCO3 + 2HNO3 = = Ca(NO3 )2 + H2 O + CO2 ↑. 3) Рассчитываем количество вещества CO2 : n = V / VM, n(CO2 ) = 5,6/22,4 = 0,25 моль. 4) Рассчитываем по уравнению реакции: CaCO3 1моль x + 2HNO3 = = Ca(NO3 )2 + H2 O + CO2 1 0 25 моль , моль . х = 1æ0,25 / 1 = 0,25 моль CaCO3 . 5) Рассчитываем массу CaCO3 : n = m(в-ва) / M(в-ва), m(CaCO3 ) = 0,25æ(12 + 40 + 16æ3) = = 0,25æ100 = 25 г. Ответ. m(CaCO3 ) = 25 г.

3. Какой объем хлора (н.у.) тео- ретически вступает в реакцию с 56 л (н.у.) водорода?

Решение 1) Составляем уравнение реак- ции: H2 (г.) + Cl2 (г.) = 2HCl (г.). 2) Расчет по уравнению реак- ции можно произвести двумя спо- собами. 1-й с п о с о б (с использовани- ем количества вещества реагирую- щих веществ). а) Вычисляем количество ве- щества H2 (г.): n = V / VM, n(H2 ) = 56 / 22,4 = 2,5 моль. б) По уравнению реакции нахо- дим количество вещества Cl2 : n(Cl2 ) = n(H2 ) = 2,5 моль, или (что в условиях экзамена представляется более предпочти- тельным) составляем и решаем пропорцию: H2 1 2 5 моль , + Cl2 1моль x = 2HCl. х = 2,5 / 1 = 2,5 моль Cl2 . Находим объем Cl2 : V(Cl2 ) = næVM = 2,5æ22,4 = 56 л. 2-й с п о с о б (только для расчетов по уравнениям реакций между газами). Следствие из закона Авогадро: объемы реагирующих газов отно- сятся как коэффициенты в уравне- нии реакции: 1H2 1 56 + 1Cl 2 1 x = 2HCl. х = 56æ1/1 = 56 л Cl2 . Ответ. V(Cl2 ) = 56 л.

4. Какой объем (н.у.) кислорода необходим для окисления 46 л (н.у.) оксида серы(IV) в оксид серы(VI)?

Решение 1) Составляем уравнение реак- ции: 2SO2 (г.) + O2 (г.) = 2SO3 (г

2) Расчет по уравнению реак- ции можно произвести двумя спо- собами.

1-й с п о с о б (с использовани- ем количества вещества реагирую- щих веществ). а) Вычисляем количество ве- щества SO2 (г.): n = V / VM, n(SO2 ) = 46 / 22,4 ≈ 2,05 моль. б) По уравнению реакции нахо- дим количество вещества O2 : n(O2 ) = 0,5n(SO2 ) = = 2,05/2 = 1,025 моль. Находим объем O2 : V(O2 ) = næVM = = 1,025æ22,4 = 22,96 » 23 л.

2-й с п о с о б (только для рас- четов между газами). Следствие из закона Авогадро: объемы реагирующих газов отно- сятся как коэффициенты в уравне- нии реакции: 2SO2 2 46 + 1O2 1 x = 2SO3 . х = 46æ1/2 = 23 л О2 . Ответ. V(О2 ) = 23 л.

5. 13 г цинка прореагировало с кислородом О2. Какое количество вещества оксида цинка ZnO обра- зовалось? Какова масса этого коли- чества вещества ZnO? Решение 1) 2Zn + O2 = 2ZnO. 2) n(Zn) = 0,2 моль. 3) n(ZnO) = 0,2 моль; m(ZnO) = 16,2 г. Ответ. n(ZnO) = 0,2 моль; m(ZnO) = 16,2 г.

6. Какой объем кислорода (н.у.) будет израсходован на сжигание 270 г алюминия? Решение 1) 4Al + 3O2 = 2Al2 O3 . 2) n(Al) = 10 моль. 3) n(O2 ) = 7,5 моль; V(O2 ) = 168 л. Ответ. V(O2 ) = 168 л.

7. При сжигании метана CH4 в кислороде образуются вода и угле- кислый газ СО2. Какое количество (в молях и граммах) кислорода тре- буется для сжигания 160 г метана? Решение 1) CH4 + 2O2 = CO2 + 2H2 O. 2) n(CH4 ) = 10 моль. 3) n(O2 ) = 20 моль; m(O2 ) = 640 г. Ответ. n(O2 ) = 20 моль, m(O2 ) = 640 г.

8. Сколько граммов хлорида на- трия NaCl может быть получено при взаимодействии 80 г гидроксида натрия NaOH с соляной кислотой HCl? Решение 1) NaOH + HCl = NaCl + H2 O. 2) n(NaOH) = 2 моль. 3) n(NaCl) = 2 моль; m(NaCl) = 117 г. Ответ. m(NaCl) = 117 г.

9. Сколько литров аммиака NH3 можно получить при взаимодей- ствии 112 л азота (н.у.) с водоро- дом? Решение 1) N2 + 3H2 = 2NH3 . 2) n(N2 ) = 5 моль. 3) n(NH3 ) = 10 моль; V(NH3 ) = 224 л. Ответ. V(NH3 ) = 224 л.

10. Сколько литров кислорода требуется для сжигания 89,6 л во- дорода (н.у.)? Решение 1) 2H2 + O2 = 2H2 O. 2) n(H2 ) = 4 моль. 3) n(O2 ) = 2 моль; V(O2 ) = 44,8 л. Ответ. V(O2 ) = 44,8 л.

**Задачи на растворы**

Вычисление массовой доли растворенного вещества

Пример 1. Определите мас- совую долю нитрата калия в растворе, полученном растворе- нием 50 г нитрата калия в 200 г воды.

Дано: ω(KNO3 ) – ? m(KNO3 ) = 50 г, m(Н2 О) = 200 г. Решение ω(в-ва) = m(в-ва) / m(р-ра)æ100 (%). m(р-ра) = m(в-ва) + m(Н2 О) = = 50 (г) + 200 (г) = 250 г. ω(KNO3 ) = = 50 (г) / 250 (г) æ 100 (%) = 20 %. Ответ. ω(KNO3 ) = 20 %.

Вычисление массы растворенного вещества

Пример 2. Вычислите массу гидроксида калия в растворе объ- емом 600 мл и плотностью 1,082 г/мл, если массовая доля гидрок- сида калия составляет 10 %

Дано: m(KОН) – ? V(р-ра) = 600 мл, ρ = 1,082 г/мл, ω(KОН) = 10 %, или 0,1. Решение m(в-ва) = ω(в-ва)æm(р-ра). m(р-ра) = ρæV(р-ра) = = 1,082 (г/мл)æ600 (мл) = 649,2 г. m(KОН) = 649,2 (г)æ0,1 = 64,92 г. Ответ. m(KОН) = 64,92 г.

Смешивание растворов с разными концентрациями одного вещества

Пример 3. Смешали 300 г раствора с массовой долей хло- рида натрия 20 % и 500 г раство- ра того же вещества с массовой долей 40 %. Вычислите массо- вую долю хлорида натрия в по- лученном растворе.

Дано: ω3 – ? m1 = 300 г, ω1 = 20 %, или 0,2, m2 = 500 г, ω2 = 40 %, или 0,4. Решение m1 æω1 + m2 æω2 = m3 æω3 , где m1 , m2 , m3 – массы растворов. 300 (г)æ0,2 + 500 (г)æ0,4 = = 800 (г)æω3 , 60 (г) + 200 (г) = 800 (г)æω3 , 260 (г) = 800 (г)æω3 , ω3 = 260 (г) / 800 (г) = 0,325, или 32,5 %. Ответ. ω3 (NaCl) = 32,5 %.

Разбавление водой ω2 = 0, т.к. в воде не содер- жится вещество, находящееся в первом растворе.

Пример 4. Какую массу воды надо добавить к раствору ги- дроксида натрия массой 150 г с массовой долей 10 %, чтобы по- лучить раствор с массовой долей 2 %?

Дано: m2 – ? m1 = 150 г, ω1 = 10 %, или 0,1, ω2 = 0, ω3 = 2 %, или 0,02. Решение m1 æω1 + m2 æω2 = m3 æω3 . 150 (г)æ0,1 + m2 æ0 = = (150 (г) + m2 )æ0,02, 15 (г) + 0 = 3 (г) + 0,02m2 , 0,02m2 = 12 г, m2 = 12 (г) / 0,02 = 600 г. Ответ. m(Н2 О) = 600 г.

Концентрирование (добавление твердого вещества) ω2 = 100 %, или 1, т.к. добавля- емое вещество чистое.

Пример 5. Какую массу хлорида бария надо добавить к раствору хлорида бария массой 150 г с массовой долей 10 %, чтобы получить раствор с массо- вой долей 25 %? Дано: m2 – ? m1 = 150 г, ω1 = 10 %, или 0,1, ω2 = 100 %, или 1, ω3 = 25 %, или 0,25. Решение m1 æω1 + m2 æω2 = m3 æω3 . 150 (г)æ0,1 + m2 æ1 = = (150 (г) + m2 )æ0,25, 15 (г) + 1m2 = 37,5 (г) + 0,25m2 , 0,75m2 = 22,5 г, m2 = 22,5 (г) / 0,75 = 30 г. Ответ. m(BaCl2 ) = 30 г.

Упаривание раствора (частичное выпаривание воды)

Пример 6. Вычислите мас- совую долю хлорида натрия в растворе, если из 200 г 30 %-го раствора испарилось 50 г воды.

Дано: ω3 – ? m1 = 200 г, ω1 = 30 %, или 0,3, m2 = 50 г, ω2 = 0. Решение m1 æω1 + m2 æω2 = m3 æω3 . 200 (г)æ0,3 + 50 (г)æ0 = = 150 (г)æω3 , 60 (г) = 150 (г)æω3 , ω3 = 60 (г) / 150 (г) = 0,4, или 40 %. Ответ. ω3 (NaCl) = 40 %.

Приложение 3 Т е с т п о т е м е «Вычисление массы растворенного вещества, содержащегося в определенной массе раствора с известной массовой долей; вычисление массовой доли вещества в растворе» (ПЭ 24)

1. Какая масса карбоната на- трия (в граммах) потребуется для приго товления 0,5 л 13%-го рас- твора плотностью 1,13 г/мл? а) 73,45; б) 50; в) 72; г) 75.

2. Из раствора хлорида бария массой 100 г с массовой долей соли 3 % выпарили 25 г воды и до- бавили в него 15 г соли. Массовая доля соли (в %) в полученном рас- творе равна: а) 12; б) 15; в) 18; г) 20.

3. Смешали 120 г раствора серной кислоты с массовой до лей 20 % и 40 г 50%-го раствора того же вещества. Определите массо- вую долю кислоты (в %) в полу- ченном растворе. а) 25; б) 27,5; в) 27; г) 29,5.

4. Какая масса азотной кисло- ты (в граммах) содержится в 1 л ее 20%-го раствора с плотностью 1,05 г/мл? а) 105; б) 63; в) 210; г) 176.

5. Какая масса соли (в граммах) вводится в организм человека при вливании 353 г 0,85%-го физиоло- гического раствора? а) 3; б) 6; в) 4; г) 2 г.

6. К 180 г 8%-го раствора хло- рида натрия добавили 20 г NaCl. Найдите массовую долю (в %) хлорида натрия в образовавшемся растворе. а) 17,2; б) 17,4; в) 18; г) 12,7.

7. К раствору хлорида кальция массой 140 г с массовой долей соли 5 % добавили 10 г этой же соли. Определите массовую долю (в %) хлорида кальция в получен- ном растворе. а) 13,1; б) 14; в) 11,3; г) 25.

8. Какую массу соли (в грам- мах) надо добавить к 60 г раствора с массовой долей этой соли 10 %, чтобы получить раствор с массо- вой долей 40 %? а) 15; б) 22; в) 17; г) 30.

9. Смешали 200 г 15%-го рас- твора нитрата хрома(III) и 300 г 20%-го раствора той же соли. Вы- числите массовую долю (в %) ни- трата хрома(III) в полученном рас- творе. а) 24; б) 18; в) 17,9; г) 18,1.

10. Из 150 г раствора хлорида натрия с массовой долей 5 % вы- парили 10 г воды и добавили 5 г той же соли. Вычислите массовую долю (в %) соли в полученном рас- творе. а) 8,4; б) 8,6; в) 9; г) 11,2.

11. Смешали 200 г 5%-го и 400 г 12,5%-го растворов серной кислоты. Найдите массу кислоты в полученном растворе (в граммах). а) 60; б) 98; в) 49; г) 58.

12. При растворении 16 г ги- дроксида натрия получили 10%- й раствор. Определите массу (в граммах) взятой для этого воды. а) 126; б) 144; в) 151; г) 164.

13. К 200 г 10%-го раствора ни- трата калия добавили некоторую порцию нитрата калия и получи- ли 20%-й раствор. Найдите массу (в граммах) добавленной порции твердого вещества. а) 2,5; б) 5; в) 25; г) 15.

14. Найдите массу воды (в граммах), которую нужно доба- вить к 300 г 8%-го раствора суль- фата натрия для получения 5%-го раствора. а) 90; б) 45; в) 18; г) 180.

15. Какая масса раствора (в граммах) получится при упарива- нии 200 г 5%-го раствора гидрок- сида калия до 20%-го раствора? а) 10; б) 45; в) 100; г) 50.

16. 92 мл 10%-го раство- ра серной кислоты (плотность 1,066 г/мл) полностью нейтрали- зовали 40%-м раствором гидрок- сида натрия. Найдите массу затра- ченного на нейтрализацию раство- ра гидроксида натрия (в граммах). а) 10; б) 55; в) 20; г) 30.

17. Определите, какую мас- су гидроксида калия (в граммах) нужно добавить к 150 г 20%-го раствора гидроксида калия для по- лучения 40%-го раствора. а) 5; б) 50; в) 56; г) 78.

18. К 200 г 8%-го раствора хло- рида натрия добавили 50 г воды. Вычислите массовую долю (в %) соли в образовавшемся растворе. а) 6,4; б) 6,5; в) 6,1; г) 6,2.

19. Определите массу воды (в граммах), которую надо добавить к 20 г 70%-го раствора уксусной кислоты для получения 5%-го рас- твора уксуса. а) 260; б) 130; в) 26; г) 258.

20. Определите массу сахара (в граммах), необходимую для при- готовления 0,5 кг 45%-го раствора. а) 245; б) 225; в) 345; г) 500.

21. Вычислите массовую долю соляной кислоты (в %) в растворе, полученном при растворении 11,2 л (н.у.) хлороводорода в 1 л воды. а) 1,3; б) 1,6; в) 1,8; г) 3,6.

22. Вычислите массу 40%-го раствора уксусной кислоты (в граммах), которую необходимо до- бавить к 500 г воды для получения 15%-го раствора. а) 29; б) 32; в) 48; г) 300.

23. Массовая доля соли в мор- ской воде составляет 3,5 %. Най- дите массу соли (в граммах), кото- рая останется после выпаривания 5 кг морской воды. а) 175; б) 170; в) 167; г) 163.

24. Смешали 250 г раствора ги- дроксида натрия с массовой долей 16 % и 300 мл раствора (ρ = 1,2 г/мл) с массовой долей того же вещества 20 %. Рассчитайте массу гидрок- сида натрия (в граммах) в полу- ченном растворе: а) 120; б) 112; в) 11; г) 115.

25. Какова масса поваренной соли (в граммах), которую следует растворить в 250 г раствора этой соли с массовой долей 10 % для получения раствора с массовой долей 18 %? а) 22; б) 42,4; в) 24,4; г) 44.

26. К 50 г раствора хлорида кальция с массовой долей 3,5 % добавили 5 г этой же соли и 20 г воды. Определите массовую долю (в %) соли в полученном раство- ре. а) 6; б) 7; в) 8; г) 9.

27. Какая масса серной кисло- ты (в граммах) содержится в 0,6 л ее 40%-го раствора с плотностью 1,3 г/мл? а) 63; б) 26; в) 60; г) 312.

28. Найдите массу хлорида на- трия (в граммах), который необхо- димо растворить в 50 г воды для приготовления раствора с массо- вой долей соли 20 %. а) 20; б) 12,5; в) 5; г) 24.

29. К 350 г водного раствора этанола с массовой долей 20 % добавили 120 мл спирта (плот- ность 0,8 г/мл). Рассчитайте массу спирта (в граммах) в полученном растворе. а) 167; б) 156; в) 166; г) 170.

30. Из 50 г раствора хлорида натрия с массовой долей 2 % вы- парили 10 г воды и добавили 5 г этой же соли. Определите массо- вую долю соли (в %) в полученном растворе. а) 6,3; б) 13,3; в) 8,9; г) 9,4.

Ответы. 1–а, 2–г, 3–б, 4–в, 5–а, 6–а, 7–в, 8–г, 9–б, 10–б, 11–а, 12–б, 13–в, 14–г, 15–г, 16–в, 17–б, 18–а, 19–а, 20–б, 21–в, 22–г, 23–а, 24–б, 25–в, 26–г, 27–г, 28–б, 29–в, 30–б.

***Азот и его соединения***

П л а н

1. Положение в таблице Д.И.Менделеева, строение атома.

2. Краткая история открытия и происхождение названия.

3. Физические свойства.

4. Химические свойства.

5. Нахождение в природе.

6. Основные методы получения.

7. Важнейшие соединения азота (аммиак, соли аммония, оксиды и кислоты азота).

Азот N – элемент главной подгруппы V группы периодической системы. Это типичный неметалл с высокой электроотрицательностью (ЭО = 3,0). Электронная формула атома азота имеет вид 1*s*22*s*22*p*3, это *р*-элемент. Поскольку азот находится во втором периоде, для его атома невозможен переход в возбужденное состояние и распаривание электронов, поэтому азот никогда не проявляет валентность, равную пяти. Степени окисления лежат в широком диапазоне от –3 до +5, например:

http://him.1september.ru/2009/21/20-2.jpg

В соединениях азот чаще всего входит в состав анионов, но образует также катион аммония:

http://him.1september.ru/2009/21/20-3.jpg

Русское название азота произошло от греческого *a* – частица отрицания и *zoos*– живой – «нежизненный» и является исторически сложившимся, хотя и неверным. Название «азот» предложено А.Лавуазье, чтобы отразить основное свойство элемента – его непригодность для дыхания и жизни. Это название сохранилось в русском и французском языках. Латинское название азота *nitrogenium*переводится как «рождающий селитру».

Ф и з и ч е с к и е  с в о й с т в а

Молекула простого вещества азота – N2. Это газ без цвета, вкуса и запаха, немного легче воздуха, плохо растворяется в воде, не поддерживает горения и дыхания. Конденсируется при –196 °С в бесцветную жидкость. Атомы в молекуле азота связаны очень прочной тройной ковалентной связью. Природный азот состоит из двух изотопов с массовыми числами 14 и 15.

Х и м и ч е с к и е  с в о й с т в а

При обычных условиях азот является химически инертным соединением за счет очень прочной связи, образованной тремя парами электронов. Большинство химических реакций с участием азота протекают при повышенной температуре, например:

Н2 (+):

N2 + 3Н2http://him.1september.ru/2009/21/20-4.jpg 2NH3.

О2 (+/–)[\*](http://him.1september.ru/articles/2009/21/04" \l "1):

N2 + О2http://him.1september.ru/2009/21/20-5.jpg 2NО.

Металлы (+):

6Li + N2 = 2Li3N,

2Al + N2http://him.1september.ru/2009/21/t-1.gif 2AlN.

Неметаллы (+/–):

N2 + 3F2http://him.1september.ru/2009/21/t-1.gif 2NF3,

N2 + 2Сhttp://him.1september.ru/2009/21/t-1.gif (СN)2,

N2 + S http://him.1september.ru/2009/21/nerav.gif реакция не идет.

Н2О (–).

Основные оксиды (–).

Кислотные оксиды (–).

Основания (–).

Кислоты-неокислители (–).

Кислоты-окислители (–).

Соли (–).

В виде простого вещества азот является основной составной частью воздуха (78 % по объему). В связанном виде азот находится в п р и р о д е в виде нитратов (селитр), а также входит в состав аминокислот, белков и других органических и неорганических соединений.

В п р о м ы ш л е н н о с т и азот получают ректификацией жидкого воздуха (азот испаряется при более низкой температуре, чем кислород).

В л а б о р а т о р н ы х у с л о в и я х азот получают термическим разложением нитрита аммония:

NH4NO2http://him.1september.ru/2009/21/t-1.gif N2 + 2H2O

или дихромата аммония:

(NH4)2Cr2O7 http://him.1september.ru/2009/21/t-1.gif Cr2O3+ N2http://him.1september.ru/2009/21/sverh.gif + 4H2O.

Кроме того, азот в лаборатории можно получить при взаимодействии некоторых металлов с азотной кислотой:

5Mg + 12HNO3 = 5Mg(NO3)2 + N2http://him.1september.ru/2009/21/sverh.gif + 6H2O,

а также некаталитическим окислением аммиака:

4NH3 + 3O2 http://him.1september.ru/2009/21/t-1.gif 2N2http://him.1september.ru/2009/21/sverh.gif + 6H2O.

Очень чистый азот получают термическим разложением азидов (солей азотистоводородной кислоты) натрия или бария:

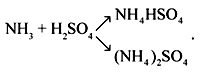
2NaN3 http://him.1september.ru/2009/21/t-1.gif 2Na + 3N2http://him.1september.ru/2009/21/sverh.gif.

В а ж н е й ш и е  с о е д и н е н и я а з о т а

А м м и а к NH3 – бесцветный газ с резким характерным запахом, ядовит, хорошо растворим в воде. Раствор аммиака в воде называется аммиачной водой или нашатырным спиртом (не путайте с нашатырем NH4Cl). В жидком состоянии молекулы аммиака связаны между собой водородными связями. Степень окисления азота в молекуле аммиака –3, валентность – III. В химическом отношении аммиак достаточно активен, склонен к реакциям присоединения, проявляет слабые осно'вные свойства, например:

NH3 + Н2О = NH4OH,

NH3 + НCl = NH4Cl,



Аммиак также можно рассматривать как очень слабую кислоту, например:

2NH3 (ж.) + 2Na = 2NaNH2 + H2http://him.1september.ru/2009/21/sverh.gif.

В окислительно-восстановительных реакциях аммиак может проявлять только восстановительные свойства:

http://him.1september.ru/2009/21/21-2.jpg

Благодаря наличию неподеленной электронной пары у атома азота аммиак является хорошим лигандом и легко образует комплексные соединения, например:

4NH3 + CuSO4 = [Cu(NH3)4]SO4.

*Для получения* *аммиака* в *промышленности* используют синтез Габера–Боша:

N2 + 3Н2http://him.1september.ru/2009/21/21-3.jpg 2NH3.

К *лабораторным методам получения аммиака* относят:

• взаимодействие солей аммония с сильными основаниями:

NH4Cl + KOH = KCl + NH3http://him.1september.ru/2009/21/sverh.gif + H2O,

• гидролиз нитридов:

Mg3N2 + 6Н2O = 3Mg(OH)2 + 2NH3http://him.1september.ru/2009/21/sverh.gif.

*В природе*аммиак выделяется при гниении веществ белковой природы.

Катион аммония http://him.1september.ru/2009/21/nh4.gifобразуется по донорно-акцепторному механизму. Степень окисления азота –3, валентность – IV:



Г и д р о к с и д  а м м о н и я является слабым летучим основанием:

OH– + http://him.1september.ru/2009/21/nh4.gif http://him.1september.ru/2009/21/strlki.gif NH4OH http://him.1september.ru/2009/21/strlki.gif NH3•H2O.

Гидроксид аммония удобно использовать для осаждения амфотерных гидроксидов из растворов солей амфотерных металлов (щелочи в этом случае могут взаимодействовать с образующимся гидроксидом):

AlCl3 + 3NH4OH = Al(OH)3http://him.1september.ru/2009/21/svniz.gif + 3NH4Cl,

AlCl3 + 4NaOH (изб.) = Na[Al(OH)4] + 3NaCl.

Все с о л и а м м о н и я хорошо растворимы в воде и проявляют общие свойства солей. К особым свойствам солей аммония относятся реакции их термического разложения, например:

(NH4)2CO3 http://him.1september.ru/2009/21/t-1.gif 2NH3http://him.1september.ru/2009/21/sverh.gif+ СО2http://him.1september.ru/2009/21/sverh.gif + H2O,

(NH4)2SO4 http://him.1september.ru/2009/21/t-1.gif NH3http://him.1september.ru/2009/21/sverh.gif+ NH4HSО4,

NH4NO3 http://him.1september.ru/2009/21/t-1.gif N2O+ 2H2O,

NH4NO2 http://him.1september.ru/2009/21/t-1.gif N2+ 2H2O.

*Качественной реакцией на аммиак* является взаимодействие его с парами концентрированной соляной кислоты с образованием белого дыма NH4Cl:

NH3 + HCl = NH4Cl.

*Качественной реакцией на катион аммония* является взаимодействие с растворами щелочей при нагревании:

2NH4Cl + Ca(OH)2http://him.1september.ru/2009/21/t-1.gif CaCl2+ 2NH3http://him.1september.ru/2009/21/sverh.gif + 2H2O.

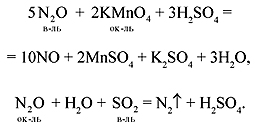
О к с и д ы  а з о т а.

Известны следующие оксиды азота: несолеобразующие – N2O, NO; солеобразующие – N2O3, NO2(N2O4), N2O5. Все они, кроме N2O, ядовиты. Все оксиды азота термически неустойчивы и при нагревании разлагаются с выделением кислорода. NO и NO2 являются одними из основных загрязнителей атмосферы.

О к с и д а  з о т а (I) N2O – бесцветный газ со слабым запахом и сладковатым вкусом, хорошо растворим в воде (без взаимодействия). В смеси с воздухом возбуждающе действует на нервную систему человека («веселящий газ»). Его также применяют в медицине в качестве анестезирующего средства. При высокой температуре разлагается:

2N2O http://him.1september.ru/2009/21/t-1.gif 2N2 + O2.

Этот оксид несолеобразующий, при обычных условиях проявляет малую реакционную способность. В зависимости от условий может проявлять слабые окислительные или восстановительные свойства (окислительные свойства выражены сильнее), например:



Получить оксид азота(I) можно термическим разложением нитрата аммония:

NH4NO3 http://him.1september.ru/2009/21/t-1.gif N2O + 2H2O.

О к с и д а з о т а (II) NO – бесцветный газ без запаха, плохо растворим в воде. Несолеобразующий оксид. На воздухе легко окисляется:

2NO + O2 = 2NO2,

димеризуется при охлаждении:

2NO http://him.1september.ru/2009/21/strlki.gif N2O2.

*Получают монооксид азота* следующими способами:

• при непосредственном взаимодействии азота и кислорода:

N2 + O2 http://him.1september.ru/2009/21/25-2.jpg 2NO;

• взаимодействием неактивных металлов с разбавленной азотной кислотой:

3Cu + 8HNO3 (разб.) = 3Cu(NO3)2 + 2NOhttp://him.1september.ru/2009/21/sverh.gif + 4H2O;

• каталитическим окислением аммиака:

4NH3 + 5O2 http://him.1september.ru/2009/21/25-3.jpg 4NOhttp://him.1september.ru/2009/21/sverh.gif + 6H2O.

О к с и д а  з о т а (III) N2O3 – легкокипящая (3,5 °С) жидкость синего цвета, хорошо растворимая в воде (с образованием азотистой кислоты). Термически очень неустойчив, уже при 25 °С и нормальном давлении 90 % его молекулы распадаются:

N2O3 = NO + NO2.

Проявляет свойства, характерные для кислотных оксидов, например:

N2O3 + H2O = 2HNO2,

N2O3 + 2KOH (разб.) = 2KNO2 + H2O,

2N2O3 + O2 = 4NO2.

О к с и д  а з о т а (IV) NO2 – при комнатной температуре бурый газ (в промышленности получил название «лисий хвост») с характерным запахом; очень токсичен, его присутствие в атмосфере вызывает отек легких; с понижением температуры димеризуется и превращается в жидкий бесцветный димер (*тетраоксид диазота*). Хорошо растворим в воде. Смешанный оксид, которому условно отвечают две кислоты – азотная и азотистая:

2NO2 + H2O = HNO2 + HNO3.

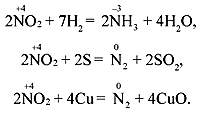
Похожим образом протекают реакции со щелочами:

2NO2 + 2NaOH = NaNO2 + NaNO3+ H2O.

При взаимодействии NO2 с водой в присутствии кислорода образуется только азотная кислота:

4NO2 + 2H2O + О2 = 4HNO3.

Диоксид азота является хорошим окислителем, например:



*Получают диоксид азота* следующими способами:

• окислением оксида азота(II):

2NO + O2 = 2NO2;

• взаимодействием неактивного (по положению в ряду напряжений) металла с концентрированной азотной кислотой:

Cu + 4HNO3 (конц.) = Cu(NO3)2 + 2NO2http://him.1september.ru/2009/21/sverh.gif + 2H2O;

• термическим разложением нитратов металлов средней активности:

2Pb(NO3)2 http://him.1september.ru/2009/21/t-1.gif 2PbO + 4NO2http://him.1september.ru/2009/21/sverh.gif + O2http://him.1september.ru/2009/21/sverh.gif.

О к с и д а з о т а (V) N2O5 – бесцветное кристаллическое вещество, при комнатной температуре разлагается, хорошо растворяется в воде с образованием азотной кислоты:

N2O5 + H2O = 2HNO3.

Термически неустойчивый оксид:

2N2O5http://him.1september.ru/2009/21/t-1.gif 4NO2 + O2.

Проявляет свойства кислотного оксида, является сильным окислителем, например:

3N2O5+ Al2O3 http://him.1september.ru/2009/21/t-1.gif 2Al(NO3)3,

N2O5+ NaOH (разб.) = 2NaNO3 + H2O,

http://him.1september.ru/2009/21/24-1.jpg

Получают этот оксид взаимодействием пентаоксида фосфора и азотной кислоты:

2HNO3 + P2O5 = N2O5 + 2HPO3

или окислением моно- и диоксида азота озоном:

2NO2 + O3 = N2O5 + O2.

А з о т с о д е р ж а щ и е  к и с л о т ы.

А з о т и с т а я  к и с л о т а – HNO2 – слабая, неустойчивая кислота, существующая при низких температурах только в разбавленных растворах, при нагревании разлагается:

2HNO2 http://him.1september.ru/2009/21/24-2.jpg NO + NO2 + H2O.

Азотистая кислота проявляет все свойства, характерные для слабых кислот, например:

HNO2http://him.1september.ru/2009/21/strlki.gif H+ + http://him.1september.ru/2009/21/no2.gif,

2HNO2+ Ca = Ca(NO2)2 + H2http://him.1september.ru/2009/21/sverh.gif,

2HNO2+ CuO = Cu(NO2)2 + H2O,

HNO2+ NaOH = NaNO2 + H2O.

Азотистая кислота образует только один тип солей – нитриты. Нитриты в отличие от самой кислоты термически устойчивы, исключение составляет нитрит аммония:

NH4NO2 http://him.1september.ru/2009/21/t-1.gif N2 + 2H2O.

В небольших дозах нитриты безвредны (например, их используют при производстве колбасных изделий), однако в больших дозах они ядовиты.

В окислительно-восстановительных реакциях азотистая кислота и ее соли проявляют окислительно-восстановительную двойственность, например:

2HNO2+ 2HI = I2http://him.1september.ru/2009/21/svniz.gif + 2NOhttp://him.1september.ru/2009/21/sverh.gif + 2H2O,

HNO2+ H2O2 = HNO3 + H2O,

2NaNO2 + Na2S + 2H2SO4 = 2Na2SO4 + S + 2NO + 2H2O,

5KNO2 + 2KMnO4 + 3H2SO4 = 5KNO3 + K2SO4 + 2MnSO4 + 3H2O.

А з о т н а я  к и с л о т а HNO3 – бесцветная (при хранении желтеет) жидкость с резким запахом, гигроскопична. Безводная азотная кислота «дымит» на воздухе. С водой смешивается в любых соотношениях. Термически неустойчива, состав продуктов разложения зависит от температуры, например:

2HNO3http://him.1september.ru/2009/21/24-2.jpg N2O5 + H2O (расплавление),

4HNO3http://him.1september.ru/2009/21/t-1.gif 4NO2 + О2 + 2H2O (*t* = 86 °C).

Составляя структурную формулу молекулы азотной кислоты, необходимо помнить, что одна из общих электронных пар азота и кислорода в равной степени распределена между двумя связями:

http://him.1september.ru/2009/21/25-1.jpg

По кислотно-основным свойствам азотная кислота является одной из наиболее сильных кислот, в водных растворах полностью диссоциирует на ионы и проявляет многие свойства, характерные для кислот, например:

HNO3http://him.1september.ru/2009/21/strlki.gif H+ + http://him.1september.ru/2009/21/no3.gif,

2HNO3+ ZnO = Zn(NO3)2 + H2O,

HNO3+ NaOH = NaNO3 + H2O,

2HNO3+ Na2CO3 = 2NaNO3 + H2O + CO2http://him.1september.ru/2009/21/sverh.gif.

В то же время азотная кислота является одним из наиболее сильных окислителей. Продукты ее восстановления лежат в широком диапазоне и зависят от природы восстановителя, участвующего в реакции, и от концентрации кислоты. Окислительные свойства азотной кислоты очень сильно зависят от температуры и резко усиливаются при нагревании. Металлы в реакциях с азотной кислотой любой концентрации окисляются, как правило, до нитратов, а неметаллы – до своих высших гидроксидов.

Азотная кислота любой концентрации не реагирует с золотом, платиной, вольфрамом. Золото и платина растворяются в «царской водке» – смеси концентрированных азотной и соляной кислот в объемном соотношении 1:3:

Au + HNO3 (конц.) + 4HCl (конц.) = H[AuCl4] + NOhttp://him.1september.ru/2009/21/sverh.gif + 2H2O.

Концентрированная HNO3при взаимодействии с наиболее активными металлами (до алюминия) восстанавливается до N2O, например:

4Mg + 10HNO3 (конц.) = 4Mg(NO3)2 + N2Ohttp://him.1september.ru/2009/21/sverh.gif + 5H2O.

Концентрированная HNO3при взаимодействии с менее активными металлами и с неметаллами восстанавливается до NO2,например:

Cu + 4HNO3 (конц.) = Cu(NO3)2 + 2NO2http://him.1september.ru/2009/21/sverh.gif + 2H2O,

C + 4HNO3 (конц.) = CO2http://him.1september.ru/2009/21/sverh.gif + 4NO2http://him.1september.ru/2009/21/sverh.gif + 2H2O.

Концентрированная HNO3 пассивирует алюминий, хром и железо, однако при очень сильном нагревании реакции с этими металлами возможны.

Разбавленная HNO3 с активными металлами, а также с железом и цинком образует NH3 (очень разбавленная – NH4NO3), например:

4Mg + 9HNO3 (разб.) = 4Mg(NO3)2+ NH3http://him.1september.ru/2009/21/sverh.gif + 3H2O,

4Mg + 10HNO3 (оч. разб.) = 4Mg(NO3)2+ NH4NO3+ 3H2O.

Разбавленная HNO3 c менее активными металлами и с неметаллами восстанавливается до NO, например:

3Cu + 8HNO3 (разб.) = 3Cu(NO3)2+ 2NOhttp://him.1september.ru/2009/21/sverh.gif + 4H2O,

3C + 4HNO3 (разб.) = 3CO2http://him.1september.ru/2009/21/sverh.gif+ 4NOhttp://him.1september.ru/2009/21/sverh.gif + 2H2O.

*Способы получения азотной кислоты:*

• вытеснение из солей с помощью концентрированной серной кислоты:

KNO3 (тв.) + H2SO4(конц.) = KHSO4 + HNO3http://him.1september.ru/2009/21/sverh.gif;

• дуговой способ – продувание воздуха через электрическую дугу и дальнейшее превращение NO в азотную кислоту:

N2 + O2 http://him.1september.ru/2009/21/25-2.jpg 2NO,

2NO + O2 = 2NO2,

4NO2 + O2 + 2H2O = 4HNO3;

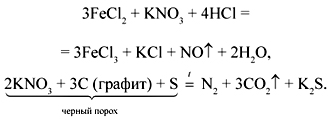
• аммиачный способ:

4NH3 + 5O2 http://him.1september.ru/2009/21/25-3.jpg 4NO + 6H2O,

2NO + O2 = 2NO2,

4NO2 + O2 + 2H2O = 4HNO3.

Соли азотной кислоты – нитраты, или селитры, – хорошо растворимы в воде, проявляют все свойства, характерные для солей. Как и азотная кислота, нитраты являются сильными окислителями (в кислой среде окислительная способность нитратов сопоставима с разбавленной азотной кислотой), например:



При нагревании нитраты разлагаются, причем продукты разложения зависят от активности металла, входящего в состав нитрата.

Нитраты щелочных металлов (кроме лития) разлагаются с образованием нитрита и кислорода, например:

2NaNO3 http://him.1september.ru/2009/21/t-1.gif 2NaNO2+ O2http://him.1september.ru/2009/21/sverh.gif.

Нитраты лития и большинства металлов (от щелочно-земельных до меди включительно) разлагаются при нагревании с образованием оксида металла, диоксида азота и кислорода, например:

4LiNO3 http://him.1september.ru/2009/21/t-1.gif 2Li2O + 4NO2 + O2,

2Cu(NO3)2 http://him.1september.ru/2009/21/t-1.gif 2CuO + 4NO2 + O2.

Нитраты неактивных металлов (после меди) разлагаются с образованием металла, диоксида азота и кислорода, например:

Hg(NO3)2 http://him.1september.ru/2009/21/t-1.gif Hg + 2NO2 + O2 (выше 100 °С).

Нитрат аммония разлагается с образованием оксида азота(I) и воды:

NH4NO3 http://him.1september.ru/2009/21/t-1.gif N2O + 2H2O.

***Тест по теме «Азот и его соединения»***

**1.** В молекуле азота атомы связаны…

а) двумя http://him.1september.ru/2009/21/pi.gif- и одной http://him.1september.ru/2009/21/sigma.gif-связью;

б) двумя http://him.1september.ru/2009/21/sigma.gif- и одной http://him.1september.ru/2009/21/pi.gif-связью;

в) двумя http://him.1september.ru/2009/21/pi.gif- и одной водородной связью;

г) ковалентными связями по донорно-акцепторному механизму.

**2.** В лаборатории азот можно получить прокаливанием:

а) нитрата аммония; б) нитрита аммония;

в) дихромата аммония; г) сульфата аммония.

**3.** Какое количество азота можно получить из 1м3 воздуха?

а) 22,4 моль;

б) 1000 моль;

в) 34,86 моль;

г) азот нельзя получить из воздуха.

**4.** Валентность азота численно равна его степени окисления в молекуле:

а) азота; б) азотной кислоты;

в) аммиака; г) оксида азота(II).

**5.** При взаимодействии некоторого металла массой 2,64 г с азотом образовался нитрид металла массой 2,92 г. Неизвестный металл – это:

а) алюминий; б) литий;

в) стронций; г) натрий.

**6.** Валентность и степень окисления азота в ионе аммония соответственно равны:

а) IV и +3; б) IV и –3;

в) III и +3; г) III и –3.

**7.** При взаимодействии разбавленной азотной кислоты с медью получают:

а) водород;

б) оксид азота(II);

в) оксид азота(IV);

г) медь не реагирует с азотной кислотой.

**8.** Какие металлы не реагируют с концентрированной азотной кислотой на холоде?

а) алюминий; б) золото;

в) платина; г) серебро.

**9.** Какой объем диоксида азота (в л) выделится при взаимодействии азотной кислоты, полученной аммиачным способом из 112 л аммиака (н.у.) с медью?

а) 112; б) 28; в) 224; г) 56.

**10.** Сумма коэффициентов в реакции термолиза нитрата свинца равна:

а) 8; б) 4; в) 9; г) 7.

***Ключ к тесту***

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 | 8 | 9 | 10 |
| а | б, в | в | в, г | в | б | б | а, б, в | г | в |

***Задачи и упражнения на азот и его соединения***

Ц е п о ч к и  п р е в р а щ е н и й

**1.** Диоксид азота —> А —> В —> С —> D —> В —> монооксид азота. Все вещества содержат азот, в схеме пять окислительно-восстановительных реакций (ОВР).

**2.** Аммиак —> оксид азота(II) —> оксид азота(IV) —> азотная кислота —> диоксид азота —> нитрат натрия —> сульфат натрия.

**3.** Нитрит аммония —> азот —> нитрид магния —> аммиак —> азот —> монооксид азота —> диоксид азота —> нитрат калия —> азотная кислота.

**4.** Нитрид кальция —> А —> В —> С —> D —> азотная кислота. Все вещества содержат азот, все превращения (кроме первого) – ОВР.

|  |
| --- |
| У р о в е н ь А |

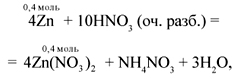
**1.** Смесь, содержащую 13,2 г сульфата аммония и 17 г нитрата натрия, прокалили до постоянной массы. Определите состав и массу соединения, оставшегося после прокаливания.

*Ответ*. 14,2 г Na2SO4.

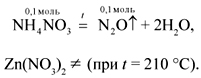
**2.** На смесь, содержащую цинк и оксид цинка, подействовали очень разбавленной азотной кислотой, полученный раствор выпарили и сухой остаток прокалили при температуре 210 °С. При этом выделилось 2,24 л газа (н.у.) и осталось 113,4 г сухого вещества. Определите состав исходной смеси.

*Решение*

Исходная смесь реагирует по следующим схемам:

  
http://him.1september.ru/2009/21/27-3.jpg

Прокаливание сухого остатка:



Следовательно, сухое вещество – Zn(NO3)2;

http://him.1september.ru/2009/21/nu.gif(Zn(NO3)2) = 113,4/189 = 0,6 моль.

Газ – N2O; http://him.1september.ru/2009/21/nu.gif(N2O) = 2,24/22,4 = 0,1 моль.

http://him.1september.ru/2009/21/nu.gif(NH4NO3) = n(N2O) = 0,1 моль, следовательно

http://him.1september.ru/2009/21/nu.gif(Zn) = 4http://him.1september.ru/2009/21/nu.gif(NH4NO3) = 0,4 моль.

http://him.1september.ru/2009/21/nu.gif1(Zn(NO3)2) = 0,4 моль,

тогда http://him.1september.ru/2009/21/nu.gif2(Zn(NO3)2) = 0,6 – 0,4 = 0,2 моль.

http://him.1september.ru/2009/21/nu.gif(ZnO) = http://him.1september.ru/2009/21/nu.gif2(Zn(NO3)2) = 0,2 моль.

Находим массы исходных веществ:

*m*(Zn) = http://him.1september.ru/2009/21/nu.gif(Zn)•*M*(Zn) = 0,4•65 = 26 г;

*m*(ZnO) = http://him.1september.ru/2009/21/nu.gif(ZnO)•*M*(ZnO) = 0,2•81 = 16,2 г.

*Ответ*. 26 г Zn; 16,2 г ZnO.

**3.** Какой объем раствора азотной кислоты с массовой долей 55 % и плотностью 1,34 г/см3 можно получить из 1 м3 аммиака, если выход при каталитическом окислении аммиака составляет 98 %, а выход кислоты в поглотительных колоннах – 94 %?

*Ответ*. 3515 мл р-ра HNO3.

**4.** Смешали 92,2 мл 20%-го раствора аммиака (плотность раствора – 0,92 г/мл) и 56,6 мл 40%-го раствора серной кислоты (плотность – 1,3 г/мл). Определите концентрации веществ в полученном растворе.

*Ответ*. 4,3 % NH3; 25 % (NH4)2SO4.

**5.** При обработке 50 г смеси порошков серебра, алюминия и оксида магния избытком концентрированной азотной кислоты образовалось 4,48 л (н.у.) газа. При взаимодействии такой же массы исходной смеси с избытком гидроксида бария выделилось 6,72 л (н.у.) газа. Определите массовые доли веществ в исходной смеси.

*Ответ*. 43,2 % Ag; 10,8 % Al; 46 % MgO.

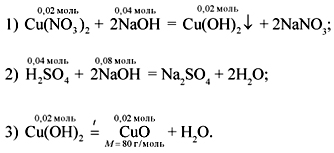
**6.** 3 г сплава меди с серебром растворили в концентрированной азотной кислоте. Раствор выпарили досуха. Сухой остаток растворили в воде и к раствору добавили избыток хлорида натрия. Выпавший осадок отделили от раствора, высушили и взвесили. Масса осадка составила 1,435 г. Определите массовые доли металлов в сплаве.

*Ответ*. 64 % Cu; 36 % Ag.

|  |
| --- |
| У р о в е н ь Б |

**1.** Известно, что 40 мл раствора, содержащего нитрат меди(II) и серную кислоту, может прореагировать с 25,4 мл 16%-го раствора гидроксида натрия (плотность раствора – 1,18 г/мл), а прокаливание выпавшего при этом осадка дает 1,6 г твердого вещества. Вычислите молярные концентрации нитрата меди(II) и серной кислоты в исходном растворе, а также объем газа (н.у.), который выделяется при внесении 2,5 г порошкообразной меди в 40 мл этого раствора.

*Решение*



http://him.1september.ru/2009/21/nu.gif(CuO) = 1,6/80 = 0,02 моль, следовательно http://him.1september.ru/2009/21/nu.gif(Cu(OH)2) = http://him.1september.ru/2009/21/nu.gif(CuO) = 0,02 моль;

http://him.1september.ru/2009/21/nu.gif1(NaOH) = 2http://him.1september.ru/2009/21/nu.gif(Cu(OH)2) = 0,04 моль (в реакции 1);

Всего взято NaOH:

http://him.1september.ru/2009/21/nu.gif(NaOH) = (25,4•1,18•0,16)/40 = 0,12 моль, тогда

http://him.1september.ru/2009/21/nu.gif2(NaOH) = 0,12 – 0,04 = 0,08 моль (в реакции 2).

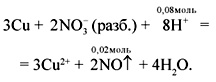
http://him.1september.ru/2009/21/nu.gif(Cu(NO3)2) = 0,5http://him.1september.ru/2009/21/nu.gif1(NaOH) = 0,02 моль,

*с*(Cu(NO3)2) = http://him.1september.ru/2009/21/nu.gif/*V*= 0,02/0,04 = 0,5 моль/л.

http://him.1september.ru/2009/21/nu.gif(H2SO4) = 0,5http://him.1september.ru/2009/21/nu.gif2(NaOH) = 0,04 моль,

*с*(H2SO4) = http://him.1september.ru/2009/21/nu.gif/*V*= 0,04/0,04 = 1 моль/л.

Cu может реагировать только с Cu(NO3)2,поскольку раствор H2SO4– разбавленный; кислые растворы нитратов ведут себя так же, как разбавленная HNO3.



http://him.1september.ru/2009/21/nu.gif(Cu) = 2,5/64 = 0,039 моль;

http://him.1september.ru/2009/21/nu.gif(H+) = 2n(H2SO4) = 0,08 моль,

http://him.1september.ru/2009/21/nu.gif= 2http://him.1september.ru/2009/21/nu.gif(Cu(NO3)2) = 0,04 моль.

Составим пропорцию:

http://him.1september.ru/2009/21/28-3.jpg

Следовательно, H+ в недостатке.

http://him.1september.ru/2009/21/nu.gif(NO) = 2/8 http://him.1september.ru/2009/21/nu.gif(Н+) = 0,02 моль,

откуда *V*(NO) = 0,448 л.

*Ответ*. *с*(Cu(NO3)2) = 0,5M;

*с*(H2SO4) = 1M;*V*(NO) = 0,448 л.

**2.** При прокаливании смеси нитрата натрия с нитратом неизвестного металла (степень окисления +3, в ряду напряжений находится между магнием и медью) образовалось 27,3 г твердого остатка и выделилось 34,72 л (н.у.) смеси газов. После пропускания газов через раствор гидроксида натрия образовались две соли, а объем газов сократился до 7,84 л. Определите неизвестный металл.

*Ответ*. Алюминий.

**3.** В процессе синтеза аммиака давление в реакторе упало на 10 %. Определите состав полученной после реакции газовой смеси (в об. %), если в исходной смеси содержание азота и водорода отвечало стехиометрическому соотношению.

*Ответ*. 22,2 % N2; 66,7 % Н2; 11,1 % NH3.

**4.** Смесь нитратов калия и серебра прокалили. При обработке твердого остатка водой объемом 124,2 мл часть его растворилась и был получен 10%-й раствор с плотностью 1,2 г/мл. Масса нерастворившегося в воде остатка составила 7,2 г. Рассчитайте суммарный объем газов (н.у.), образовавшихся при прокаливании исходной смеси.

*Ответ*. *V* = 4 л.

**5.** Определите массу нитрида магния, полностью подвергшегося разложению водой, если для полного солеобразования с продуктами гидролиза потребовалось 150 мл 4%-го раствора соляной кислоты плотностью 1,02 г/мл.

*Ответ*. *m*(Mg3N2) = 2 г.

К а ч е с т в е н н ы е  з а д а ч и

**1.** При растворении в кислоте Х металлической меди могут образоваться газы А или В. Газ А на воздухе переходит в газ В, а последний, в свою очередь, при взаимодействии с сернистым газом переходит в газ А. Определите указанные вещества, напишите уравнения реакций. Рассчитайте, какие объемы 40%-го раствора (плотность – 1,25 г/мл) и 60%-го раствора (плотность – 1,375 г/мл) кислоты Х потребуются для растворения 6,4 г меди.

*Ответ*. Х – HNO3, А – NO, В – NO2;  
*V*1(р-ра HNO3) = 33,6 мл;  
*V*2(р-ра HNO3) = 30,5 мл.

**2.** В двух сосудах находятся газы А и В. Оба бесцветны, имеют неприятный запах. Их общая масса 17 г. Горение газа А сопровождается образованием воды (13,5 г) и газа С без цвета и запаха. Горение газа В сопровождается образованием воды и газа D, способного обесцветить 40 г брома. При пропускании газа В через раствор нитрата свинца образуется 60 г черного осадка. Масса 11,2 л смеси газов С и D равна 23 г. Идентифицируйте вещества, проведите необходимые расчеты, напишите уравнения реакций.

*Ответ*. А – NH3, B – H2S, С – N2, D – SO2.

**3.** Предложите химический способ разделения смеси, состоящей из кислорода и аммиака (газы необходимо выделить в чистом виде). Подтвердите свой ответ уравнениями реакций.

*Ответ*. 1) Смесь поджечь:

4NH3 + 3O2 http://him.1september.ru/2009/21/t-1.gif 2N2 + 6H2O,

O2 http://him.1september.ru/2009/21/nerav.gif … ;

2) N2 и О2разделить ректификацией;

3) N2 + 3H2http://him.1september.ru/2009/21/tpk.jpg 2NH3.

**4.** В трех пробирках без этикеток находятся концентрированные растворы кислот – серной, азотной, соляной. Как с помощью одного реактива определить содержимое каждой пробирки?

*Ответ*. К содержимому каждой  
пробирки прибавить Cu.

**5.** При сгорании в присутствии кислорода бесцветного газа А, обладающего резким характерным запахом, образуется газ В без цвета и запаха. Газ В реагирует при комнатной температуре с литием с образованием твердого вещества С. Идентифицируйте вещества, напишите уравнения реакций.

*Ответ*. А – NH3, B – N2, C – Li3N;

4NH3+ 3O2 http://him.1september.ru/2009/21/t-1.gif 2N2http://him.1september.ru/2009/21/sverh.gif + 6H2O;

N2+ 6Li = 2Li3N.

**6.** Бесцветный газ А с резким характерным запахом, легче воздуха, реагирует с сильной кислотой В, при этом образуется соль С, водный раствор которой не образует осадков ни с хлоридом бария, ни с нитратом серебра. Идентифицируйте вещества, напишите уравнения реакций.

*Ответ*. А – NH3, B – HNO3, C – NH4NO3.

**7.** В атмосфере бурого газа А сгорает простое вещество В. При этом образуются два газообразных вещества – сложное С и простое D, которые входят в состав воздуха. Вещество D при нагревании вступает в реакцию с магнием. Идентифицируйте вещества, напишите уравнения реакций.

*Ответ*. А – NO2, B – C, C – CO2, D – N2;

2NO2+ 2C http://him.1september.ru/2009/21/t-1.gif 2CO2+ N2;

3Mg + N2 http://him.1september.ru/2009/21/t-1.gif Mg3N2.

[\*](http://him.1september.ru/articles/2009/21/04" \l "1-1)Знак +/– означает, что данная реакция протекает не со всеми реагентами или в специфических условиях.

***Фосфор и его соединения***

П л а н

1. Положение в таблице Д.И.Менделеева, строение атома.

2. Краткая история открытия и происхождение названия.

3. Физические свойства.

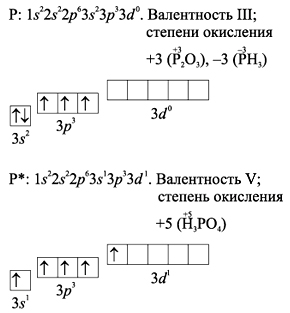
4. Химические свойства.

5. Нахождение в природе.

6. Основные методы получения

7. Важнейшие соединения фосфора.

Фосфор находится в главной подгруппе V группы периодической системы Д.И.Менделеева. Его электронная формула 1*s*22*s*2*p*63*s*2*p*3, это *р*-элемент. Характерные степени окисления фосфора в соединениях –3, +3, +5; наиболее устойчивой является степень окисления +5. В соединениях фосфор может входить как в состав катионов, так и в состав анионов, например:



Фосфор получил свое название благодаря свойству белого фосфора светиться в темноте. Греческое слово http://him.1september.ru/2009/16/fhosfor.jpg переводится как «несущий свет». Этим названием фосфор обязан своему первооткрывателю – алхимику Бранду, который, завороженный свечением белого фосфора, пришел к выводу, что получил философский камень.

Фосфор может существовать в виде нескольких аллотропных модификаций, наиболее устойчивыми из которых являются белый, красный и черный фосфор.

Молекула ***белого фосфора*** (наиболее активного аллотропа) имеет молекулярную кристаллическую решетку, в узлах которой находятся четырехатомные молекулы Р4 тетраэдрического строения.

Белый фосфор мягкий, как воск, плавится и кипит без разложения, обладает чесночным запахом. На воздухе белый фосфор быстро окисляется (светится зеленоватым цветом), возможно самовоспламенение мелкодисперсного белого фосфора. В воде нерастворим (хранят под слоем воды), но хорошо растворяется в органических растворителях. Ядовит (даже в малых дозах, ПДК = 0,03 мг/м3). Обладает очень высокой химической активностью. При нагревании без доступа воздуха до 250–300 °С превращается в красный фосфор.

***Красный фосфор*** – это неорганический полимер; макромолекулы Р*n* могут иметь как циклическое, так и ациклическое строение. По свойствам резко отличается от белого фосфора: не ядовит, не светится в темноте, не растворяется в сероуглероде и других органических растворителях, не обладает высокой химической активностью. При комнатной температуре медленно переходит в белый фосфор; при нагревании до 200 °С под давлением превращается в черный фосфор.

***Черный фосфор*** по виду похож на графит. По структуре – это неорганический полимер, молекулы которого имеют слоистую структуру. Полупроводник. Не ядовит. Химическая активность значительно ниже, чем у белого фосфора. На воздухе устойчив. При нагревании переходит в красный фосфор.

Х и м и ч е с к и е  с в о й с т в а

Наиболее активным в химическом отношении является белый фосфор (но на практике предпочитают работать с красным фосфором). Он может проявлять в реакциях свойства как окислителя, так и восстановителя, например:

Н2 (+):

http://him.1september.ru/2009/16/19-1.jpg

О2 (+):

4Р + 3О2http://him.1september.ru/2009/16/t-1.gif 2Р2О3,

4Р + 5О2http://him.1september.ru/2009/16/t-1.gif 2Р2О5.

Металлы (+/–)[\*](http://him.1september.ru/articles/2009/16/05#1):

3Ca + 2Phttp://him.1september.ru/2009/16/t-1.gif Ca3P2,

3Na + Phttp://him.1september.ru/2009/16/t-1.gif Na3P,

Cu + P http://him.1september.ru/2009/16/nerav.gif реакция не идет.

Неметаллы (+):

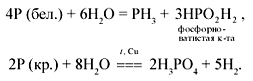
http://him.1september.ru/2009/16/19-2.jpg

но

2Р + 3Ihttp://him.1september.ru/2009/16/t-1.gif 2PI3,

6P + 5N2http://him.1september.ru/2009/16/t-1.gif 2P2N5.

Н2О (+):



Основные оксиды (–).

Кислотные оксиды (–).

Щелочи (+):

http://him.1september.ru/2009/16/19-6.jpg

Кислоты (не окислители) (–).

Кислоты-окислители (+):

3P (кр.) + 5HNO3 (разб.) + 2H2O =  3H3PO4 + 5NOhttp://him.1september.ru/2009/16/sverh.gif,

P (кр.) + 5HNO3 (конц.) http://him.1september.ru/2009/16/t-1.gif H3PO4 + 5NO2http://him.1september.ru/2009/16/sverh.gif + H2O,

2P (кр.) + H2SO4 (конц.) http://him.1september.ru/2009/16/t-1.gif 2H3PO4 + 5SO2http://him.1september.ru/2009/16/sverh.gif + 2H2O.

Соли (–)[\*\*](http://him.1september.ru/articles/2009/16/05" \l "2).

В п р и р о д е фосфор встречается в виде соединений (солей), важнейшими из которых являются фосфорит (Ca3(PO4)2), хлорапатит (Ca3(PO4)2•CaCl2) и фторапатит (Ca3(PO4)2•CaF2). Фосфат кальция содержится в костях всех позвоночных животных, обусловливая их прочность.

Фосфор п о л у ч а ю т в электропечах, сплавляя без доступа воздуха фосфат кальция, песок и уголь:

Сa3(PO4)2 + 3SiO2 + 5C http://him.1september.ru/2009/16/19-4.jpg 2P + 5CO + 3CaSiO3.

К важнейшим соединениям фосфора относятся: фосфин, оксид фосфора(III), оксид фосфора(V), фосфорные кислоты.

Ф о с ф и н

Это водородное соединение фосфора, бесцветный газ с чесночно-рыбным запахом, очень ядовит. Плохо растворим в воде, но хорошо растворим в органических растворителях. Гораздо менее устойчив, чем аммиак, но является более сильным восстановителем. Практического значения не имеет.

Для п о л у ч е н и я фосфина обычно не используют реакцию прямого синтеза из простых веществ; наиболее распространенный способ получения фосфина – гидролиз фосфидов:

Сa3P2 + 6HOH = 3Ca(OH)2 + 2PH3http://him.1september.ru/2009/16/sverh.gif.

Кроме того, фосфин можно получить реакцией диспропорционирования между фосфором и растворами щелочей:

4P + 3KOH + 3H2O http://him.1september.ru/2009/16/t-1.gif PH3http://him.1september.ru/2009/16/sverh.gif + KPO2H2,

или из солей фосфония:

PH4I http://him.1september.ru/2009/16/t-1.gif PH3http://him.1september.ru/2009/16/sverh.gif + HI,

PH4I + NaOH http://him.1september.ru/2009/16/t-1.gif PH3http://him.1september.ru/2009/16/sverh.gif + NaI + H2O.

Химические свойства фосфина целесообразно рассматривать с двух сторон.

*Кислотно-основные свойства.* Фосфин образует с водой неустойчивый гидрат, проявляющий очень слабые основные свойства:

PH3 + H2O http://him.1september.ru/2009/16/strlki.gif PH3•H2O (PH4OH),

PH3 + HCl http://him.1september.ru/2009/16/t-1.gif PH4Cl,

2PH3+H2SO4 http://him.1september.ru/2009/16/t-1.gif (PН4)2SO4.

*Окислительно-восстановительные свойства*. Фосфин – сильный восстановитель:

2PH3 + 4O2http://him.1september.ru/2009/16/t-1.gif P2O5+ 3H2O,

PH3 + 8AgNO3 + 4H2O = H3PO4+ 8Ag + 8HNO3.

О к с и д  ф о с ф о р а(III)

*Оксид*Р2О3 (истинная формула – Р4О6) – белое кристаллическое вещество, типичный кислотный оксид. При взаимодействии с водой на холоде образует фосфористую кислоту (средней силы):

P2O3 + 3H2O = 2H3PO3

http://him.1september.ru/2009/16/20-1.jpg

Поскольку фосфористая кислота является двухосновной, при взаимодействии триоксида фосфора со щелочами образуется два типа солей – гидрофосфиты и дигидрофосфиты.

Например:

P2O3 + 4NaOH = 2Na2HPO3+ H2O,

P2O3 + 2NaOH + H2O = 2NaH2PO3.

Диоксид фосфора Р2О3 окисляется кислородом воздуха до пентаоксида:

P2O3 + O2http://him.1september.ru/2009/16/t-1.gif P2O5.

Триоксид фосфора и фосфористая кислота являются достаточно сильными восстановителями. Получают оксид фосфора(III) медленным окислением фосфора в недостатке кислорода:

4P + 3O22P2O3.

О к с и д  ф о с ф о р а(V) и  ф о с ф о р н ы е  к и с л о т ы

*Пентаоксид фосфора* Р2О5 (истинная формула – Р4О10) – белое гигроскопичное кристаллическое вещество. В твердом и газообразном состояниях молекула существует в виде димера, при высоких температурах мономеризуется. Типичный кислотный оксид. Очень хорошо растворяется в воде, образуя ряд фосфорных кислот:

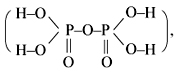
*метафосфорную*:

P2O5 + H2O= 2HPO3

http://him.1september.ru/2009/16/20-2.jpg

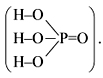
*пирофосфорную (дифосфорную)*:

P2O5 + 2H2O= H4P2O7



*ортофосфорную (фосфорную)*:

P2O5 + 3H2O= 2H3PO4

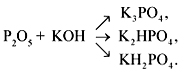


Пентаоксид фосфора проявляет все свойства, характерные для кислотных оксидов, например:

P2O5 + 3H2O= 2H3PO4,

P2O5 + 3CaOhttp://him.1september.ru/2009/16/19-4.jpg 2Ca3(PO4)2;

может образовывать три типа солей:



Окислительные свойства для него не характерны, т.к. степень окисления +5 является для фосфора очень устойчивой. Получают пентаоксид фосфора при горении фосфора в достаточном количестве кислорода:

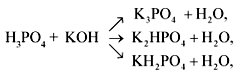
4P + 5O2http://him.1september.ru/2009/16/t-1.gif 2P2O5.

*Ортофосфорная кислота* Н3РО4 – бесцветное кристаллическое вещество, очень хорошо растворимое в воде, гигроскопична. Это трехосновная кислота средней силы; не обладает выраженными окислительными свойствами. Проявляет все химические свойства, характерные для кислот, образует три типа солей (фосфаты, гидрофосфаты и дигидрофосфаты):

2H3PO4 + 3Ca = Ca3(PO4)2+ 3H2http://him.1september.ru/2009/16/sverh.gif,

H3PO4 + Cu http://him.1september.ru/2009/16/nerav.gif ,

2H3PO4 + 3CaO = Ca3(PO4)2+ 3H2O,



2H3PO4 + K2CO3 = 2KH2PO4+ CO2http://him.1september.ru/2009/16/sverh.gif + H2O.

В промышленности фосфорную кислоту п о л у ч а ю т экстракционным:

Ca3(PO4)2+ 3H2SO4 = 2H3PO4+ 3CaSO4,

а также термическим методом:

Ca3(PO4)2+ 3SiO2 + 5C http://him.1september.ru/2009/16/19-4.jpg 3СaSiO3+ 2P + 5COhttp://him.1september.ru/2009/16/sverh.gif,

4P + 5O2http://him.1september.ru/2009/16/t-1.gif 2P2O5,

P2O5+ 3H2O = 2H3PO4.

К лабораторным методам получения ортофосфорной кислоты относят действие разбавленной азотной кислоты на фосфор:

3Р (кр.) + 5HNO3 (разб.) + 2Н2О = 3H3PO4 + 5NOhttp://him.1september.ru/2009/16/sverh.gif,

взаимодействие метафосфорной кислоты с водой при нагревании:

HPO3 + H2Ohttp://him.1september.ru/2009/16/t-1.gif H3PO4.

В организме человека ортофосфорная кислота образуется при гидролизе аденозинотрифосфорной кислоты (АТФ):

АТФ http://him.1september.ru/2009/16/strlki.gif АДФ + H3PO4.

*Качественной реакцией на фосфат-ион* является реакция с катионом серебра; образуется осадок желтого цвета, не растворимый в слабокислых средах:

3Ag+ + http://him.1september.ru/2009/16/po43.gif= Ag3PO4http://him.1september.ru/2009/16/svniz.gif,

3AgNO3 + K3PO4 = Ag3PO4http://him.1september.ru/2009/16/svniz.gif + 3KNO3.

Кроме вышеперечисленных фосфорных кислот (содержащих фосфор в степени окисления +5), для фосфора известно много других кислородсодержащих кислот. Приведем некоторые из важнейших представителей.

*Фосфорноватистая* (НРО2Н2) – одноосновная кислота средней силы. Второе ее название – фосфиновая:

http://him.1september.ru/2009/16/22-2.jpg

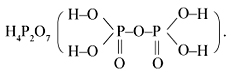
Соли этой кислоты называют гипофосфитами, или фосфитами, например KРО2Н2.

*Фосфористая* (Н3РО3) – двухосновная кислота средней силы, немного слабее фосфорноватистой. Также имеет второе название – фосфоновая:

http://him.1september.ru/2009/16/22-3.jpg

Ее соли называются фосфиты, или фосфонаты, например K2РО3Н.

*Дифосфорная* *(пирофосфорная)* (Н4Р2О7) – четырехосновная кислота средней силы, чуть сильнее ортофосфорной:



Соли – дифосфаты, например K4P2O7.

***Тест по теме «Фосфор и его соединения»***

**1.** Исключите «лишний» элемент из перечисленных по принципу возможности образования аллотропных модификаций:

а) кислород; б) азот;

в) фосфор; г) сера.

**2.** При взаимодействии 42,6 г фосфорного ангидрида и 400 г 15%-го раствора гидроксида натрия образуется:

а) фосфат натрия;

б) гидрофосфат натрия;

в) смесь фосфата и гидрофосфата натрия;

г) смесь гидро- и дигидрофосфата натрия.

**3.** Сумма коэффициентов в уравнении электролитической диссоциации фосфата калия равна:

а) 5; б) 3; в) 4; г) 8.

**4.** Число электронов на внешнем уровне атома фосфора:

а) 2; б) 3; в) 5; г) 15.

**5.** Фосфор, полученный из 33 г технического фосфата кальция, сожгли в кислороде. Образовавшийся оксид фосфора(V) прореагировал с 200 мл 10%-го раствора гидроксида натрия (плотность – 1,2 г/мл) с образованием средней соли. Масса примесей в техническом образце фосфата кальция (в г) составляет:

а) 3,5; б) 1,5; в) 2; г) 4,8.

**6.** Число http://him.1september.ru/2009/16/sigma.gif-связей в молекуле пирофосфорной кислоты:

а) 2; б) 12; в) 14; г) 10.

**7.** Число атомов водорода, содержащихся в 4,48 л (н.у.) фосфина равно:

а) 1,2•1023; б) 0,6•1023;

в) 6,02•1023; г) 3,6•1023.

**8.** При температуре 30 °С некая реакция протекает за 15 с, а при 0 °С – за 2 мин. Коэффициент Вант-Гоффа для данной реакции:

а) 2,4; б) 2; в) 1,8; г) 3.

**9.** Ортофосфорная кислота может реагировать со следующими веществами:

а) оксид меди(II); б)гидроксид калия;

в) азотная кислота; г) цинк.

**10.** Сумма коэффициентов в реакции между фосфором и бертолетовой солью равна:

а) 9; б) 6; в) 19; г) такая реакция невозможна.

***Ключ к тесту***

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 | 8 | 9 | 10 |
| б | в | а | в | в | б | г | б | а, б ,г | в |

***Задачи и упражнения на фосфор и его соединения***

Ц е п о ч к и  п р е в р а щ е н и й:

**1.**Фосфор —> пентаоксид фосфора —> ортофосфорная кислота —> фосфат кальция ® фосфорная кислота.

**2.** Фосфат кальция —> фосфор —> фосфид кальция —> фосфин —> пентаоксид фосфора —> фосфорная кислота —> дигидрофосфат кальция.

**3.** Фосфат кальция —> А —> В —> С —> Д —> Е —> фосфат кальция. Все вещества содержат фосфор, в схеме три ОВР подряд.

**4.** Фосфор —> пентаоксид фосфора —> фосфат кальция —> фосфор —> фосфин —> фосфорная кислота —> дигидрофосфат кальция.

**5.** Фосфид кальция (+ р-р соляной кислоты) —> А (+ кислород) —> В (+ гидроксид натрия, недостаток) —> С (+ гидроксид натрия, избыток) —> Д (+ гидроксид кальция) —> Еhttp://him.1september.ru/2009/16/svniz.gif.

|  |
| --- |
| У р о в е н ь А |

**1.** При полном сгорании 6,8 г вещества получили 14,2 г пентаоксида фосфора и 5,4 г воды. К полученным продуктам реакции добавили 37 мл 32%-го раствора едкого натра (плотность 1,35 г/мл). Установите формулу исходного вещества и определите концентрацию полученного раствора.

*Решение*

Уравнение реакции:

http://him.1september.ru/2009/16/23-2.jpg

http://him.1september.ru/2009/16/nu.gif(P2O5) = 0,1 моль, http://him.1september.ru/2009/16/nu.gif(H2O) = 0,3 моль.

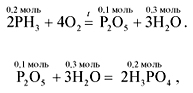
http://him.1september.ru/2009/16/nu.gif(P) = 0,2 моль, http://him.1september.ru/2009/16/nu.gif(H) = 0,6 моль.

*m*(P) = 6,2 г, *m*(H) = 0,6 г.

http://him.1september.ru/2009/16/summa.jpg*m* = 6,8 г.

http://him.1september.ru/2009/16/nu.gif(P) : http://him.1september.ru/2009/16/nu.gif(Н) = 0,2 : 0,6 = 1 : 3.

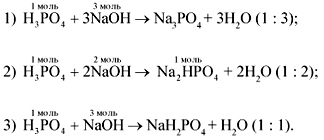
Следовательно, формула исходного вещества – PH3, а уравнение реакции:



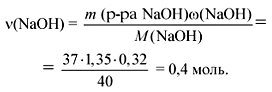
тогда фосфорной кислоты образуется:

http://him.1september.ru/2009/16/nu.gif(H3PO4) = 2http://him.1september.ru/2009/16/nu.gif(P2O5) = 0,2 моль.

Со щелочью фосфорная кислота может реагировать следующим образом:



Определим по условию задачи количество вещества NaOH:



http://him.1september.ru/2009/16/nu.gif(Н3PO4) : http://him.1september.ru/2009/16/nu.gif(NaOН) = 0,2 : 0,4 = 1 : 2,

следовательно, идет реакция 2.

http://him.1september.ru/2009/16/nu.gif(Na2HPO4) = http://him.1september.ru/2009/16/nu.gif(Н3PO4) = 0,2 моль;

*m*(Na2HPO4) = *M*(Na2HPO4)•http://him.1september.ru/2009/16/nu.gif(Na2HPO4) = 142•0,2 = 28,4 г;

*m*(р-ра) = *m*(Р2О5) +*m*(Н2О) + *m*(р-ра NaOH) =14,2 + 5,4 + 37•1,35 = 69,55 г.

http://him.1september.ru/2009/16/o1.gif(Na2HPO4) =*m*(Na2HPO4)/*m*(р-ра) = 28,4/69,55 = 0,4083, или 40,83 %.

*Ответ.* PH3; http://him.1september.ru/2009/16/o1.gif(Na2HPO4) = 40,83 %.

**2.** При полном электролизе 1 кг раствора сульфата железа(II) на катоде выделилось 56 г металла. Какая масса фосфора может вступить в реакцию с веществом, выделившимся на аноде, и каков будет состав соли, если полученный продукт реакции растворить в 87,24 мл 28%-го раствора гидроксида натрия (плотность раствора 1,31 г/мл)?

*Ответ.* 12,4 г фосфора; гидрофосфат натрия.

**3.** 20 г смеси, состоящей из сульфата бария, фосфата кальция, карбоната кальция и фосфата натрия, растворили в воде. Масса нерастворившейся части составила 18 г. При действии на нее соляной кислоты выделилось 2,24 л газа (н.у.) и масса нерастворимого остатка составила 3 г. Определите состав исходной смеси солей по массе.

*Ответ.*Na3PO4 – 2 г; BaCO3 – 3 г;  
CaCO3 – 10 г; Ca3(PO4)3 – 5 г.

**4.** Сколько кг фосфора может быть получено из 1 т фосфорита, содержащего 40 % примесей? Какой объем при н.у. займет фосфин, полученный из этого фосфора?

*Ответ.* 120 кг P; 86,7 м3 PH3.

**5.** 40 г минерала, содержащего 77,5 % фосфата кальция, смешали с избытком песка и угля и нагрели без доступа воздуха в электрической печи. Полученное простое вещество растворили в 140 г 90%-й азотной кислоты. Определите массу гидроксида натрия, который потребуется для полной нейтрализации продукта окисления простого вещества.

*Ответ.* 24 г NaOH.

|  |
| --- |
| У р о в е н ь Б |

**1.** Для полной нейтрализации раствора, полученного при гидролизе 1,23 г некоторого галогенида фосфора, потребовалось 35 мл 2М раствора гидроксида калия. Определите формулу галогенида.

*Ответ.*Трифторид фосфора.

**2.** Пробу безводного этанола, содержащего в качестве примеси 0,5 % оксида фосфора(V), сожгли в достаточном количестве кислорода. Образовавшиеся газы отделили, а полученный раствор нагрели до прекращения выделения газа, после чего к нему добавили равный по массе 0,5%-й раствор гидроксида калия. Определите массовые доли веществ в полученном растворе.

*Ответ.* K2HPO4 – 0,261 %;  
KH2PO4 – 0,204 %.

**3.** К 2 г смеси гидрофосфата и дигидрофосфата калия, в которой массовая доля фосфора равна 20 %, добавили 20 г 2%-го раствора фосфорной кислоты. Вычислите массовые доли веществ в полученном растворе.

*Ответ.*KH2PO4 – 9,03 %;  
K2HPO4 (ост.) – 1,87 %.

**4.** При обработке водой смеси гидрида и фосфида щелочного металла с равными массовыми долями образовалась газовая смесь с плотностью по азоту 0,2926. Установите, какой металл входил в состав соединений.

*Ответ.*Натрий.

**5.** 50 г смеси фосфата кальция и карбонатов кальция и аммония прокалили, в результате получили 25,2 г твердого остатка, к которому добавили воду, а затем пропустили избыток углекислого газа. Масса нерастворившегося остатка составила 14 г. Определите массу карбоната аммония в исходной смеси.

*Решение*

При прокаливании смеси идут следующие процессы:

1) Ca3(PO4)2 http://him.1september.ru/2009/16/t11.jpg;

2)  http://him.1september.ru/2009/16/24-1.jpg

3) (NH4)2CO3http://him.1september.ru/2009/16/t-1.gif 2NH3http://him.1september.ru/2009/16/sverh.gif + СO2http://him.1september.ru/2009/16/sverh.gif + H2Ohttp://him.1september.ru/2009/16/sverh.gif.

В твердом остатке – Са3(PO4)2 и CaO.

После добавления воды:

4) Ca3(PO4)2+ H2Ohttp://him.1september.ru/2009/16/nerav.gif;

5) СаО + H2O = Ca(OH)2.

После пропускания углекислого газа:

6) Са(ОН)2 + H2O + CO2 = Ca(HСО3)2.

Нерастворившийся остаток – Ca3(PO4)2, следовательно, *m*(Ca3(PO4)2) = 14 г.

Находим массу CaO:

*m*(CaO) = 25,2 – 14 = 11,2 г.

http://him.1september.ru/2009/16/nu.gif(CaO) = 11,2/56 = 0,2 моль,

http://him.1september.ru/2009/16/nu.gif(CaCO3) = http://him.1september.ru/2009/16/nu.gif(CaO) = 0,2 моль,

тогда

*m*(CaCO3) = 0,2•100 = 20 г.

*m*(NH4)2CO3= *m*(смеси) – *m*(Ca3(PO4)2) – *m*(CaCO3) = 50 – 14 – 20 = 16 г.

*Ответ*. *m*(NH4)2CO3= 16 г.

К а ч е с т в е н н ы е  з а д а ч и

**1.** Твердое, белое, хорошо растворимое в воде соединение А представляет собой кислоту. При добавлении к водному раствору А оксида В образуется белое нерастворимое в воде соединение С. В результате прокаливания при высокой температуре вещества С в присутствии песка и угля образуется простое вещество, входящее в состав А. Идентифицируйте вещества, напишите уравнения реакций.

*Ответ*. Вещества: А – H2PO4, В – CaO,  
C – Ca3(PO4)2.

**2.** Смесь двух твердых веществ красного цвета (А) и белого цвета (В) воспламеняется при слабом трении. В результате реакции образуются два твердых вещества белого цвета, одно из которых (С) растворяется в воде с образованием кислого раствора. Если к веществу С добавить оксид кальция, образуется белое нерастворимое в воде соединение. Идентифицируйте вещества, напишите уравнения реакций.

*Ответ*. Вещества: А – P (кр.), В – KClO3,  
C – P2O5.

**3.** Нерастворимое в воде соединение А белого цвета в результате прокаливания при высокой температуре с углем и песком в отсутствии кислорода образует простое вещество В, существующее в нескольких аллотропных модификациях. При сгорании вещества В образуется соединение С, растворяющееся в воде с образованием кислоты Е, способной образовывать три типа солей. Идентифицируйте вещества, напишите уравнения реакций.

*Ответ*. Вещества: А – Ca3(PO4)2, В – P,  
C – P2O5, Е – H3PO4.

[\*](http://him.1september.ru/articles/2009/16/05#1-1)Знак +/– означает, что данная реакция протекает не со всеми реагентами или в специфических условиях.

[\*\*](http://him.1september.ru/articles/2009/16/05" \l "2-1) Интересной является окислительно-восстановительная реакция (ОВР), протекающая при зажигании спичек:

http://him.1september.ru/2009/16/19-5.jpg

***Сера и ее соединения***

П л а н

1. Положение в таблице Д.И.Менделеева, строение атома.

2. Происхождение названия.

3. Физические свойства.

4. Химические свойства.

5. Нахождение в природе.

6. Основные методы получения.

7. Важнейшие соединения серы (сероводород, сероводородная кислота и ее соли; сернистый газ, сернистая кислота и ее соли; триоксид серы, серная кислота и ее соли).

В периодической системе сера находится в главной подгруппе VI группы (подгруппа халькогенов). Электронная формула серы 1*s*22*s*2*p*63*s*2*p*4, это *р*-элемент. В зависимости от состояния сера может проявлять валентность II, IV или VI:

S: 1*s*22*s*22*p*63*s*23*p*43*d*0 (валентность II),

S\*: 1*s*22*s*22*p*63*s*23*p*33*d*1 (валентность IV),

S\*\*: 1*s*22*s*22*p*63*s*13*p*33*d*2 (валентность VI).

Характерные степени окисления серы –2, +2, +4, +6 (в дисульфидах, содержащих мостиковую связь –S–S– (например, FeS2), степень окисления серы равна –1); в соединениях входит в состав анионов, с более электроотрицательными элементами – в состав катионов, например:

http://him.1september.ru/2009/11/18-2.jpg

***Сера***– элемент с высокой электроотрицательностью, проявляет неметаллические (кислотные) свойства. Имеет четыре стабильных изотопа с массовыми числами 32, 33, 34 и 36. Природная сера на 95 % состоит из изотопа 32S.

Русское название серы произошло от санскритского слова *cira* – светло-желтый, по цвету природной серы. Латинское название *sulfur* переводится как «горючий порошок».[1](http://him.1september.ru/articles/2009/11/03#1)

Ф и з и ч е с к и е   с в о й с т в а

Сера образует три *аллотропные модификации*: *ромбическая*(http://him.1september.ru/2009/11/alfa.gif-сера), *моноклинная* (http://him.1september.ru/2009/11/bet.gif-сера) и*пластическая*, или каучукоподобная. Наиболее устойчива при обычных условиях ромбическая сера, а выше 95,5 °С стабильна моноклинная сера. Обе эти аллотропные модификации имеют молекулярную кристаллическую решетку, построенную из молекул состава S8, расположенных в пространстве в виде короны; атомы соединены одинарными ковалентными связями. Различие ромбической и моноклинной серы состоит в том, что в кристаллической решетке молекулы упакованы по-разному.

Если ромбическую или моноклинную серу нагреть до точки кипения (444,6 °С) и полученную жидкость вылить в холодную воду, то образуется пластическая сера, по свойствам напоминающая резину. Пластическая сера состоит из длинных зигзагообразных цепей. Эта аллотропная модификация неустойчива и самопроизвольно превращается в одну из кристаллических форм.

Ромбическая сера – твердое кристаллическое вещество желтого цвета; в воде не растворяется (и не смачивается), но хорошо растворяется во многих органических растворителях (сероуглерод, бензол и т.д.). Сера обладает очень плохой электро- и теплопроводностью. Температура плавления ромбической серы +112,8 °С, при температуре 95,5 °С ромбическая сера переходит в моноклинную:

http://him.1september.ru/2009/11/18-3.jpg

Х и м и ч е с к и е  с в о й с т в а

По своим химическим свойствам сера является типичным активным неметаллом. В реакциях может быть как окислителем, так и восстановителем.

Н2 (+):

http://him.1september.ru/2009/11/19-1.jpg

О2 (+):

S + O2http://him.1september.ru/2009/11/t-1.gif SO2.

Металлы (+):

2Na + S = Na2S,

2Al + 3S http://him.1september.ru/2009/11/t-1.gif Al2S3,

Fe + S http://him.1september.ru/2009/11/t-1.gif FeS,

Hg + S = HgS.

Неметаллы (+/–)[\*](http://him.1september.ru/articles/2009/11/03#2):

С + 2S http://him.1september.ru/2009/11/t-1.gif CS2,

2P + 3S http://him.1september.ru/2009/11/t-1.gif P2S3,

S + Cl2 = SCl2,

S + 3F2 = SF6,

S + N2 http://him.1september.ru/2009/11/nerav.gif реакция не идет.

Н2О (–). сера не смачивается водой.

Основные оксиды (–).

Кислотные оксиды (–).

Основания (+/–):

http://him.1september.ru/2009/11/19-2.jpg

S + Cu(OH)2http://him.1september.ru/2009/11/nerav.gif реакция не идет.

Кислоты (не окислители) (–).

Кислоты-окислители (+):

S + 2H2SO4 (конц.) = 3SO2 + 2H2O,

S + 2HNO3 (разб.) = H2SO4 + 2NOhttp://him.1september.ru/2009/11/sverh.gif,

S + 6HNO3 (конц.) = H2SO4 + 6NO2http://him.1september.ru/2009/11/sverh.gif + 2H2O.

Соли (–).

В п р и р о д е сера встречается как в самородном состоянии, так и в виде соединений, важнейшими из которых являются пирит, он же железный, или серный, колчедан (FeS2), цинковая обманка (ZnS), свинцовый блеск (PbS), гипс (CaSO4•2H2O), глауберова соль (Na2SO4•10H2O), горькая соль (MgSO4•7H2O). Кроме того, сера входит в состав каменного угля, нефти, а также в различные живые организмы (в составе аминокислот). В организме человека сера концентрируется в волосах.

Серу, содержащуюся в свободном состоянии в горных породах, выплавляют из них в автоклавах с помощью водяного пара.

В  л а б о р а т о р н ы х  у с л о в и я х серу можно получить, используя окислительно-восстановительные реакции (ОВР), например:

H2SO3 + 2H2S = 3Shttp://him.1september.ru/2009/11/svniz.gif + 3H2O,

2H2S + O2 2Shttp://him.1september.ru/2009/11/svniz.gif + 2H2O.

В а ж н е й ш и е  с о е д и н е н и я  с е р ы

***Сероводород***(H2S) – бесцветный газ с удушающим неприятным запахом тухлых яиц, ядовит (соединяется с гемоглобином крови, образуя сульфид железа). Тяжелее воздуха, малорастворим в воде (2,5 объема сероводорода в 1 объеме воды). Связи в молекуле ковалентные полярные, *sp*3-гибридизация, молекула имеет угловое строение:

http://him.1september.ru/2009/11/19-3.jpg

В химическом отношении сероводород достаточно активен. Он термически неустойчив; легко сгорает в атмосфере кислорода или на воздухе; легко окисляется галогенами, диоксидом серы или хлоридом железа(III); при нагревании взаимодействует с некоторыми металлами и их оксидами, образуя сульфиды:

http://him.1september.ru/2009/11/20-1.jpg

2H2S + O2 http://him.1september.ru/2009/11/t-1.gif 2Shttp://him.1september.ru/2009/11/svniz.gif + 2H2O,

2H2S + 3O2 http://him.1september.ru/2009/11/t-1.gif 2SO2http://him.1september.ru/2009/11/sverh.gif + 2H2O,

H2S + Br2 = 2HBr + Shttp://him.1september.ru/2009/11/svniz.gif,

2H2S + SO2 http://him.1september.ru/2009/11/t-1.gif 3Shttp://him.1september.ru/2009/11/svniz.gif + 2H2O,

2FeCl3 + H2S = 2FeCl2 + Shttp://him.1september.ru/2009/11/svniz.gif + 2HCl,

H2S + Zn http://him.1september.ru/2009/11/t-1.gif ZnS + H2http://him.1september.ru/2009/11/sverh.gif,

H2S + CaO http://him.1september.ru/2009/11/t-1.gif CaS + H2O.

В лабораторных условиях сероводород получают действием на сульфиды железа или цинка сильных минеральных кислот или необратимым гидролизом сульфида алюминия:

ZnS + 2HCl = ZnCl2 + H2Shttp://him.1september.ru/2009/11/sverh.gif,

Аl2SO3 + 6HOH  http://him.1september.ru/2009/11/20-2.jpg 2Al(OH)3http://him.1september.ru/2009/11/svniz.gif + 3H2Shttp://him.1september.ru/2009/11/sverh.gif.

Раствор сероводорода в воде – ***сероводородная вода,*** или ***сероводородная кислота***. Слабый электролит, по второй ступени практически не диссоциирует. Как двухосновная кислота образует два типа солей – *сульфиды и гидросульфиды*:

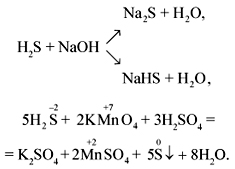
http://him.1september.ru/2009/11/20-3.jpg

например, Na2S – сульфид натрия, NaHS – гидросульфид натрия.

Сероводородная кислота проявляет все общие свойства кислот. Кроме того, сероводород, сероводородная кислота и ее соли проявляют сильную восстановительную способность. Например:

H2S + Zn = ZnS + H2http://him.1september.ru/2009/11/sverh.gif,

H2S + CuO = CuShttp://him.1september.ru/2009/11/svniz.gif + H2O,



*Качественной реакцией на сульфид-ион* является взаимодействие с растворимыми солями свинца; при этом выпадает осадок сульфида свинца черного цвета:

Pb2+ + S2–—> PbShttp://him.1september.ru/2009/11/svniz.gif,

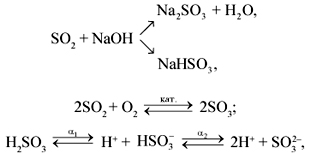
Pb(NO3)2 + Na2S = PbShttp://him.1september.ru/2009/11/svniz.gif + 2NaNO3.

***Оксид серы(IV)*** SO2 – ***сернистый газ, сернистый ангидрид*** – бесцветный газ с резким запахом, ядовит. Кислотный оксид. Связи в молекуле ковалентные полярные, *sp*2-гибридизация. Тяжелее воздуха, хорошо растворим в воде (в одном объеме воды – до 80 объемов SO2), образует при растворении ***сернистую кислоту***, существующую только в растворе:

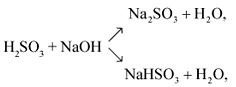
H2O + SO2 http://him.1september.ru/2009/11/strlki.gif H2SO3.

По кислотно-основным свойствам сернистый газ проявляет свойства типичного кислотного оксида, сернистая кислота также проявляет все типичные свойства кислот:

SO2 + CaO http://him.1september.ru/2009/11/t-1.gif CaSO3,



H2SO3+ Zn = ZnSO3+ H2http://him.1september.ru/2009/11/sverh.gif,



H2SO3 + CaO = CaSO3 + H2O.

По окислительно-восстановительным свойствам сернистый газ, сернистая кислота и сульфиты могут проявлять окислительно-восстановительную двойственность (с преобладанием восстановительных свойств). С более сильными восстановителями соединения серы(IV) ведут себя как окислители:

http://him.1september.ru/2009/11/21-2.jpg

С более сильными окислителями они проявляют восстановительные свойства:

http://him.1september.ru/2009/11/21.jpg

В*промышленности* диоксид серы получают:

• при горении серы:

S + O2 http://him.1september.ru/2009/11/t-1.gif SO2;

• обжигом пирита и других сульфидов:

4FeS2 + 11O2http://him.1september.ru/2009/11/t-1.gif 2Fe2O3 + 8SO2http://him.1september.ru/2009/11/sverh.gif,

2ZnS + 3O2http://him.1september.ru/2009/11/t-1.gif 2ZnO + 2SO2http://him.1september.ru/2009/11/sverh.gif.

К*лабораторным методам* получения относятся:

• действие сильных кислот на сульфиты:

Na2SO3 + 2HCl = 2NaCl + SO2http://him.1september.ru/2009/11/sverh.gif + H2O;

• взаимодействие концентрированной серной кислоты с тяжелыми металлами:

Cu + 2H2SO4 (конц.) = СuSO4 + SO2http://him.1september.ru/2009/11/sverh.gif + 2H2O.

*Качественные реакции на сульфит-ион* – обесцвечивание «йодной воды» или действие сильных минеральных кислот:

Na2SO3 + I2 + 2NaOH = 2NaI + Na2SO4 + H2O,

Ca2SO3 + 2HCl = CaCl2 + H2O + SO2http://him.1september.ru/2009/11/sverh.gif.

***Оксид серы(VI)*** SO3 – ***триоксид серы, или серный ангидрид***, – это бесцветная жидкость, которая при температуре ниже 17 °С превращается в белую кристаллическую массу. Ядовит. Существует в виде полимеров (мономерные молекулы существуют только в газовой фазе), связи в молекуле ковалентные полярные, *sp*2-гибридизация. Гигроскопичен, термически неустойчив. С водой реагирует с сильным экзо-эффектом. Реагирует с безводной серной кислотой, образуя *олеум*. Образуется при окислении сернистого газа:

http://him.1september.ru/2009/11/21-3.jpg

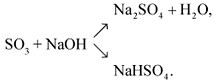
SO3 + H2O = H2SO4 + *Q*,

*n*SO3 + H2SO4 (конц.) = H2SO4•*n*SO3.

По кислотно-основным свойствам является типичным кислотным оксидом:

SO3 + H2O = H2SO4,

SO3 + CaO = CaSO4,



По окислительно-восстановительным свойствам выступает сильным окислителем, обычно восстанавливаясь до SO2 или сульфитов:

http://him.1september.ru/2009/11/21-5.jpg

В чистом виде практического значения не имеет, является промежуточным продуктом при производстве серной кислоты.

***Серная кислота*** – тяжелая маслянистая жидкость без цвета и запаха. Хорошо растворима в воде (с большим экзо-эффектом). Гигроскопична, ядовита, вызывает сильные ожоги кожи. Является сильным электролитом. Серная кислота образует два типа солей: *сульфаты* и *гидросульфаты*, которые проявляют все общие свойства солей. Сульфаты активных металлов термически устойчивы, а сульфаты других металлов разлагаются даже при небольшом нагревании:

Na2SO4 http://him.1september.ru/2009/11/t11.jpg не разлагается,

ZnSO4http://him.1september.ru/2009/11/t-1.gif ZnO + SO3,

4FeSO4 http://him.1september.ru/2009/11/t-1.gif 2Fe2O3 + 4SO2http://him.1september.ru/2009/11/sverh.gif + O2http://him.1september.ru/2009/11/sverh.gif,

Ag2SO4 http://him.1september.ru/2009/11/t-1.gif 2Aghttp://him.1september.ru/2009/11/svniz.gif + SO2http://him.1september.ru/2009/11/sverh.gif + O2http://him.1september.ru/2009/11/sverh.gif,

HgSO4 http://him.1september.ru/2009/11/t-1.gif Hg + SO2http://him.1september.ru/2009/11/sverh.gif + O2http://him.1september.ru/2009/11/sverh.gif.

Раствор с массовой долей серной кислоты ниже 70 % обычно считается разбавленным; выше 70 % – концентрированным; раствор SO3 в безводной серной кислоте называется олеум (концентрация триоксида серы в олеуме может достигать 65 %).

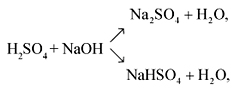
*Разбавленная* серная кислота проявляет все свойства, характерные для сильных кислот:

Н2SO4http://him.1september.ru/2009/11/strlki.gif 2H+ + SO42–,

Н2SO4+ Zn = ZnSO4 + Н2http://him.1september.ru/2009/11/sverh.gif,

Н2SO4 (разб.) + Cu http://him.1september.ru/2009/11/nerav.gif реакция не идет,

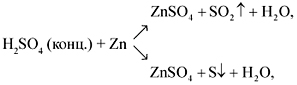
Н2SO4+ CaO = CaSO4 + H2O,



CaCO3 + Н2SO4= CaSO4 + H2O + CO2http://him.1september.ru/2009/11/sverh.gif.

*Концентрированная* серная кислота является сильным окислителем, особенно при нагревании. Она окисляет многие металлы, неметаллы, а также некоторые органические вещества. Не окисляются под действием концентрированной серной кислоты железо, золото и металлы платиновой группы (правда, железо хорошо растворяется при нагревании в умеренно концентрированной серной кислоте с массовой долей 70 %). При взаимодействии концентрированной серной кислоты с другими металлами образуются сульфаты и продукты восстановления серной кислоты.

2Н2SO4 (конц.) + Cu = CuSO4 + SO2http://him.1september.ru/2009/11/sverh.gif + 2H2O,



5Н2SO4 (конц.) + 8Na = 4Na2SO4 + H2Shttp://him.1september.ru/2009/11/sverh.gif + 4H2O,

Н2SO4 (конц.) пассивирует Fe, Al.

При взаимодействии с неметаллами концентрированная серная кислота восстанавливается до SO2:

5Н2SO4 (конц.) + 2Р = 2H3PO4 + 5SO2http://him.1september.ru/2009/11/sverh.gif + 2H2O,

2Н2SO4 (конц.) + C = 2H2O + CO2http://him.1september.ru/2009/11/sverh.gif + 2SO2http://him.1september.ru/2009/11/sverh.gif.

*Контактный метод получения*серной кислотысостоит из трех стадий:

1) обжиг пирита:

4FeS2 + 11O2 http://him.1september.ru/2009/11/t-1.gif 2Fe2O3 + 8SO2http://him.1september.ru/2009/11/sverh.gif;

2) окисление SO2 в SO3 в присутствии катализатора – оксида ванадия:

http://him.1september.ru/2009/11/22-3.jpg

3) растворение SO3в серной кислоте с получением олеума:

SO3 + H2O = H2SO4 + *Q*,

*n*SO3 + H2SO4 (конц.) = H2SO4•*n*SO3.

*Качественная реакция на сульфат-ион* – взаимодействие с катионом бария, в результате чего выпадает белый осадок BaSO4.

Ba2+ + SO42– —> BaSO4http://him.1september.ru/2009/11/svniz.gif,

BaCl2 + Na2SO4 = BaSO4http://him.1september.ru/2009/11/svniz.gif + 2NaCl.

***Тест по теме «Сера и ее соединения»***

**1.**Сера и кислород – это:

а) хорошие проводники электричества;

б) относятся к подгруппе халькогенов;

в) хорошо растворимы в воде;

г) имеют аллотропные модификации.

**2.** В результате реакции серной кислоты с медью можно получить:

а) водород; б) серу;

в) сернистый газ; г) сероводород.

**3.** Сероводород – это:

а) ядовитый газ;

б) сильный окислитель;

в) типичный восстановитель;

г) один из аллотропов серы.

**4.** Массовая доля (в %) кислорода в серном ангидриде равна:

а) 50; б) 60; в) 40; г) 94.

**5.** Оксид серы(IV) является ангидридом:

а) серной кислоты;

б) сернистой кислоты;

в) сероводородной кислоты;

г) тиосерной кислоты.

**6.** На сколько процентов уменьшится масса гидросульфита калия после прокаливания?

а) на 22,6;

б) на 41,1;

в) гидросульфит калия термически устойчив;

г) на 34,2.

**7.**Сместить равновесие в сторону прямой реакции окисления сернистого газа в серный ангидрид можно:

а) используя катализатор;

б) увеличивая давление;

в) уменьшая давление;

г) понижая концентрацию оксида серы(VI).

**8.**При приготовлении раствора серной кислоты необходимо:

а) наливать кислоту в воду;

б) наливать воду в кислоту;

в) порядок приливания не имеет значения;

г) серная кислота не растворяется в воде.

**9.** Какую массу (в г) декагидрата сульфата натрия необходимо добавить к 100 мл 8%-го раствора сульфата натрия (плотность равна 1,07 г/мл), чтобы удвоить массовую долю соли в растворе?

а) 100; б) 1,07; в) 30,5; г) 22,4.

**10.** Для определения сульфит-иона в качественном анализе можно использовать:

а) катионы свинца;

б) «йодную воду»;

в) раствор марганцовки;

г) сильные минеральные кислоты.

***Ключ к тесту***

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 | 8 | 9 | 10 |
| б, г | в | а, в | б | б | г | б, г | а | в | б, г |

***Задачи и упражнения на серу и ее соединения***

Ц е п о ч к и  п р е в р а щ е н и й

**1.** Сера —> сульфид железа(II) —> сероводород —> сернистый газ —> триоксид серы > серная кислота > оксид серы(IV).

**2.**  http://him.1september.ru/2009/11/23-3.jpg

**3.** Серная кислота —> сернистый газ —> сера —> диоксид серы —> триоксид серы —> серная кислота.

**4.** Сернистый ангидрид —> сульфит натрия —> гидросульфит натрия —> сульфит натрия —> сульфат натрия.

**5.** Пирит —> сернистый газ —> серный ангидрид —> серная кислота —> оксид серы(IV) —> сульфит калия —> сернистый ангидрид.

**6.**Пирит > сернистый газ —> сульфит натрия —> сульфат натрия —> сульфат бария —> сульфид бария.

**7.** Сульфид натрия —> А —> В —> С —> D —> сульфат бария (все вещества содержат серу; первая, вторая и четвертая реакции – ОВР).

|  |
| --- |
| У р о в е н ь А |

**1.** Через раствор, содержащий 5 г едкого натра, пропустили 6,5 л сероводорода. Определите состав полученного раствора.

*Ответ.* 7 г NaHS, 5,61 г H2S.

**2.** Какую массу глауберовой соли необходимо добавить к 100 мл 8%-го раствора сульфата натрия (плотность раствора равна 1,07 г/мл), чтобы удвоить массовую долю вещества в растворе?

*Ответ.* 30,5 г Na2SO4•10H2O.

**3.** К 40 г 12%-го раствора серной кислоты добавили 4 г серного ангидрида. Вычислите массовую долю вещества в образовавшемся растворе.

*Ответ.* 22 % H2SO4.

**4.** Смесь сульфида железа(II) и пирита, массой 20,8 г, подвергли длительному обжигу, при этом образовалось 6,72 л газообразного продукта (н.у.). Определите массу твердого остатка, образовавшегося при обжиге.

*Ответ.* 16 г Fe2O3.

**5.** Имеется смесь меди, углерода и оксида железа(III) с молярным соотношением компонентов 4:2:1 (в порядке перечисления). Какой объем 96%-й серной кислоты (плотность равна 1,84 г/мл) нужен для полного растворения при нагревании 2,2 г такой смеси?

*Ответ.*4,16 мл раствора H2SO4.

**6.** Для окисления 3,12 г гидросульфита щелочного металла потребовалось добавить 50 мл раствора, в котором молярные концентрации дихромата натрия и серной кислоты равны 0,2 моль/л и 0,5 моль/л соответственно. Установите состав и массу остатка, который получится при выпаривании раствора после реакции.

*Ответ*. 7,47 г смеси сульфатов хрома (3,92 г) и натрия (3,55 г).

|  |
| --- |
| У р о в е н ь Б |

(задачи на олеум)

**1.**Какую массу триоксида серы надо растворить в 100 г 91%-го раствора серной кислоты, чтобы получить 30%-й олеум?

*Решение*

По условию задачи:

*m*(H2SO4) = 100•0,91 = 91 г,

*m*(H2O) = 100•0,09 = 9 г,

http://him.1september.ru/2009/11/nu.gif(H2O) = 9/18 = 0,5 моль.

Часть добавленного SO3 (*m*1) пойдет на реакцию с H2O:

H2O + SO3 = H2SO4.

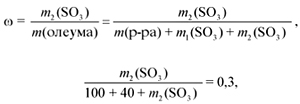
По уравнению реакции:

http://him.1september.ru/2009/11/nu.gif(SO3) = http://him.1september.ru/2009/11/nu.gif(H2O) = 0,5 моль.

Тогда:

*m*1(SO3) = 0,5•80 = 40 г.

Вторая часть SO3 (*m*2) пойдет на создание концентрации олеума. Выразим массовую долю олеума:



*m*2(SO3) = 60 г.

Суммарная масса триоксида серы:

*m*(SO3) = *m*1(SO3) + *m*2(SO3) = 40 + 60 = 100 г.

*Ответ*. 100 г SO3.

**2.** Какую массу пирита необходимо взять для получения такого количества оксида серы(VI), чтобы, растворив его в 54,95 мл 91%-го раствора серной кислоты (плотность равна 1,82 г/см3), получить 12,5%-й олеум? Выход серного ангидрида считать за 75 %.

*Ответ*. 60 г FeS2.

**3.** На нейтрализацию 34,5 г олеума расходуется 74,5 мл 40%-го раствора гидроксида калия (плотность равна 1,41 г/мл). Сколько молей серного ангидрида приходится на 1 моль серной кислоты в этом олеуме?

*Ответ*. 0,5 моль SO3.

**4.** При добавлении оксида серы(VI) к 300 г 82%-го раствора серной кислоты получен олеум с массовой долей триоксида серы 10%. Найдите массу использованного серного ангидрида.

*Ответ*. 300 г SO3.

**5.** При добавлении 400 г триоксида серы к 720 г водного раствора серной кислоты получен олеум с массовой долей 7,14 %. Найдите массовую долю серной кислоты в исходном растворе.

*Ответ*. 90 % H2SO4.

**6.** Найдите массу 64%-го раствора серной кислоты, если при добавлении к этому раствору 100 г триоксида серы получается олеум, содержащий 20 % триоксида серы.

*Ответ*. 44,4 г раствора H2SO4.

**7.** Какие массы триоксида серы и 91%-го раствора серной кислоты необходимо смешать для получения 1 кг 20%-го олеума?

*Ответ*. 428,6 г SO3 и 571,4 г раствора H2SO4.

**8.** К 400 г олеума, содержащего 20 % триоксида серы, добавили 100 г 91%-го раствора серной кислоты. Найдите массовую долю серной кислоты в полученном растворе.

*Ответ*. 92 % H2SO4 в олеуме.

**9.** Найдите массовую долю серной кислоты в растворе, полученном при смешивании 200 г 20%-го олеума и 200 г 10%-го раствора серной кислоты.

*Ответ*. 57,25 % H2SO4.

**10.** Какую массу 50%-го раствора серной кислоты необходимо добавить к 400 г 10%-го олеума для получения 80%-го раствора серной кислоты?

*Ответ*. 296,67 г 50%-го раствора H2SO4.

**11.** К 10%-му олеуму добавили 200 г 20%-го раствора серной кислоты и получили 50%-й раствор серной кислоты. Найдите массу использованного олеума.

*Ответ*. 114,83 г олеума.

К а ч е с т в е н н ы е  з а д а ч и

**1.** Бесцветный газ А с резким характерным запахом окисляется кислородом в присутствии катализатора в соединение В, представляющее собой летучую жидкость. Вещество В, соединяясь с негашеной известью, образует соль С. Идентифицируйте вещества, напишите уравнения реакций.

*Ответ*. Вещества: А – SO2, B – SO3, C – CaSO4.

**2.** При нагревании раствора соли А образуется осадок В. Этот же осадок образуется при действии щелочи на раствор соли А. При действии кислоты на соль А выделяется газ С, обесцвечивающий раствор перманганата калия. Идентифицируйте вещества, напишите уравнения реакций.

*Ответ*. Вещества: А – Ca(HSO3)2, B – CaSO3, C – SO2.

**3.** При окислении газа А концентрированной серной кислотой образуется простое вещество В, сложное вещество С и вода. Растворы веществ А и С реагируют между собой с образованием осадка вещества В. Идентифицируйте вещества, напишите уравнения реакций.

*Ответ*. Вещества: А – H2S, B – S, C – SO2.

**4.** В реакции соединения двух жидких при обычной температуре оксидов А и В образуется вещество С, концентрированный раствор которого обугливает сахарозу. Идентифицируйте вещества, напишите уравнения реакций.

*Ответ*. Вещества: А – SO3, B – H2O, C – H2SO4.

**5.**В вашем распоряжении имеются сульфид железа(II), сульфид алюминия и водные растворы гидроксида бария и хлороводорода. Получите из этих веществ семь различных солей (без использования ОВР).

*Ответ*. Соли: AlCl3, BaS, FeCl2, BaCl2, Ba(OH)Cl, Al(OH)Cl2, Al(OH)2Cl.

**6.** При действии концентрированной серной кислоты на бромиды выделяется сернистый газ, а на йодиды – сероводород. Напишите уравнения реакций. Объясните разницу в характере продуктов в этих случаях.

*Ответ*. Уравнения реакций:

2H2SO4(конц.) + 2NaBr = SO2 + Br2 + Na2SO4+ 2H2O,

5H2SO4(конц.) + 8NaI = H2Shttp://him.1september.ru/2009/11/sverh.gif + 4I2 + 4Na2SO4+ 4H2O.

***Галогены и их важнейшие соединения***

П л а н

1. Положение в таблице Д.И.Менделеева, строение атома.

2. Происхождение названий.

3. Физические свойства.

4. Химические свойства (на примере хлора).

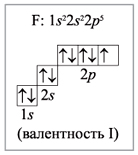
5. Нахождение в природе.

6. Основные методы получения (на примере хлора).

7. Хлороводород и хлориды.

8. Kислородсодержащие кислоты хлора и их соли.

Галогены («солероды») расположены в VIIа подгруппе периодической системы. K ним относятся фтор, хлор, бром, йод и астат. Все галогены относятся к *р*-элементам, имеют конфигурацию внешнего энергетического уровня *ns*2*p*5. Поскольку на внешнем уровне атомов галогенов находится 1 неспаренный *р*-электрон, характерная валентность равна I. Kроме фтора, у атомов всех галогенов в возбужденном состоянии может увеличиваться число неспаренных электронов, поэтому возможны валентности III, V и VII.



Cl: 1*s*22*s*22*p*63*s*23*p*53*d*0(валентность I),

Cl\*: 1*s*22*s*22*p*63*s*23*p*43*d*1(валентность III),

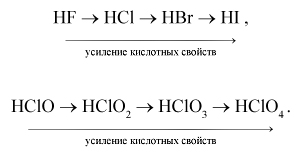
Cl\*\*: 1*s*22*s*22*p*63*s*23*p*33*d*2(валентность V),

Cl\*\*\*: 1*s*22*s*22*p*63*s*13*p*33*d*3(валентность VII).

Галогены являются типичными неметаллами, проявляют окислительные свойства. Степень окисления галогенов в соединениях с металлами и водородом –1; во всех кислородсодержащих соединениях галогены (кроме фтора) проявляют степени окисления +1, +3, +5, +7, например:

http://him.1september.ru/2009/10/25-2.jpg

Вниз по подгруппе изменяется агрегатное состояние галогенов, уменьшается растворимость в воде, увеличивается радиус атома, уменьшаются электроотрицательность, неметаллические свойства и окислительная способность (фтор – самый сильный окислитель). Для соединений галогенов: от Cl– к I–увеличивается восстановительная способность галогенид-ионов. В ряду бескислородных и кислородсодержащих кислот происходит усиление кислотных свойств:



Название фтора произошло от греческого слова http://him.1september.ru/2009/10/ph-1.jpg – разрушающий, поскольку плавиковая кислота, из которой пытались получить фтор, разъедает стекло. Хлор получил свое название благодаря окраске от греческого слова http://him.1september.ru/2009/10/cl.jpg – желто-зеленый – цвет увядающей листвы. Бром назван по запаху жидкого брома от греческого слова http://him.1september.ru/2009/10/br-1.jpg – зловонный. Название йода произошло от греческого слова http://him.1september.ru/2009/10/i-1.jpg – фиолетовый – по цвету парообразного йода. Радиоактивный астат назван от греческого слова http://him.1september.ru/2009/10/as-1.jpg – неустойчивый.

По  ф и з и ч е с к и м  с в о й с т в а м   фтор – трудносжижаемый газ светло-зеленого цвета, хлор – легко сжижающийся газ желто-зеленого цвета, бром – тяжелая жидкость красно-бурого цвета, йод – твердое кристаллическое вещество темно-фиолетового цвета с металлическим блеском, легко подвергается возгонке (сублимации). Все галогены, кроме йода, обладают резким удушливым запахом, токсичны.

Х и м и ч е с к и е  с в о й с т в а

Все галогены проявляют высокую химическую активность, которая уменьшается при переходе от фтора к йоду. Химические свойства галогенов рассмотрим на примере хлора:

Н2 (+):

http://him.1september.ru/2009/10/25-4.jpg

(F2 – со взрывом; Br2, I2 – на свету и при повышенной температуре.)

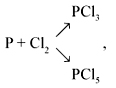
О2 (–).

Металлы (+):

2Na + Cl2 = 2NaCl;

2Fe + 3Cl2http://him.1september.ru/2009/10/t-1.gif 2FeCl3.

Неметаллы (+/–):[\*](http://him.1september.ru/articles/2009/03/04#1)



N2 + Cl2 http://him.1september.ru/2009/10/nerav.gif реакция не идет.

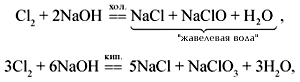
Н2О (+):

http://him.1september.ru/2009/10/25-5.jpg

Основные оксиды (–).

Kислотные оксиды (–).

Основания (+/–):



Kислоты (+/–):

2HBr + Cl2 = 2HCl + Br2,

HCl + Br2 http://him.1september.ru/2009/10/nerav.gif реакция не идет.

Соли (+/–):

2KBr + Cl2 = 2KCl + Br2,

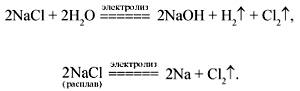
KCl + Br2 http://him.1september.ru/2009/10/nerav.gif реакция не идет.

В  п р и р о д е в свободном виде галогены не встречаются из-за высокой химической активности. Среди наиболее распространенных соединений хлора можно выделить каменную или поваренную соль (NaCl), сильвинит (KCl•NaCl), карналлит (KCl•MgCl2). Большое количество хлоридов содержится в морской воде. Хлор входит в состав хлорофилла. Природный хлор состоит из двух изотопов 35Cl и37Cl. Подчеркнем, что в случае хлора число нейтронов в атоме возможно рассчитать только для каждого изотопа в отдельности:

35Cl, *p* = 17, *e* = 17, *n* = 35 – 17 = 18;

37Cl, *p* = 17,*e* = 17, *n* = 37 – 17 = 20.

В  п р о м ы ш л е н н о с т и  хлор получают электролизом водного раствора или расплава хлорида:



Л а б о р а т о р н ы е м е т о д ы получения (действие концентрированной соляной кислоты на различные окислители):

MnO2 + 4HCl (конц.) = MnCl2 + Cl2http://him.1september.ru/2009/10/sverh.gif + 2H2O,

2KMnO4 + 16HCl (конц.) = 2MnCl2http://him.1september.ru/2009/10/sverh.gif + 5Cl2 + 2KCl + 8H2O,

KClO3 + 6HCl (конц.) = KCl + 3Cl2http://him.1september.ru/2009/10/sverh.gif + 3H2O,

K2Cr2O7 + 14HCl (конц.) = 2CrCl3 + 3Cl2http://him.1september.ru/2009/10/sverh.gif + 2KCl + 7H2O,

Ca(ClO)2 + 4HCl (конц.) = CaCl2 + 2Cl2http://him.1september.ru/2009/10/sverh.gif + 2H2O.

Х л о р о в о д о р о д  и  х л о р и д ы

*Хлороводород* (HCl) – бесцветный газ с резким запахом, тяжелее воздуха, хорошо растворим в воде (в 1 объеме воды растворяется 450 объемов хлороводорода). Молекула образована по типу ковалентной полярной связи. Водный раствор хлороводорода называется соляной кислотой. Kонцентрированная соляная кислота «дымит» на воздухе, максимальная концентрация хлороводорода в растворе составляет 35–36 %. Это сильная кислота, проявляющая все характерные свойства кислот:

HCl http://him.1september.ru/2009/10/strlki.gif H+ + Cl–,

2HCl + Zn = ZnCl2 + H2http://him.1september.ru/2009/10/sverh.gif,

HCl + Cu http://him.1september.ru/2009/10/nerav.gif реакция не идет,

2HCl + CaO = CaCl2 + H2O,

HCl + NaOH = NaCl + H2O,

2HCl + Na2CO3 = 2NaCl + H2O + CO2http://him.1september.ru/2009/10/sverh.gif.

Kачественной реакцией на соляную кислоту и ее соли (хлориды) является реакция с раствором нитрата серебра:

Ag+ + Cl– —> AgClhttp://him.1september.ru/2009/10/svniz.gif,

AgNO3 + NaCl —> AgClhttp://him.1september.ru/2009/10/svniz.gif + NaNO3.

Хлороводород можно получить:

• прямым синтезом из водорода и хлора (синтетический способ):

http://him.1september.ru/2009/10/27-2.jpg

• действием концентрированной серной кислоты на твердые хлориды – сульфатный способ (аналогично можно получить HF, но нельзя получить HBr и HI):

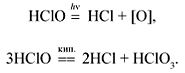
NaCl (тв.) + H2SO4 (конц.) = HClhttp://him.1september.ru/2009/10/sverh.gif + NaHSO4.

С ростом степени окисления хлора сила кислот резко возрастает. Так, хлорноватистая кислота очень слабая (слабее угольной), а хлорная кислота – самая сильная из всех известных кислот.

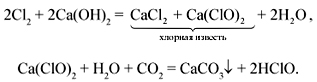
K и с л о р о д с о д е р ж а щ и е  к и с л о т ы  х л о р а и  и х  с о л и

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| Kислотные оксиды | Cl2O | Cl2O3 | Cl2O5 | Cl2O7 |
| Kислоты | HClO Хлорноватистая | HClO2  Хлористая | HClO3Хлорноватая | HClO4Хлорная |
| Графические формулы кислот | H–O–Cl | H–O–Cl=O | http://him.1september.ru/2009/10/27-6.jpg | http://him.1september.ru/2009/10/27-7.jpg |
| Названия и примеры солей | Гипохлорит натрия NaClO | Хлорит натрия NaClO2 | Хлорат натрия NaClO3 | Перхлорат натрия NaClO4 |

*Хлорноватистая кислота* (HClO) – слабая, очень неустойчивая.



Соли этой кислоты (гипохлориты) являются очень сильными окислителями. Наибольшее применение находит смешанная соль соляной и хлорноватистой кислот – хлорид-гипохлорит кальция (хлорная известь):



*Хлорноватая кислота*(HClO3) – существует только в разбавленных растворах. Сама кислота и ее соли (хлораты) являются сильными окислителями. Наиболее известной солью этой кислоты является хлорат калия (бертолетова соль).

5KClO3 + 6P = 3P2O5 + 5KCl,

KClO3 + 3MnO2 + 6KOH = KCl + 3K2MnO4 + 3H2O,

4KClO3 + 3K2S = 4KCl + 3K2SO4.

Многие соли кислородсодержащих кислот хлора термически неустойчивы, например:

2KClO3 http://him.1september.ru/2009/10/27-5.jpg 2KCl + 3O2,

4KClO3 http://him.1september.ru/2009/10/t-1.gif 3KClO4 + KCl (без катализатора),

3KClO http://him.1september.ru/2009/10/t-1.gif KClO3 + 2KCl,

KClO4 http://him.1september.ru/2009/10/t-1.gif KCl + 2O2http://him.1september.ru/2009/10/sverh.gif.

***Тест по теме «Галогены и их важнейшие соединения»***

**1.** Газ имеет плотность 3,485 г/л при давлении 1,2 атм и температуре 25 °С. Установите формулу газа.

а) Фтор; б) хлор;

в) бромоводород;

г) хлороводород.

**2.** Явление перехода вещества из твердого состояния в газообразное, минуя жидкое, называется:

а) конденсация; б) сублимация;

в) возгонка; г) перегонка.

**3.** Природный хлор представляет собой смесь изотопов с массовыми числами 35 и 37. Рассчитайте изотопный состав хлора, приняв его относительную атомную массу за 35,5.

а) 75 % и 25 %;

б) 24,4 % и 75,8 %;

в) 50 % и 50 %;

г) недостаточно данных для решения задачи.

**4.** Хлор можно получить, проводя электролиз:

а) расплава хлорида калия;

б) раствора хлорида калия;

в) расплава хлорида меди;

г) раствора хлорида меди.

**5.**Раствор фтороводорода в воде называют:

а) жавелевой водой;

б) плавиковой кислотой;

в) белильной известью;

г) фтороводородной кислотой.

**6.** Оксид хлора(V) является ангидридом следующей кислоты:

а) хлорноватистой; б) хлорноватой;

в) хлористой; г) хлорной.

**7.** При прокаливании бертолетовой соли в присутствии диоксида марганца в качестве катализатора образуются:

а) хлорид калия и кислород;

б) перхлорат калия и хлорид калия;

в) перхлорат калия и озон;

г) гипохлорит калия и хлор.

**8.** K подкисленному раствору, содержащему 0,543 г некоторой соли, в состав которой входят литий, хлор и кислород, добавили раствор йодида натрия до прекращения выделения йода. Масса выделившегося йода составила 4,57 г. Название исходной соли:

а) гипохлорит лития; б) хлорит лития;

в) хлорат лития; г) перхлорат лития.

**9.** В молекулах галогенов химическая связь:

а) ковалентная полярная;

б) ковалентная неполярная;

в) ионная;

г) донорно-акцепторная.

**10.** Хлор, **в отличие от фтора**, при определенных условиях может реагировать с:

а) водой; б) водородом;

в) медью; г) гидроксидом натрия.

***Kлюч к тесту***

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 | 8 | 9 | 10 |
| б | б, в | а | а, б, в, г | б, г | б | а | в | б | г |

***Задачи и упражнения на галогены и их соединения***

Ц е п о ч к и  п р е в р а щ е н и й

**1.** Хлорид калия —> хлор —> хлороводород —> хлорид кальция —> хлороводород —> хлор —> хлорат калия.

**2.** Хлор —> бертолетова соль —> хлорид калия —> соляная кислота + диоксид марганца + вода —> хлор —> хлорид меди(II) —> хлор.

**3.** Хлорид калия —> хлор —> хлорат калия —> хлорид калия —> калий.

**4.** Хлорид калия —> хлор —> хлороводород —> хлор —> гипохлорит калия.

**5.** Хлорид натрия —> хлороводород —> хлор —> бертолетова соль —> хлорид калия —> гидроксид калия —> гипохлорит калия.

**6.** Хлорат калия —> А —> В—> С —> А —> нитрат калия (вещества А, В, С содержат хлор, первые три превращения – окислительно-восстановительные реакции).

**7.** Оксид кальция —> гидроксид кальция —> белильная известь —> хлорид кальция —> кальций.

**8.** Бромид натрия —> хлорид натрия —> хлор —> хлорная известь —> карбонат кальция —> гидрокарбонат кальция —> углекислый газ.

**9.** Йодид натрия —> йод —> йодид калия —> йодид серебра.

**10.** Гипохлорит калия —> хлорат калия —> перхлорат калия —> хлорид калия.

|  |
| --- |
| У р о в е н ь А |

**1.** Сосуд с 200 г хлорной воды выдержали на прямом солнечном свету и собрали выделившийся газ, объем которого при н.у. составил 0,18 л. Определите состав хлорной воды (массовую долю хлора).

*Ответ.*0,57 %.

**2.** Газ, полученный прокаливанием 9,8 г бертолетовой соли, смешан с газом, полученным на аноде в результате полного электролиза расплава 22,2 г хлорида кальция. Полученную смесь газов пропустили через 400 г 2%-го горячего раствора гидроксида натрия. Определите состав полученного раствора.

*Ответ*. 2,38 % NaCl; 0,84 % NaClO3.

**3.** Рассчитать массу соли и объем газа (н.у.), образовавшихся при разложении 17 г соли, окрашивающей пламя горелки в желтый цвет и содержащей 27,06 % металла, 16,47 % азота и 56,47 % кислорода. Kакая масса бертолетовой соли потребуется для получения такого же количества газа?

*Ответ*. 13,8 г NaNO2; 2,24 л O2; 8,13 г KClO3.

**4.** Kакой объем хлора (н.у.) можно получить из 1 м3 раствора (плотность 1,23 г/см3), содержащего 20,7 % хлорида натрия и 4,3 % хлорида магния?

*Ответ*. 61,2 м3.

**5.** Газ, выделившийся на аноде при электролизе 200 г 20%-го раствора хлорида натрия, пропустили через 400 г 30%-го раствора бромида калия. K полученному раствору добавили избыток раствора нитрата серебра. Определите количественный состав выпавшего осадка.

*Ответ*. 59,4 г AgBr; 98,154 г AgCl.

|  |
| --- |
| У р о в е н ь Б |

**1.** Через трубку с порошкообразной смесью хлорида и йодида натрия массой 3 г пропустили 1,3 л хлора при температуре 42 °С и давлении 101,3 кПа. Полученное в трубке вещество прокалили при 300 °С, при этом осталось 2 г вещества. Определите массовые доли солей в исходной смеси.

*Ответ*. 45,3 % NaCl; 54,6 % NaI.

**2.** Смесь йодида магния и йодида цинка обработали избытком бромной воды, полученный раствор выпарили. Масса сухого остатка оказалась в 1,445 раза меньше массы исходной смеси. Во сколько раз масса осадка, полученного после обработки такой же смеси избытком карбоната натрия, будет меньше массы исходной смеси?

*Ответ.* В 2,74 раза.

**3.** Для окисления 2,17 г сульфита щелочно-земельного металла добавили хлорную воду, содержащую 1,42 г хлора. K полученной смеси добавили избыток бромида калия, при этом выделилось 1,6 г брома. Определите состав осадка, содержащегося в смеси, и рассчитайте его массу.

*Решение*

Уравнение реакции:

http://him.1september.ru/2009/10/29-1.jpg

Далее с избытком KBr из полученной смеси (HCl, MSO4, избыток Cl2 или избыток MSO3) с выделением Br2 может реагировать только Cl2:

2KBr + Cl2 = 2KCl + Br2, (2)

http://him.1september.ru/2009/10/nu.gif(Br2) = *m*(Br2)/*M*(Br2) = 1,6/160 = 0,01 моль.

По уравнению реакции (2):

http://him.1september.ru/2009/10/nu.gif(Cl2) = http://him.1september.ru/2009/10/nu.gif(Br2) = 0,01 моль.

Суммарно в двух реакциях израсходовано хлора:

http://him.1september.ru/2009/10/nu.gif(Cl2) = *m*(Cl2)/*M*(Cl2) = 1,42/71 = 0,02 моль.

Следовательно, в реакции (1) прореагировало:

0,02 – 0,01 = 0,01 моль Cl2.

По уравнению реакции (1):

http://him.1september.ru/2009/10/nu.gif(MSO3) = n(Cl2) = 0,01 моль;

*M*(MSO3) = *m*(MSO3)/http://him.1september.ru/2009/10/nu.gif(MSO3) = 2,17/0,01 = 217 г/моль.

Таким образом, соль, участвующая в реакции, – сульфит бария BaSO3.

Уравнение реакции (1):

BaSO3 + Cl2 + H2O = 2HCl + BaSO4http://him.1september.ru/2009/10/svniz.gif.

http://him.1september.ru/2009/10/nu.gif(BaSO4) = http://him.1september.ru/2009/10/nu.gif(BaSO3) = 0,01 моль,

*m*(BaSO4) = http://him.1september.ru/2009/10/nu.gif(BaSO4)•*M*(BaSO4) = 0,01•233 = 2,33 г.

*Ответ*. 2,33 г BaSO4.

**4.**Через 800 г 10%-го водного раствора хлорида натрия пропустили ток. После окончания процесса электролиза соли весь выделившийся на аноде газ поглотили горячим раствором, получившимся в результате электролиза. Определите состав раствора, полученного после поглощения газа.

*Ответ*. В растворе 8,35 % NaCl и  
3,03 % NaClO3.

**5.** Плотность смеси хлора с водородом при давлении 0,2 атм и температуре 27 °С равна 0,0894 г/л. Хлороводород, полученный при взрыве 100 л (н.у.) такой смеси, растворили в 500 г 10%-й соляной кислоты. Найдите массовую долю хлороводорода в полученном растворе.

*Ответ*. 17 %.

K а ч е с т в е н н ы е  з а д а ч и

**1.** Назовите вещества А, В и С, если известно, что они вступают в реакции, описываемые приведенными ниже схемами; напишите полные уравнения реакций этих схем:

А + Н2 —> В,

А + Н2О http://him.1september.ru/2009/10/strlki.gif В + С,

А + Н2О + SО2 —> В + … ,

С —> В + … .

*Ответ*. Вещества: А – Сl2,  
B – HCl; С – HClO.

**2.** Газ А под действием концентрированной серной кислоты превращается в простое вещество В, которое реагирует с сероводородной кислотой с образованием простого вещества С и раствора исходного вещества А. Идентифицируйте вещества, напишите уравнения реакций.

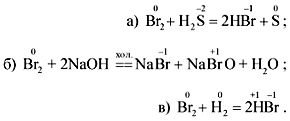
*Ответ.*Вещества: А – HBr; B – Br2; С – S.

**3.** При пропускании хлора через раствор сильной кислоты А выделяется простое вещество В и раствор приобретает темную окраску. При дальнейшем пропускании хлора вещество В превращается в кислоту С и раствор обесцвечивается. Назовите вещества А, В и С, напишите уравнения реакций.

*Ответ.*Вещества: А – HI; B – I2, C – HIO3.

**4.** Приведите примеры реакций, в ходе которых происходит полное восстановление свободного брома: а) в кислом водном растворе; б) в щелочном водном растворе; в) в газовой фазе.

*Ответ.*Уравнения реакций:



**5.** Kакие вещества вступили в реакцию и при каких условиях, если в результате образовались следующие вещества (указаны все продукты без коэффициентов): а) хлорид бария и гидроксид калия; б) бромид кальция и бромоводород; в) хлорид калия и пентаоксид фосфора. Напишите полные уравнения реакций.

*Ответ.*Уравнения реакций:

а) Ba(ClO)2 + 2KH = BaCl2 + 2KOH;

б) CaH2 + 2Br2 = CaBr2 + 2HBr;

в) 5KClO3 + 6P http://him.1september.ru/2009/10/t-1.gif 5KCl + 3P2O5.

**6.** Для дегазации необходимо 254 г хлорной извести. В лаборатории имеются: кальций, диоксид марганца, натрий, цинк, хлорид натрия, серная кислота, вода, фосфор, сера, сульфат бария. Kакие реагенты и в каком количестве потребуются? Напишите полные уравнения реакций.

*Ответ.*142 г Ca; 830,7 г NaCl; 308,85 г MnO2;  
1391,6 г H2SO4.

Уравнения реакций:

Ca + 2H2O = Ca(OH)2 + H2http://him.1september.ru/2009/10/sverh.gif,

NaCl (тв.) + H2SO4 (конц.) = HClhttp://him.1september.ru/2009/10/sverh.gif + NaHSO4,

MnO2 + 4HCl = Cl2 + MnCl2 + 2H2O,

2Cl2 + 2Ca(OH)2 http://him.1september.ru/2009/10/30-2.jpg Ca(ClO)2 + CaCl2 + 2H2O.

**7.** K водному раствору йодида калия по каплям приливают свежеприготовленную хлорную воду. Объясните, почему вначале появляющаяся окраска раствора затем исчезает. Подтвердите свой ответ уравнениями реакций.

*Ответ.*Уравнения реакций:

2KI + Cl2 = 2KCl + I2,

I2 + 5Cl2 + 6H2O = 2HIO3 + 10HCl.

***Кислород. Озон.Вода***

П л а н

1. Положение кислорода в таблице Д.И.Менделеева, строение атома.

2. Происхождение названия.

3. Аллотропия кислорода.

4. Кислород (дикислород): физические и химические свойства, получение, значение.

5. Озон (трикислород): физические и химические свойства, нахождение в природе, получение и значение.

6. Вода: строение молекулы, физические и химические свойства, аномалии воды.

Кислород находится в главной подгруппе VI группы периодической системы. Он относится к халькогенам («образующие руды»). Электронная формула атома кислорода 1*s*22*s*2*p*4, это *р*-элемент. Кислород является наиболее электроотрицательным элементом после фтора и проявляет высокую окислительную способность. Кислород проявляет постоянную валентность, равную двум (на втором энергетическом уровне отсутствует *d*-подуровень, поэтому невозможен переход атома кислорода в возбужденное состояние). Устойчивая степень окисления кислорода в соединениях –2, редко возможны степени окисления +2 (оксид фтора) и –1 (пероксиды), например:

Природный кислород cостоит из трех изотопов: 16О (основная часть), 17О и 18О (незначительные примеси). Кислород проявляет типичные неметаллические свойства, образует соединения со всеми элементами, кроме гелия, неона и аргона.

Название кислороду дал А.Лавуазье, изучавший его свойства. Поскольку кислород входит в состав кислот, он назвал его *oxygene*, т.е. «образующий кислоты» (от греч. *oxys* – кислый, *gennao* – рождаю). Отсюда и русское «кислород», хотя это название не совсем точно отражает действительность, поскольку известны бескислородные кислоты.

Кислород образует две аллотропные модификации: дикислород (кислород О2) и трикислород (озон О3).

К и с л о р о д

Простое вещество кислород является устойчивой аллотропной модификацией этого элемента. Это газ без цвета, вкуса и запаха. Тяжелее воздуха, в воде мало растворим. Связь в молекуле ковалентная, неполярная, двухцентровая. Жидкий кислород голубого цвета, твердый – синего. Кислород обладает магнитными свойствами – жидкий кислород притягивается магнитом. Газообразный кислород поддерживает горение и дыхание. Простейшая качественная реакция – вспыхивание тлеющей лучинки в атмосфере кислорода. Он является составной частью воздуха (20,9 % по объему или 23,2 % по массе). Убыль кислорода в атмосфере в результате процессов горения, гниения и дыхания компенсируется за счет фотосинтеза. При вдыхании воздуха в легкие человека и животных кислород связывается с гемоглобином крови и переносится в клетки. Там происходит окисление органических веществ кислородом; этот процесс обеспечивает организм жизненной энергией. Кислород как химический элемент входит в состав различных природных соединений (вода, минеральные соли).

Кислород образует соединения со всеми химическими элементами, кроме легких инертных газов. Практически со всеми простыми веществами (кроме фтора, хлора, золота и платиновых металлов) кислород реагирует непосредственно. Реакции кислорода с галогенами возможны, но требуют особых условий (электрический разряд, очень высокие температуры) и проходят с низким выходом. Реакционная способность кислорода резко возрастает при повышении температуры. Во всех реакциях кислород играет роль окислителя.

H2 (+):

2H2+ O2  2H2O.

O2 (+):

Металлы (+/–)[\*](http://him.1september.ru/articles/2009/03/04#1):

4Li + O2 = 2Li2O,

2Na + O2 = Na2O2,

2Cu + O2  2CuO,

Au, Pt не взаимодействуют.

Неметаллы (+/–):

S + O2  SO2,

с галогенами напрямую не взаимодействует.

Н2О (–).

Основные оксиды (+/–):

4FeO + O2 2Fe2O3,

2Na2O + O2  2Na2O2,

CuO + O2 реакция не идет.

Кислотные оксиды (+/–):

2SO2 + O2 2SO3,

SO3 + O2 реакция не идет.

Основания (–).

Кислоты (–).

Соли (+/–):

4FeS2 + 11O2  2Fe2O3 + 8SO2,

NaNO3 + O2 реакция не идет.

*Основные способы****получения****кислорода.*

• Ректификация воздуха (фракционная перегонка) – метод основан на разнице температур кипения азота и кислорода. При нагревании жидкого воздуха первым переходит в газообразное состояние азот (*t*кип. = –196 °С); оставшаяся жидкость представляет собой в основном кислород (*t*кип. = –183 °С).

• Электролиз водных растворов щелочей или кислородсодержащих солей:

2H2O  2H2 + O2,

2CuSO4 + 2H2O  2Cu + O2 + 2H2SO4.

• Разложение пероксидов щелочных металлов(используется для регенерации воздуха в замкнутых помещениях):

2K2O2 + 2CO2 = 2K2CO3 + O2.

• Термическое разложение кислородсодержащих веществ:

2KMnO4  K2MnO4 + MnO2 + O2,

2NaNO3  2NaNO2 + O2,

2HgO  2Hg + O2,

2KClO3  2KCl + 3O2,

2H2O2  2H2O + O2,

2BaO2  2BaO + O2.

О з о н

Вторая аллотропная модификация кислорода – озон (О3). Это неустойчивая аллотропная форма. При нормальных условиях (н.у.) озон – светло-синий газ с характерным запахом «послегрозовой свежести», тяжелее воздуха, токсичен. Жидкий озон имеет фиолетовый цвет, твердый – черную окраску. Молекула озона полярна (единственный пример полярной молекулы простого вещества), имеет строение незавершенного треугольника:

Озон малорастворим в воде, но его растворимость значительно выше, чем растворимость в воде кислорода. Он существует в верхних слоях атмосферы, образуя «озоновый слой», защищающий планету от губительных УФ-лучей. Разлагается под действием УФ-излучения, катализаторов и оксидов азота. Устойчив в смеси с кислородом (озонированный кислород). Отделить озон от кислорода можно сильным охлаждением их смеси (озон сжижается раньше). Озон является сильным окислителем, занимая промежуточное положение между атомарным и молекулярным кислородом. Из трех атомов кислорода в озоне роль окислителя выполняет чаще всего только один, поэтому одним из продуктов реакции обычно является молекулярный кислород, например:

PbS + 2O3 = PbSO4 + O2,

NH3 + 3O3 = HNO2 + 3O2 + H2O,

2Ag + O3 = Ag2O + О2,

2KI + O3 + H2O = I2 + 2KOH + O2  
(качественная реакция),

K + O3 = KO3,

2NO + O3 = N2O5.

В природных условиях озон образуется при грозовых разрядах в атмосфере, а также вырабатывается смолой хвойных деревьев. В лабораторных условиях озон **получают** с помощью специальных приборов – озонаторов.

Применяется для дезинфекции питьевой воды, для отбеливания тканей, а также как реагент в химическом синтезе.

В о д а

Вода, или оксид водорода (H2O), – важнейший из природных оксидов, самое распространенное на Земле вещество, единственное, встречающееся в природе сразу в трех агрегатных состояниях. Вода – основа жизни, и ее роль для жизнедеятельности живых организмов трудно переоценить. Чистой воды в природе не существует, ее получают перегонкой, и такая вода, очищенная от примесей, называется дистиллированной.

По своему строению молекула воды представляет собой диполь, где на атоме кислорода сконцентрирован частичный отрицательный заряд, а на атомах водорода – частичный положительный:

Различными физико-химическими методами исследований установлено наличие между молекулами воды особого типа связей – водородных. Этот факт объясняет многие аномалии воды (плотность льда меньше, чем плотность воды в жидком состоянии; слишком высокие для веществ с подобной молярной массой температуры плавления и кипения).

Плотность воды при 4 °С принимается равной 1 г/мл, поэтому для воды объем (в мл) равен массе (в г).

В химическом отношении вода является очень реакционноспособным веществом:

H2 (–).

O2 (–).

Металлы (+/–):

2Na + 2H2O = 2NaOH + H2,

Ca + 2H2O = Сa(OH)2 + H2,

Cu + H2O реакция не идет.

Неметаллы (+/–):

C + H2O (пар)  СО + Н2,

Cl2 + H2O  HCl + НClO,

S + H2O реакция не идет,

N2 + H2O реакция не идет.

Н2О (–).

Основные оксиды (+/–):

Na2O + H2O = 2NaOH,

CuO + H2O реакция не идет.

Кислотные оксиды (+/–):

SO3 + H2O = H2SO4,

CO2 + H2O  H2CO3,

SiO2 + H2O реакция не идет.

Основания (–).

Кислоты (–).

Соли (+/–):

Na2CO3 + 2HOH  2NaOH + H2O + СO2,

CuCl2 + 2HOH  Cu(OH)2 + 2HCl,

Al2S3 + 6HOH  2Al(OH)3 + 3H2S,

NaCl + HOH не гидролизуется.

Вода является слабым электролитом, не проявляет выраженных кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств, но обладает уникальной способностью вызывать распад веществ на ионы – диссоциацию.

***Тест по теме «Кислород. Озон. Вода»***

**1.** Какое из перечисленных соединений позволяет получить больший объем кислорода при прокаливании равных количеств каждого из них?

а) Бертолетова соль;

б) марганцовка;

в) калийная селитра;

г) выделяются равные объемы кислорода.

**2.** С какими металлами кислород непосредственно не взаимодействует?

а) Золото; б) серебро;

в) платина; г) медь.

**3.** Качественным реагентом для обнаружения озона является:

а) нитрат калия; б) йодид калия;

в) хлорид калия; г) гидрид калия.

**4.** Ион кислорода О2– содержит следующее число протонов и электронов:

а) 8*р*, 8*е*; б) 6*р*, 8*е*;

в) 8*р*, 10*е*; г) 10*р*, 8*е*.

**5.** В молекуле воды атомы связаны связью:

а) ковалентной неполярной;

б) ковалентной полярной;

в) ионной;

г) водородной.

**6.** Рассчитайте объем кислорода и объем воздуха (в л), необходимые для сжигания 100 л природного газа, содержащего 80% метана. Содержание О2 в воздухе считать равным 21%.

а) 160; б) 762; в) 200; г) 100.

**7.** Выберите свойства, характеризующие озон.

а) Бесцветный; б) токсичный;

в) хороший окислитель; г) не имеет запаха.

**8.** Выберите свойства, характеризующие молекулярный кислород.

а) Бесцветный; б) токсичный;

в) хороший окислитель; г) не имеет запаха.

**9.** Кислород можно получить электролизом:

а) раствора едкого натра;

б) раствора серной кислоты;

в) раствора хлорида натрия;

г) раствора сульфата натрия.

**10.** Число неспаренных электронов на внешнем уровне атома кислорода равно:

а) 6; б) 4; в) 0; г) 2.

***Ключ к тесту***

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 | 8 | 9 | 10 |
| а | а, в | б | в | б | а, б | б, в | а, в, г | а, б, г | г |

***Задачи и упражнения на водород, кислород и их соединения***

Ц е п о ч к и  п р е в р а щ е н и й

**1.** Водород —> гидрид натрия —> водород —> сероводород —> вода —> фосфин —> водород.

**2.** Перманганат калия —> кислород —> вода —> кислород —> озон —> гидроксид калия —> карбонат калия —> гидрокарбонат калия —> углекислый газ.

|  |
| --- |
| У р о в е н ь А |

**1.** При взрыве смеси хлора с водородом образовался хлороводород, занимающий при нормальных условиях (н.у.) объем 0,08 м3. Найдите объемы газов, вступивших в реакцию.

*Ответ*. По 0,04 м3.

**2.** Плотность смеси хлора с водородом при давлении 0,2 атм и температуре 27 °С равна 0,0894 г/л. Хлороводород, полученный при взрыве 100 л (н.у.) такой смеси, растворили в 500 г 10%-го раствора соляной кислоты. Найдите массовую долю кислоты в полученном растворе.

*Ответ*. 17%.

**3.** Найдите массовые доли газов в смеси кислорода и озона, если объемные доли компонентов смеси равны между собой. Какова относительная плотность такой смеси по воздуху?

*Ответ*. 40% и 60%; 1,38.

**4.** Воздух, находящийся в сосуде под давлением 100 кПа и температуре 27 °С, содержит 5,11 л кислорода, 19,57 л азота, 1,25 л углекислого газа и 1,25 л аргона. Определите, сколько атомов кислорода содержится в сосуде.

*Ответ*. 3,07•1023.

**5.** Плотность смеси озона и кислорода по гелию равна 10. Рассчитайте объемные доли газов в этой смеси.

*Ответ*. По 50%.

**6.** Одно из кислородных соединений водорода содержит 94,12% кислорода. Установите формулу соединения.

*Ответ*. Пероксид водорода H2O2.

**7.** При полном разложении нитрата щелочного металла масса выделившегося кислорода составила 8,2% от исходной массы нитрата. Установите формулу нитрата.

*Ответ*. Нитрат цезия CsNO3.

|  |
| --- |
| У р о в е н ь Б |

**1.** Плотность смеси хлора с водородом (н.у.) равна 0,25 г/л. Хлороводород, полученный при взрыве 10 г такой смеси, пропустили через 10%-й раствор соляной кислоты и получили ее 20%-й раствор. Найдите массу полученного раствора.

*Ответ*. 61,1 г.

**2.** После нагревания 22,12 г перманганата калия образовалось 21,16 г твердой смеси. Какой максимальный объем хлора можно получить при действии на образовавшуюся смесь 36,5%-м раствором соляной кислоты (плотность 1,18 г/мл)? Какой объем раствора кислоты при этом израсходуется?

*Ответ*. 6,496 л Cl2; 84,75 мл HCl.

**3.** В процессе синтеза триоксида серы из сернистого газа и кислорода в замкнутом сосуде давление в реакционной смеси упало на 20% (при постоянной температуре). Определите состав образовавшейся газовой смеси (в % по объему), если в исходной смеси содержалось 50% диоксида серы по объему.

*Решение*

Уравнение реакции:

2SO2 + O2  2SO3.

Пусть в исходной смеси было 1 моль SO2 (50%) и 1 моль O2 (50%).

Пусть прореагировало *х* моль O2, тогда по уравнению реакции (SO2) = 2 *х* моль, (SO3) = 2 *х* моль.

По условию давление в смеси уменьшилось на 20%, следовательно, суммарное количество вещества образовавшейся смеси также уменьшилось на 20%.

Тогда

(обр. смеси) = (исх. смеси) – ((исх. смеси)•0,2) = 2 – 0,4 = 1,6 моль.

Полученная смесь состоит из образовавшегося SO3, остатка SO2и остатка O2:

1,6 = 2*x* + (1 – 2*х*) + (1 – *х*),

*х* = 0,4 моль.

Тогда в образовавшейся смеси:

(SO3) = 2*x* = 0,8 моль,

(SO3) = 0,8/1,6 = 0,5, или 50%;

(SO2) = 1 – 2*x* = 0,2 моль,

(SO2) = 0,2/1,6 = 0,125, или 12,5%;

(O2) = 1 – *x* = 0,6 моль,

(O2) = 0,6/1,6 = 0,375, или 37,5%.

*Ответ*. 50% SO3; 12,5% SO2; 37,5% О2.

**4.** Определите объем озонированного кислорода, массовая доля озона в котором составляет 5%, необходимого для сжигания 1,68 л бутена (н.у.).

*Ответ*. 9,912 л.

**5.** 33,8 г пероксида бария обработали раствором серной кислоты, осадок отфильтровали и фильтрат (его оказалось 20 г) оставили на свету. Через некоторое время к 10 г фильтрата добавили раствор йодида калия, в результате выделилось 2,54 г йода. Определите, как изменилась концентрация вещества в фильтрате.

*Ответ*. Уменьшилась в 10 раз.

К а ч е с т в е н н ы е  з а д а ч и

**1.** Бесцветный газ А с резким запахом хорошо растворяется в воде. При взаимодействии водного раствора этого газа с цинком выделяется горючий газ В, который при пропускании над твердым веществом С черного цвета превращает его в простое вещество красного цвета. Идентифицируйте вещества, напишите уравнения реакций.

*Ответ*. Вещества: А – HCl; B – H2; С – CuO.

**2.** Твердое кристаллическое соединение, состоящее из одновалентного металла и одновалентного неметалла, энергично реагирует с водой и водными растворами кислот с выделением водорода. При взаимодействии с водой 2,4 г этого вещества выделился водород объемом 2630 мл (измерено при 37 °С и 98 кПа), а раствор приобрел щелочную реакцию. Определите состав вещества и напишите уравнения его реакций с водой, соляной кислотой и хлором.

*Ответ*. NaH.

**3.** Для качественного обнаружения озона газ пропускают через водный раствор йодида калия. Запишите уравнение этой реакции.

*Ответ*. 6KI + 3H2O + O3 = 6KOH + 3I2.

**4.** Простое неустойчивое газообразное вещество А превращается в другое простое вещество В, в атмосфере последнего сгорает металл С. Продуктом этой реакции является оксид, в котором металл находится в двух степенях окисления. Идентифицируйте вещества, напишите уравнения реакций.

*Ответ*. Вещества: А – O3; В – O2; С – Fe; оксид – F3O4.

**5.** Кристаллическое вещество А темно-фиолетового цвета при нагревании разлагается с образованием простого газообразного вещества В, в атмосфере которого сгорает простое вещество С, образуя бесцветный газ без запаха, входящий в небольших количествах в состав воздуха. Идентифицируйте вещества, напишите уравнения реакций.

*Ответ*. Вещества: А – KMnO4; В – O2; С – С.

***Алюминий и другие элементы IIIa подгруппы***

П л а н

1. Положение в таблице Д.И.Менделеева, строение атома.

2. Происхождение названий элементов подгруппы.

3. Нахождение алюминия в природе.

4. Физические свойства алюминия.

5. Химические свойства (на примере алюминия).

6. Важнейшие соединения алюминия: оксид, гидроксид.

7. Качественный реагент на алюминий.

8. Основные методы получения алюминия.

В главную подгруппу III группы периодической системы входят бор, алюминий, галлий, индий и таллий. Все эти элементы, кроме бора, проявляют металлические свойства. Бор является неметаллом, повторяя свойства кремния (правило диагонали). На внешнем энергетическом уровне атомы этих элементов содержат два *s*-электрона и один *р*-электрон. При движении вниз по подгруппе радиус атома увеличивается, энергия ионизации уменьшается, способность отдавать электроны увеличивается, восстановительная способность и металлические свойства усиливаются. В реакциях атомы элементов IIIа подгруппы являются восстановителями, за исключением бора, который проявляет неметаллические свойства и окислительно-восстановительную двойственность. Высшая степень окисления этих элементов в соединениях +3. Они образуют оксиды Э2О3 и гидроксиды Э(ОН)3, проявляющие амфотерные свойства. При движении вниз по подгруппе основные свойства оксидов и гидроксидов усиливаются, а кислотные свойства ослабляются.

Название бора произошло от латинского слова *borаx* (бура, белый металл) – по белому цвету минералов, содержащих бор. Алюминий получил свое название от латинского *alumen* – так назывались алюминиевые квасцы еще за 500 лет до н.э. Галлий назван от латинского *gallia* – в честь древнего названия Франции. Индий получил свое название по цвету спектральной линии (индиго – ярко-синяя краска). Таллий также обязан своим названием зеленому цвету спектральной линии (греческое*thallos* – молодая зеленая ветка).

Алюминий является самым распространенным металлом в п р и р о д е и третьим по распространенности среди всех элементов (после кислорода и кремния), алюмосиликаты составляют большую часть массы земной коры. Общее содержание алюминия в земной коре составляет 8,05%. В свободном виде не встречается. Важнейшие соединения: алюмосиликаты (Na2OF•Al2O3F•2SiO2 и K2OF•Al2O3F•2SiO2), бокситы (Al2O3F•*n*H2O), корунд (Al2O3), криолит (3NaF•AlF3).

Алюминий – серебристо-белый, легкий, пластичный металл, обладающий хорошей тепло- и электропроводностью. Температура плавления 660 °С. Природный алюминий состоит из одного изотопа.

Х и м и ч е с к и е  с в о й с т в а

Алюминий проявляет постоянную валентность, равную III, соответствующую возбужденному состоянию атома (Al\*):

http://him.1september.ru/2008/07/20-2.jpg

Алюминий весьма активный металл, но на воздухе он устойчив из-за тонкой, но очень прочной оксидной пленки, покрывающей поверхность. Очищенный от оксидной пленки, алюминий проявляет высокую реакционную способность.

Н2 (–) (гидрид алюминия получают косвенным путем).

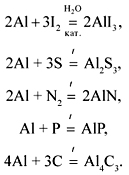
О2 (+):

4Al + 3O2http://him.1september.ru/2008/07/t-1.gif2Al2O3 + *Q*.

Металлы (+/–)[\*](http://him.1september.ru/2008/07/20.htm#1). Возможно образование интерметаллических соединений:

3Al + Ni http://him.1september.ru/2008/07/t-1.gif NiAl3.

Неметаллы (+):



Н2О (+):

2Al + 6H2O = 2Al(OH)3http://him.1september.ru/2008/07/svniz.gif + 3H2http://him.1september.ru/2008/07/sverh.gif.

Основные оксиды (+/–):

3CuO + 2Al http://him.1september.ru/2008/07/t-1.gif Al2O3 + 3Cu,

Na2O + Al http://him.1september.ru/2008/07/nerav.gif нет реакции.

Кислотные оксиды (–).

Основания (+/–):

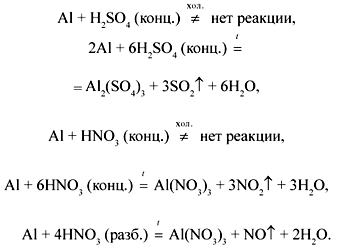
2Al + 2NaOH + 6H2O = 2Na[Al(OH)4] + 3H2http://him.1september.ru/2008/07/sverh.gif,

Al + NH4OH http://him.1september.ru/2008/07/nerav.gif нет реакции.

Кислоты-неокислители (+):

2Al + 6HCl = 2AlCl3 + 3H2http://him.1september.ru/2008/07/sverh.gif.

Кислоты-окислители (+/–):



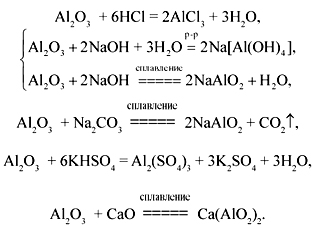
Соли (+/–):

2Al + 3CuSO4 = Al2(SO4)3 + 3Cu,

Al + CaCl2 http://him.1september.ru/2008/07/nerav.gif нет реакции.

В а ж н е й ш и е  с о е д и н е н и я  а л ю м и н и я

*Оксид алюминия* – белое тугоплавкое вещество (*t*пл = 2050 °С). В природе встречается в виде минерала корунда (корунд с примесью хрома – рубин, с примесью титана или железа – сапфир). Оксид алюминия не растворяется в воде и разбавленных растворах кислот и щелочей. Проявляет амфотерные свойства, взаимодействуя с более концентрированными кислотами и основаниями, а также с растворами карбонатов, имеющими щелочную реакцию, и с кислыми солями; при сплавлении с основными оксидами образует метаалюминаты, например:



Получить оксид алюминия можно прямым окислением алюминия или термическим разложением гидроксида или нитрата алюминия:

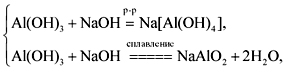
4Al + 3O2 http://him.1september.ru/2008/07/nerav.gif 2Al2O3,

2Al(OH)3 http://him.1september.ru/2008/07/nerav.gif Al2O3 + 3H2O,

4Al(NO3)3 http://him.1september.ru/2008/07/nerav.gif 2Al2O3 + 12NO2http://him.1september.ru/2008/07/sverh.gif + 3O2http://him.1september.ru/2008/07/sverh.gif.

*Гидроксид алюминия* – белое кристаллическое вещество, нерастворимое в воде. Проявляет амфотерные свойства, легко растворяясь как в кислотах, так и в щелочах. При высокой температуре разлагается на оксид алюминия и воду.

Al(OH)3 + 3HCl = AlCl3 + 3H2O,



2Al(OH)3 http://him.1september.ru/2008/07/nerav.gif Al2O3 + 3H2O.

Гидроксид алюминия можно получить обменной реакцией солей алюминия с гидроксидом аммония (щелочи для осаждения гидроксида алюминия не применяют из-за возможного образования растворимых комплексов) или в результате необратимого гидролиза некоторых солей алюминия, например:

AlCl3 + 3NH4OH = Al(OH)3http://him.1september.ru/2008/07/svniz.gif + 3NH4Cl,

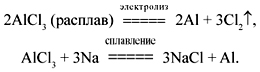
Al2S3 + 6HOH = 2Al(OH)3http://him.1september.ru/2008/07/svniz.gif + 3H2Shttp://him.1september.ru/2008/07/sverh.gif.

Аналитическим р е а г е н т о м на катион алюминия является *ализарин* – органический краситель, который при взаимодействии с алюминием образует комплексное соединение ярко-красного цвета.

Чистый алюминий п о л у ч а ю т электролизом оксида алюминия (боксита) в расплаве криолита (добавление криолита понижает температуру плавления боксита). Процесс сводится к разложению оксида алюминия электрическим током:

http://him.1september.ru/2008/07/22-3.jpg

Можно также получать алюминий электролизом расплавов его солей или сплавлением солей с металлическим натрием:



П р и м е н е н и е алюминия и его соединений в машиностроении, авиастроении, судостроении обусловлено легкостью металла и его сплавов и значительной коррозионной стойкостью. Алюминиевой посудой широко пользуются в быту.

***Тест по теме «Алюминий и другие элементы IIIa подгруппы»***  
(правильными могут быть один или несколько вариантов ответов)

**1.** Выберите варианты правильного соответствия между формулами и характером свойств веществ:

а) KOH, Al(OH)3 – основание, амфотерный гидроксид;

б) H2SO4, Be(OH)2 – кислота, амфотерный гидроксид;

в) Cu(OH)2, H2CrO4 – амфотерный гидроксид, кислота;

г) HMnO4, Ba(OH)2 – кислота, основание.

**2.** Гидроксид алюминия реагирует с каждым из веществ в группе:

а) соляная кислота, фосфат натрия, углекислый газ;

б) гидроксид бария, серный ангидрид, уксусная кислота;

в) серная кислота, диоксид кремния, негашеная известь;

г) серная кислота, азотная кислота, гидроксид натрия.

**3.** При повышении температуры с 20 до 60 °С скорость некоторой гомогенной реакции увеличилась в 81 раз. Температурный коэффициент скорости этой реакции равен:

а) 1,5; б) 2; в) 3; г) 4.

**4.** Одним из продуктов гидролиза сульфата алюминия является:

а) гидроксид алюминия;

б) серная кислота;

в) гидросульфат алюминия;

г) гидроксосульфат алюминия.

**5.** Некоторый элемент образует все три типа оксидов (основный, амфотерный и кислотный). Степень окисления этого элемента в амфотерном оксиде будет:

а) минимальной;

б) максимальной;

в) промежуточной между минимальной и максимальной;

г) для разных элементов по-разному.

**6.** При взаимодействии 2 моль гидроксида алюминия с раствором, содержащим 1 моль серной кислоты, образуется соль:

а) средняя;

б) кислая;

в) основная;

г) комплексная.

**7.** Домашняя хозяйка, хорошо знающая основы химии, не будет в алюминиевой кастрюле:

а) готовить кислые щи;

б) кипятить молоко;

в) мариновать мясо для шашлыка;

г) кипятить раствор соды.

**8.** Число анионов, образующих 102,6 г сульфата алюминия, составляет:

а) 1,806•1023;

б) 5,418•1023;

в) 3,612•1023;

г) 3.

**9.** 1710 г 3%-го раствора баритовой воды **максимально** могут поглотить объем углекислого газа (н.у.), равный (в л):

а) 224; б) 448; в) 6,72; г) 13,44.

**10.** Фенолфталеин изменит окраску в растворе соли:

а) хлорида натрия;

б) нитрита натрия;

в) хлорида алюминия;

г) сульфида калия.

***Ключ к тесту***

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 | 8 | 9 | 10 |
| а, б, г | б, г | в | а, б, г | в | в | а, в, г | б | г | б, г |

***Задачи на смеси*** *Задачи на смеси, не разделяемые в ходе химической реакции*

**1.** Имеется смесь сульфида меди(II) и сульфида железа(II). При добавлении к 9 г этой смеси избытка соляной кислоты выделилось 2,24 л газа. Определите состав смеси.

*Ответ.* В смеси 2,4 г CuS и 6,6 г FeS.

**2.** Определите состав смеси метанола и этанола (в % мас.), если известно, что при действии избытка металлического натрия на 11 г этой смеси выделилось 3,36 л водорода.

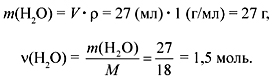
*Ответ*. В смеси 58,2% CH3OH и 41,8% C2H5OH.

**3.** Смесь ацетилена и водорода массой 27 г сожгли в кислороде. После охлаждения продуктов сгорания до комнатной температуры сконденсировалось 27 мл воды. Определите состав газовой смеси.

*Решение*

С2H2 + 2,5O2http://him.1september.ru/2008/07/t-1.gif 2CO2http://him.1september.ru/2008/07/sverh.gif + H2O, (1)

2H2 + O2http://him.1september.ru/2008/07/t-1.gif 2H2O. (2)



Пусть в уравнении (1): http://him.1september.ru/2008/07/nu.gif(C2H2) = *х* моль, тогда http://him.1september.ru/2008/07/nu.gif(H2O) = *х* моль;

в уравнении (2): http://him.1september.ru/2008/07/nu.gif(H2) = *y* моль, тогда http://him.1september.ru/2008/07/nu.gif(H2O) = *y* моль.

Составим систему уравнений:

http://him.1september.ru/2008/07/23-4.jpg

откуда

*x* = 1,

*y* = 0,5.

*m*(С2H2) = http://him.1september.ru/2008/07/nu.gif(С2H2)•*M*(С2H2) = 1F•26 = 26 г,

*m*(H2) = http://him.1september.ru/2008/07/nu.gif(H2)•*M*(H2) = 0,5F•2 = 1 г.

http://him.1september.ru/2008/07/o1.gif(С2H2) = 26/27 = 0,963, или 96,3%.

http://him.1september.ru/2008/07/o1.gif(H2) = 1/27 = 0,037, или 3,7%.

*Ответ*. В смеси 96,3% C2H2 и 3,7% H2.

**4.** При термическом разложении 8,06 г смеси перманганата калия и бертолетовой соли выделилось 1,568 л кислорода (н.у.). Определите состав исходной смеси.

*Ответ*. В смеси 3,16 г KMnO4 и 4,9 г KClO3.

**5.** При сливании раствора, содержащего 2,66 г смеси хлоридов калия и натрия, с избытком раствора нитрата серебра выпало 5,74 г осадка. Определите состав смеси хлоридов в массовых долях.

*Ответ*. В смеси 56% KCl и 44% NaCl.

**6.** Сплав содержит цинк и алюминий. При обработке некоторого количества этого сплава избытком соляной кислоты выделилось 0,224 л водорода (н.у.) и образовалось 1,25 г безводных солей. Определите состав сплава в массовых долях (при расчетах значения не округлять!).

*Ответ*. В сплаве 92,2% Zn и 7,8% Al.

**7.** К 3 г смеси медного купороса и глауберовой соли прилили избыток раствора хлорида бария. При этом выпало 2,33 г осадка. Определите массовые доли безводных солей в исходном растворе.

*Ответ.* 16% CuSO4 и 33,13% Na2SO4.

**8.** Смесь кальция и магния массой 44 г прореагировала с избытком брома. Масса образовавшихся солей составила 284 г. Какова масса каждого из металлов в исходной смеси?

*Ответ.*В смеси 20 г Ca и 24 г Mg.

**9.** При растворении 3 г сплава серебра и меди в разбавленной азотной кислоте получено 7,34 г смеси нитратов меди и серебра. Определите процентный состав исходного сплава.

*Ответ.* В сплаве 36% Ag и 64% Cu.

*Задачи на смеси, разделяемые в ходе химической реакции*

**1.** Смесь кальция и оксида кальция массой 3 г обработали водой, при этом выделилось 1,12 л газа. Определите состав исходной смеси.

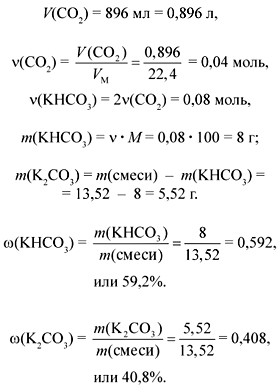
*Ответ*. В смеси 66,7% Ca и 33,3% CaO.

**2.** При нагревании 13,52 г смеси карбоната и гидрокарбоната калия образовалось 896 мл углекислого газа. Определите состав исходной смеси.

*Решение*

K2CO3 http://him.1september.ru/2008/07/nerav.gif нет реакции,

2KHCO3http://him.1september.ru/2008/07/t-1.gif K2CO3 + H2O + CO2http://him.1september.ru/2008/07/sverh.gif.



*Ответ.* В смеси 59,2% KHCO3 и 40,8% K2CO3.

**3.** 10 г смеси оксида алюминия и оксида марганца(IV) обработали концентрированной соляной кислотой, в результате чего выделилось 1,12 л газа. Определите состав исходной смеси оксидов.

*Ответ.* В смеси 56,5% Al2O3 и 43,5% MnO2.

**4.** При обработке 17,4 г смеси меди, железа и алюминия избытком концентрированной азотной кислоты выделилось 4,48 л газа, а при действии на ту же смесь избытка хлороводородной кислоты – 8,96 л газа (н.у.). Определите состав исходной смеси.

*Ответ.* В смеси 36,8% Cu, 32,2% Fe, 31% Al.

**5.** На смесь кремния, алюминия и оксида магния массой 4 г подействовали избытком раствора соляной кислоты. При этом выделилось 1,344 л (н.у.) газа, а масса нерастворившегося остатка составила 2 г. Определите состав исходной смеси.

*Ответ*. В смеси 50% Si, 27% Al, 23% MgO.

**6.** 20 г смеси железа, алюминия и меди обработали избытком соляной кислоты. При этом выделилось 5,6 л газа (н.у.) и не растворилось 9 г вещества. Определите состав исходной смеси металлов.

*Ответ*. В смеси 48% Fe, 7% Al, 45% Cu.

**7.** Имеется смесь твердых солей: сульфата, карбоната и нитрата натрия. При добавлении к 5,6 г смеси избытка хлороводородной кислоты выделилось 0,224 л газа (н.у.), а при обработке такого же количества смеси избытком раствора хлорида бария выпало 4,66 г осадка. Определите состав исходной смеси солей.

*Ответ.* В  смеси 29,3% Na2SO4, 18,9% Na2CO3, 51,8% NaNO3.

**8.** 2 г смеси хлорида и йодида калия растворили в воде. Через раствор пропустили хлор в избытке, после чего раствор выпарили, а остаток прокалили. Масса прокаленного остатка оказалась равна 1,78 г. Определите состав исходной смеси солей.

*Ответ.* В смеси 80% KCl и 20% KI.

**9.** При взаимодействии избытка соляной кислоты со смесью кальция, оксида кальция и карбоната кальция выделилось 8,96 л газообразных веществ (н.у.). После полного сжигания газовой смеси и приведения продуктов к нормальным условиям объем газа стал равным 5,6 л. Определите состав исходной смеси, если известно, что при прокаливании такой же навески смеси в присутствии кислорода масса оксида кальция возрастает до 100 г.

*Ответ*. В смеси 5,5% Ca, 71,5% CaO и 23% CaCO3.

**10.** Определите состав смеси сульфида железа(II) и сульфида алюминия(III), если при обработке 238 г этой смеси водой выделилось 67,2 л газа.

*Ответ*. В смеси 63% Al2S3 и 37% FeS.

***Металлы IIa подгруппы. Жесткость воды***

***Металлы IIа подгруппы***

П л а н

1. Положение в таблице Д.И.Менделеева, строение атома.

2. Происхождение названия.

3. Физические свойства.

4. Химические свойства.

5. Важнейшие соединения: оксиды, гидроксиды, соли.

6. Качественные реакции.

7. Нахождение в природе.

8. Основные методы получения.

В состав IIа подгруппы периодической системы входят бериллий, магний, щелочно-земельные металлы – кальций, стронций, барий, а также радий – радиоактивный элемент, не имеющий стабильных изотопов. Бериллий по своим свойствам похож на алюминий, а магний – на литий (проявление диагонального сходства). Свое название щелочно-земельные металлы получили потому, что их гидроксиды обладают щелочными свойствами, а оксиды по тугоплавкости похожи на оксиды тяжелых металлов, которые раньше называли «землями». На внешнем уровне атомы элементов IIа подгруппы содержат два валентных *s*-электрона; вниз по подгруппе увеличивается радиус атома, уменьшается энергия ионизации, что приводит к усилению металлических свойств и восстановительной активности металлов.

Металлы IIa подгруппы проявляют в соединениях валентность II и степень окисления +2; они легко отдают два валентных электрона, превращаясь в катион M+2. Преобладающий тип связи в соединениях – ионная, хотя для соединений бериллия и некоторых соединений магния характерен ковалентный полярный тип связи, что объясняется сравнительно высокой электроотрицательностью этих металлов.

Бериллий получил свое название от греч. *beryllos* (по зеленой окраске минерала изумруд, в состав которого входит бериллий). Название магния образовано от названия минерала гидромагнезит, содержащего этот металл и найденного греками около г. Магнезия в Малой Азии (ныне г. Манис в Турции). Кальций в переводе с латинского означает камень, известняк. Стронций получил свое название в честь деревни Строншиан в шотландском графстве Аргайлл, где впервые был обнаружен минерал стронцианит, содержащий этот металл. Название бария произошло от греческого слова *barys* (тяжелый) благодаря большой плотности минерала барита (BaSO4). Название радия связано с его радиоактивностью и происходит от латинского слова *radius* (луч).

Металлы IIа подгруппы имеют серебристо-белый цвет, они хорошие проводники тепла и электричества; их температуры плавления и плотности выше, чем у щелочных металлов. Металлы IIа подгруппы тверже и тяжелее, чем щелочные (самый мягкий из них – барий – по твердости близок к свинцу). Однако у всех этих металлов, кроме радия, плотность менее 5 г/см3, поэтому они считаются легкими.

Х и м и ч е с к и е  с в о й с т в а

Металлы IIа подгруппы являются активными металлами и сильными восстановителями.

*Уравнения реакций*

H2(+/–):[\*](http://him.1september.ru/2008/02/5.htm#1)

http://him.1september.ru/2008/02/5-2.jpg

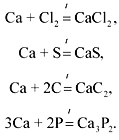
Be + H2 http://him.1september.ru/2008/02/nerav.gif нет реакции.

O2(+):

http://him.1september.ru/2008/02/5-3.jpg

Металлы (–).

Неметаллы (+):



H2O (+/–):

Ca + 2H2O = Ca(OH)2 + H2http://him.1september.ru/2008/02/sverh.gif,

http://him.1september.ru/2008/02/6-2.jpg

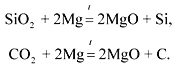
Be + H2O http://him.1september.ru/2008/02/nerav.gif нет реакции.

Основные оксиды (–/+):

CuO + Ca http://him.1september.ru/2008/02/nerav.gif нет реакции,

http://him.1september.ru/2008/02/6-3.jpg

Кислотные оксиды (–/+):



Основания (–/+):

Ca + NaOH http://him.1september.ru/2008/02/nerav.gif нет реакции,

Be + 2NaOH + 2H2O = Na2[Be(OH)4] + H2http://him.1september.ru/2008/02/sverh.gif.

Кислоты-неокислители (+):

Mg + 2HCl = MgCl2+ H2http://him.1september.ru/2008/02/sverh.gif.

Кислоты-окислители (+/–):

4Mg + 10HNO3 (конц.) = 4Mg(NO3)2+ N2Ohttp://him.1september.ru/2008/02/sverh.gif + 5H2O,

4Mg + 10HNO3 (оч. разб.) = 4Mg(NO3)2+ NH4NO3+ 3H2O,

4Mg + 9HNO3 (разб.) = 4Mg(NO3)2+ NH3http://him.1september.ru/2008/02/sverh.gif + 3H2O,

4Mg + 5H2SO4 (конц.) = 4MgSO4+ H2Shttp://him.1september.ru/2008/02/sverh.gif + 4H2O,

http://him.1september.ru/2008/02/6-1.gif

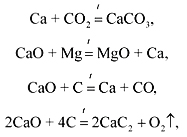
Соли (+/–):

Mg + CuCl2 = Cu + MgCl2,

Mg + NaCl http://him.1september.ru/2008/02/nerav.gif нет реакции.

В а ж н е й ш и е  с о е д и н е н и я

Оксиды – белые тугоплавкие вещества ионного (кроме ВеО) строения, обладают основными свойствами (ВеО – амфотерными), реагируют с кислотами, кислотными оксидами, некоторыми металлами и неметаллами, водой (оксиды Be и Mg не взаимодействуют с водой на холоде, но взаимодействуют с водяным паром):

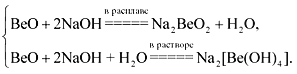
CaO + 2HCl = CaCl2 + H2O,  


CaO + H2O = Ca(OH)2,

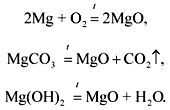
MgO + H2O (пар) = Mg(OH)2.

Оксид бериллия обладает амфотерными свойствами:

BeO + 2HCl = BeCl2 + H2O,



Получают оксиды окислением металлов или (чаще) термическим разложением карбонатов и гидроксидов:



*Гидроксиды* – белые порошкообразные вещества с ионным типом связи (кроме гидроксида бериллия), плохо растворимые в воде (кроме гидроксида бария), проявляют основные свойства (гидроксид бериллия амфотерен). При нагревании они разлагаются, взаимодействуют с кислотами, кислотными оксидами, солями:

http://him.1september.ru/2008/02/7-3.jpg

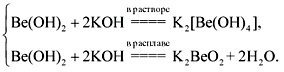
Ca(OH)2 + 2HCl = CaCl2 + 2H2O,

Ca(OH)2 + CO2 = CaCO3http://him.1september.ru/2008/02/svniz.gif + H2O,

Ca(OH)2 + CuCl2 = Cu(OH)2http://him.1september.ru/2008/02/svniz.gif + CaCl2.

Гидроксид бериллия проявляет амфотерные свойства:

Be(OН)2 + 2HCl = BaCl2 + 2H2O,



Гидроксиды магния и бериллия получают обменной реакцией соли со щелочью:

MgCl2 + 2NaOH = Mg(OH)2http://him.1september.ru/2008/02/svniz.gif + 2NaCl.

Гидроксиды щелочно-земельных металлов получают растворением соответствующего оксида в воде:

CaO + H2O = Ca(OH)2.

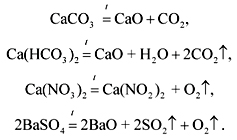
Кроме того, для получения гидроксидов элементов IIа подгруппы можно использовать реакции гидролиза гидридов, карбидов и других бинарных соединений соответствующего элемента:

CaH2 + 2HOH = Ca(OH)2 + 2H2http://him.1september.ru/2008/02/sverh.gif,

CaC2 + 2HOH = Ca(OH)2 + C2H2http://him.1september.ru/2008/02/sverh.gif.

*Соли* – хлориды, бромиды и нитраты хорошо растворимы в воде. Соли, образованные слабой кислотой, имеют щелочную реакцию среды вследствие гидролиза; соли, образованные сильной кислотой, не гидролизуются. Некоторые соли щелочно-земельных металлов разлагаются при нагревании, например:

Ca(HCO3)2 + HOH = Ca(OH)2 + H2O + 2CO2http://him.1september.ru/2008/02/sverh.gif,

CaCl2 + HOH http://him.1september.ru/2008/02/nerav.gif не гидролизуется,  


К а ч е с т в е н н ы е  р е а к ц и и  н а  и о н ы  м е т а л л о в  
II а  п о д г р у п п ы

Наличие иона магния можно определить с помощью гидроксид-иона или карбонат-иона:

Mg2+ + 2OH– http://him.1september.ru/2008/02/strpr.gif Mg(OH)2http://him.1september.ru/2008/02/svniz.gif,

Mg2+ + http://him.1september.ru/2008/02/co23.gif http://him.1september.ru/2008/02/strpr.gif MgCO3http://him.1september.ru/2008/02/svniz.gif.

Наличие иона кальция можно определить с помощью карбонат-иона или по изменению окраски пламени на темно-оранжевую:

Ca2+ + http://him.1september.ru/2008/02/co23.gif http://him.1september.ru/2008/02/strpr.gif CaCO3http://him.1september.ru/2008/02/svniz.gif.

Наличие иона стронция можно определить по изменению окраски пламени на красно-малиновую.

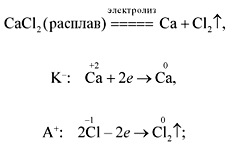
Наличие иона бария можно определить с помощью сульфат-иона или по изменению окраски пламени на зеленую:

Ba2+ + http://him.1september.ru/2008/02/so24.jpg http://him.1september.ru/2008/02/strpr.gif BaSO4http://him.1september.ru/2008/02/svniz.gif.

В природе металлы IIа подгруппы встречаются только в виде соединений, важнейшими из которых являются: доломит (CaCO3•MgCO3), магнезит (MgCO3), гипс (CaSO4•2H2O), барит (BaSO4), мел, мрамор, известняк (CaCO3), фосфорит (Ca3(PO4)2), стронцианит (SrCO3).

П о л у ч е н и е

Чистые металлы получают электролизом расплавов солей:



восстановлением из оксидов:

http://him.1september.ru/2008/02/8-2.jpg

Стронций и барий получают чаще всего алюмотермией:

http://him.1september.ru/2008/02/8-3.jpg

Эти соединения надо з а п о м н и т ь: негашеная известь – CaO, гашеная известь – Ca(OH)2, известковая вода – Ca(OH)2 (насыщ. р-р), баритова вода – Ba(OH)2, мел, мрамор, известняк –   
CaCO3, горькая (английская) соль – MgSO4•7H2O, гипс CaSO4•2H2O.

***Жесткость воды и способы ее устранения***

П л а н

1. Жесткость воды.

2. Временная (карбонатная) жесткость и способы ее устранения.

3. Постоянная жесткость. Известково-содовый и катионитный способ устранения постоянной жесткости.

4. Количественное выражение общей жесткости.

5. Характеристика воды по степени жесткости.

6. Свойства жесткой воды.

*Жесткость воды – это совокупность свойств, обусловленных содержанием в воде катионов кальция и магния.* Анионами растворимых солей кальция и магния могут быть гидрокарбонат-ионы, сульфат-ионы и хлорид-ионы. Различают временную (карбонатную) и постоянную жесткость.

*Временная жесткость* обусловлена содержанием в воде гидрокарбонатов кальция и магния. Временная жесткость легко устраняется кипячением:

http://him.1september.ru/2008/02/8-4.jpg

*Постоянная жесткость*обусловлена наличием в воде сульфатов, хлоридов и других солей кальция и магния. Постоянную жесткость можно устранить, используя следующие способы.

а) *Известково-содовый способ* – к воде добавляют смесь гашеной извести и соды. При этом временная жесткость воды устраняется гашеной известью, а постоянная – содой:

Ca(HCO3)2 + Ca(OH)2 = 2CaCO3http://him.1september.ru/2008/02/svniz.gif + 2H2O,

CaCl2 + Na2CO3 = CaCO3http://him.1september.ru/2008/02/svniz.gif + 2NaCl.

б) *Катионитный способ* – воду пропускают через колонку, заполненную катионитом (катиониты – твердые вещества, содержащие в своем составе подвижные катионы, способные обмениваться на ионы внешней среды) Na2R, где R – анион. На катионите задерживаются ионы кальция и магния, а в раствор переходят ионы натрия, в результате чего жесткость воды уменьшается:

Na2R + Ca2+http://him.1september.ru/2008/02/strpr.gif CaR + 2Na+,

Na2R + Mg2+http://him.1september.ru/2008/02/strpr.gif MgR + 2Na+.

Через определенное время катионит необходимо регенерировать, т.е. восстановить первоначальные свойства. Для этого через катионообменные колонки пропускают насыщенный раствор поваренной соли, при этом происходят обратные процессы:

CaR + 2NaCl http://him.1september.ru/2008/02/strpr.gif Na2R + CaCl2,

MgR + 2NaCl http://him.1september.ru/2008/02/strpr.gif Na2R + MgCl2.

После такой промывки катионит снова можно использовать для умягчения воды.

Сумма временной и постоянной жесткости составляет общую жесткость воды, которая количественно выражается числом ммоль эквивалентов ионов кальция и магния, содержащихся  
в 1 л воды (таблица).

http://him.1september.ru/2008/02/9-3.jpg

*Таблица*

**Характеристика воды по степени жесткости**

|  |  |
| --- | --- |
| **Характеристика воды  по жесткости** | **Общая жесткость, ммоль экв/л** |
| Очень мягкая вода | Не более 1,5 |
| Мягкая вода | От 1,5 до 4 |
| Вода средней жесткости | От 4 до 8 |
| Жесткая вода | От 8 до 12 |
| Очень жесткая вода | Свыше 12 |

В жесткой воде плохо развариваются продукты, т.к. катионы кальция образуют нерастворимые соединения, взаимодействуя с белками пищи; плохо завариваются чай, кофе; плохо мылится мыло из-за присутствия мало растворимых в воде стеаратов кальция и магния. Постоянное употребление жесткой воды может привести к отложению солей в организме человека.

***Тест по теме «Металлы   
IIа подгруппы. Жесткость воды»***

**1.** Соединение Ca(OH)2 называют:

а) известняком;

б) хлорной известью;

в) гашеной известью;

г) негашеной известью.

**2.** Какие из перечисленных веществ при взаимодействии с водой образуют раствор, в котором лакмус имеет синюю окраску?

а) Гидроксид кальция; б) оксид фосфора(V);

в) карбонат калия; г) барий.

**3.** В образце известняка содержится 4,8 г атомов кислорода. Количество вещества (в моль) известняка составляет:

а) 3; б) 0,3; в) 0,9; г) 0,1.

**4.** На смесь оксида и пероксида бария подействовали избытком серной кислоты. После отделения осадка было получено 300 мл раствора, к пробе которого объемом 3 мл по каплям добавляли раствор перманганата калия до прекращения выделения кислорода. Объем кислорода составил  
67,2 мл. Молярная концентрация (в моль/л) полученного раствора пероксида водорода равна:

а) 1; б) 100; в) 0,01; г) 0,03.

**5.** Временная жесткость воды обусловлена наличием ионов:

а) Ca2+;б) http://him.1september.ru/2008/02/so24.jpgв) http://him.1september.ru/2008/02/hco3.gifг) Mg2+.

**6.** Сумма всех коэффициентов в реакции взаимодействия кальция с избытком разбавленной азотной кислоты равна:

а) 42; б) 21; в) 5; г) 22.

**7.** Расположите данные химические элементы в порядке возрастания энергии ионизации:

а) бериллий; б) кальций;

в) калий; г) алюминий.

**8.** Индивидуальным веществом является:

а) негашеная известь; б) баритова вода;

в) стекло; г) гидроксид кальция.

**9.** Общую жесткость воды можно устранить:

а) кипячением;

б) известково-содовым способом;

в) катионитным способом;

г) декантацией.

**10.** Исключите «лишний» элемент в ряду:

а) магний; б) кальций;

в) стронций; г) барий.

*Ключ к тесту*

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 | 8 | 9 | 10 |
| в | а, в, г | г | а | а, в, г | б | г, а, б, в | а, г | б, в | а |

***Задачи и упражнения на металлы IIа подгруппы***

*Цепочки превращений*

**1.** Карбонат кальция http://him.1september.ru/2008/02/strpr.gif оксид кальция http://him.1september.ru/2008/02/strpr.gif гидроксид кальция http://him.1september.ru/2008/02/strpr.gif карбонат кальция http://him.1september.ru/2008/02/strpr.gif нитрат кальция.

**2.** Магний http://him.1september.ru/2008/02/strpr.gif сульфат магния http://him.1september.ru/2008/02/strpr.gif нитрат магния http://him.1september.ru/2008/02/strpr.gif оксид магния http://him.1september.ru/2008/02/strpr.gif ацетат магния.

**3.** Хлорид кальция http://him.1september.ru/2008/02/strpr.gif сульфат кальция http://him.1september.ru/2008/02/strpr.gif сульфид кальция http://him.1september.ru/2008/02/strpr.gif сульфат кальция http://him.1september.ru/2008/02/strpr.gif гидроксид кальция http://him.1september.ru/2008/02/strpr.gif оксид кальция http://him.1september.ru/2008/02/strpr.gif гидрокарбонат кальция.

**4.** Магний http://him.1september.ru/2008/02/strpr.gif оксид магния http://him.1september.ru/2008/02/strpr.gif гидроксид магния http://him.1september.ru/2008/02/strpr.gif хлорид магния http://him.1september.ru/2008/02/strpr.gif гидроксокарбонат магния http://him.1september.ru/2008/02/strpr.gifсульфат магния http://him.1september.ru/2008/02/strpr.gif гидроксид магния.

**5.** Сульфид магния http://him.1september.ru/2008/02/strpr.gif оксид магния http://him.1september.ru/2008/02/strpr.gif … http://him.1september.ru/2008/02/strpr.gif гидроксид магния http://him.1september.ru/2008/02/strpr.gif … http://him.1september.ru/2008/02/strpr.gif нитрат магния.

**6.** Кальций http://him.1september.ru/2008/02/strpr.gif гидроксид кальция http://him.1september.ru/2008/02/strpr.gif карбонат кальция http://him.1september.ru/2008/02/strpr.gif оксид кальция http://him.1september.ru/2008/02/strpr.gif карбид кальция http://him.1september.ru/2008/02/strpr.gif  
гидроксид кальция http://him.1september.ru/2008/02/strpr.gif гидрокарбонат кальция.

*Расчетные задачи*

У р о в е н ь  А

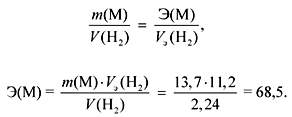
**1.** При взаимодействии 13,7 г металла с водой выделяется 2,24 л газа (н. у.). Определите металл. Какой осадок и в каком количестве образуется, если к полученному раствору прибавить избыток сульфата натрия?

|  |  |
| --- | --- |
| *Дано:*  *m*(M) = 13,7 г,  *V* = 2,24 л. | Найти:  *Ar*(M);  *m*. |

*Решение*

Газ (H2) выделяется при взаимодействии M Ia и IIa подгрупп с водой.

По закону эквивалентов:



Если М Ia подгруппы, то

*Ar*(M) = Э•валентность = 68,5 (нет такого металла).

Если М IIa подгруппы, то

*Ar*(M) = Э•валентность = 137 (Ba).

Ba + 2H2O = Ba(OH)2 + H2http://him.1september.ru/2008/02/sverh.gif,

Ba(OH)2 + Na2SO4= BaSO4http://him.1september.ru/2008/02/svniz.gif + 2NaOH,

http://him.1september.ru/2008/02/nu.gif(BaSO4) = http://him.1september.ru/2008/02/nu.gif(Ba(OH)2) = http://him.1september.ru/2008/02/nu.gif(Ba) = http://him.1september.ru/2008/02/10-2.jpg = 0,1 моль,

*m*(BaSO4) = http://him.1september.ru/2008/02/nu.gif•*M*= 0,1•233 = 23,3 г.

*Ответ*. Металл – Ba; *m*(BaSO4) = 23,3 г.

**2.** Какой объем 0,5М раствора гидроксида кальция необходимо добавить к 81 г 10%-го раствора (плотность 1 г/см3) гидрокарбоната кальция для полноты образования осадка? Определите массу осадка.

*Ответ*. 100 мл Ca(OH)2, 10 г СaCO3.

**3.** На раствор, содержащий 23,3 г смеси сульфата и хромата калия, подействовали избытком хлорида бария. Осадок отфильтровали, промыли, а затем к нему добавили избыток соляной кислоты. Часть осадка растворилась, оставшуюся часть отфильтровали, промыли и просушили. Масса осадка после просушивания составила 23,3 г. Определите состав исходной смеси.

*Ответ*. 17,4 г K2SO4 и 5,9 г K2CrO4.

**4.** Имеется смесь кальция, оксида кальция и карбида кальция с молярным соотношением компонентов 1:3:4 (в порядке перечисления). Какой объем воды может вступить в химическое взаимодействие с 35 г такой смеси?

*Ответ*. 17,568 мл.

**5.** Растворимость гидроксида стронция в воде при 100 °С равна 28 г, а при 25 °С – 1 г на 100 г воды. 200 г раствора гидроксида стронция, насыщенного при 100 °С, охладили до 25 °С. Найдите массу октагидрата гидроксида стронция, выпавшего в осадок при охлаждении раствора.

*Ответ*. 93,08 г Sr(OH)2•8H2O.

У р о в е н ь  Б

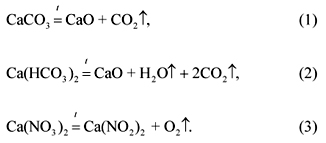
**1.** Некоторую массу кристаллогидрата карбоната магния прокаливали до прекращения выделения газов. Последние были пропущены через промывные склянки с концентрированной серной кислотой и известковой водой. Масса первой склянки увеличилась на 1,8 г, а во второй выпало 2 г осадка. Определите состав исходного кристаллогидрата и его массу.

*Ответ*. Пентагидрат MgCO3•5H2O; 3,48 г.

**2.** Молярное соотношение карбоната, гидрокарбоната и нитрата кальция в смеси массой 100 г равно 1:2:3 (в порядке перечисления). Какой объем при 1200 °С и нормальном давлении займут газообразные продукты разложения этой смеси?

*Решение*

Уравнения реакций разложения компонентов смеси:



По условию задачи:

http://him.1september.ru/2008/02/nu.gif(CaCO3) : http://him.1september.ru/2008/02/nu.gif(Ca(HCO3)2) : http://him.1september.ru/2008/02/nu.gif(Ca(NO3)2) = 1 : 2 : 3.

Пусть http://him.1september.ru/2008/02/nu.gif(CaCO3) = *x* моль.

Тогда http://him.1september.ru/2008/02/nu.gif(Ca(HCO3)2) = 2*x*;

http://him.1september.ru/2008/02/nu.gif(Ca(NO3)2) = 3*x*;

100*х* + 162•2*х +*164•3*х =*100,

*х*http://him.1september.ru/2008/02/rav.gif 0,109 моль.

При *р* = 101,3 кПа и *t* = 1200 °C в газообразном состоянии выделяется:

СО2 по уравнению (1):

http://him.1september.ru/2008/02/nu.gif1(CO2) = http://him.1september.ru/2008/02/nu.gif(CaCO3) = *x* = 0,109 моль;

H2O, СО2 по уравнению (2):

http://him.1september.ru/2008/02/nu.gif2(H2O) = http://him.1september.ru/2008/02/nu.gif(Ca(HCO3)2) = 2*x* = 0,218 моль,

http://him.1september.ru/2008/02/nu.gif2(CO2) = 2http://him.1september.ru/2008/02/nu.gif(Ca(HCO3)2) = 4*x* = 0,436 моль;

О2 по уравнению (3):

http://him.1september.ru/2008/02/nu.gif3(O2) = http://him.1september.ru/2008/02/nu.gif(Ca(NO3)2) = 3*x* = 0,327 моль.

Суммарное количество молей газообразных продуктов разложения:

http://him.1september.ru/2008/02/nu.gif = 0,109 + 0,218 + 0,436 + 0,327 = 1,09 моль (н.у.).

Из уравнения состояния идеальных газов находим объем:

*pV* = http://him.1september.ru/2008/02/nu.gif*RT*,

http://him.1september.ru/2008/02/11-2.jpg

*Ответ*. *V* = 131,8 л.

**3.** Смесь равных количеств гидроксида и карбоната двухвалентного металла прокалили. Масса твердого остатка оказалась меньше массы исходной смеси в 1,775 раза. К этому остатку добавили в 10 раз большую массу 5%-го раствора серной кислоты. Рассчитайте массовые доли веществ в образовавшемся растворе.

*Ответ*. 6% MgSO4.

**4.** При обработке водой смеси гидрида и нитрида двухвалентного металла с равными массовыми долями образовалась газовая смесь с плотностью по водороду 2,658. Установите металл, входящий в состав соединений (при расчетах цифры не округлять!).

*Ответ*. Кальций.

**5.** Магниевую пластинку массой 16 г опустили в 16%-й раствор сульфата меди(II) массой 350 г. Когда пластинку извлекли, массовые доли содержащихся в растворе солей оказались одинаковыми. Во сколько раз увеличилась масса пластинки?

*Ответ.* В 4,5 раза.

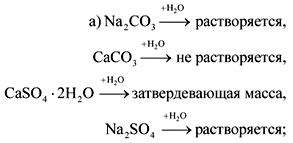
*Качественные задачи*

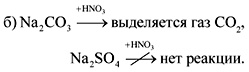
**1.** С какими из данных веществ будет взаимодействовать гидроксид магния: соляная кислота, азотная кислота, углекислый газ, хлорид натрия, гидроксид бария, серная кислота, оксид меди(II)?

*Ответ*. HCl, HNO3, H2SO4.

**2.** В склянках без этикеток находятся сода, мел, гипс и сульфат натрия. Как с помощью воды и азотной кислоты можно распознать эти вещества?

*Ответ*.





**3.** Вещество А – легкий, довольно твердый серебристо-белый металл. При взаимодействии вещества А с В, являющимся простым газообразным веществом, образуется соединение С, растворимое в воде с образованием щелочного раствора. При обработке вещества С серной кислотой образуется соль, кристаллогидрат которой применяется в медицине для наложения фиксирующих повязок при переломах. Приведите уравнения реакций.

*Ответ*. А – Ca; B – H2; С – CaH2;  
кристаллогидрат – CaSO4•2H2O.

**4.** Вещество А – оксид, растворимый в воде с образованием щелочного раствора. Соединение В, находящееся в таком растворе, реагирует с газом С, не имеющим запаха, с образованием белого осадка, который постепенно растворяется по мере дальнейшего пропускания газа С. Приведите уравнения реакций, идентифицируйте вещества.

*Ответ*. А – CaO, BaO; B – Ca(OH)2, Ba(OH)2; С – CO2.

**5.** Вещество А, входящее в состав одного из самых распространенных в земной коре минералов, разлагается при высокой температуре на два оксида, один из которых В всегда образуется в процессе жизнедеятельности. При взаимодействии вещества В с графитом при нагревании получается токсичный для теплокровных животных газ С, без цвета и запаха, горючий. Приведите уравнения реакций, идентифицируйте вещества.

*Ответ*. А – CaСO3; B – CO2; С – CO.

***Щелочные металлы***

П л а н

1. Положение в таблице Д.И.Менделеева, строение атома.

2. Краткая история открытия и происхождение названия.

3. Физические свойства.

4. Химические свойства.

5. Важнейшие соединения: оксиды, пероксиды, гидроксиды, соли.

6. Качественные реакции на катионы щелочных металлов.

7. Нахождение в природе.

8. Основные методы получения.

П о л о ж е н и е  в  т а б л и ц е  Д. И. М е н д е л е е в а,  
с т р о е н и е  а т о м а

К щелочным металлам относят элементы Ia группы периодической системы Д.И.Менделеева: литий, натрий, калий, рубидий, цезий, франций. Свое название эти металлы получили потому, что при взаимодействии с водой они и их оксиды образуют щелочи. Щелочные металлы относятся к *s*-элементам и имеют один валентный электрон на внешнем уровне (*ns*1). Сверху вниз в подгруппе радиус атома увеличивается, энергия ионизации уменьшается, способность отдавать валентный электрон увеличивается, поэтому восстановительная способность также увеличивается. Самым активным из щелочных металлов является франций (радиоактивен). Все щелочные металлы хранят под слоем керосина или минерального масла из-за их высокой реакционной способности. В соединениях щелочные металлы всегда проявляют степень окисления +1, преобладающий тип связи – ионная.

К р а т к а я  и с т о р и я  о т к р ы т и я   
и  п р о и с х о ж д е н и е  н а з в а н и я

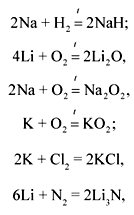
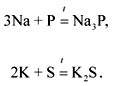
Название лития произошло от греческого слова «камень», поскольку впервые он был обнаружен в виде гидроксида в составе минерала (камня). Название натрия происходит от древнеегипетского «натрон», так называли любую щелочь. Название калия происходит от арабского названия щелочей – «алкали», ранее калий называли «поташ», но это название не прижилось. Рубидий получил свое название из-за цвета спектральных линий (лат. «рубидус» – красный). Цезий также обязан своим названием цвету линии спектра – латинским словом «цезиус» (голубой, светло-серый) в древности обозначали голубизну ясного неба. Франций был назван французской исследовательницей М.Перей, открывшей этот элемент, в честь ее родины.

Ф и з и ч е с к и е  с в о й с т в а

Все щелочные металлы – мягкие серебристые вещества с характерным блеском на свежесрезанной поверхности. Они имеют низкие температуры плавления и кипения, хорошо проводят тепло и электрический ток. Литий, натрий и калий легче воды. Сверху вниз по подгруппе плотность металлов увеличивается, а температуры плавления уменьшаются.

Х и м и ч е с к и е  с в о й с т в а

Все щелочные металлы отличаются высокой реакционной способностью. Они реагируют с водородом, кислородом и другими неметаллами:

Щелочные металлы реагируют с водой, образуя щелочи:

2Na + 2H2O = 2NaOH + H2http://him.1september.ru/2007/21/sverh.gif.

Натрий и другие щелочные металлы вытесняют водород из кислот-неокислителей:

2Na + 2HCl = 2NaCl + H2http://him.1september.ru/2007/21/sverh.gif.

C кислотами-окислителями образуются другие продукты восстановления:

8Na + 5H2SO4 (конц.) = 4Na2SO4 + H2Shttp://him.1september.ru/2007/21/sverh.gif + 4H2O,

8Na + 10HNO3 (конц.) = 8NaNO3 + N2Ohttp://him.1september.ru/2007/21/sverh.gif + 5H2O,

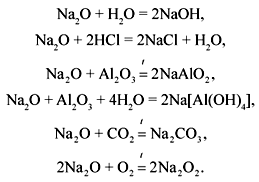
8Na + 9HNO3 (разб.) = 8NaNO3 + NH3http://him.1september.ru/2007/21/sverh.gif + 3H2O,

8Na + 10HNO3 (оч. разб.) = 8NaNO3 + NH4NO3 + 3H2O.

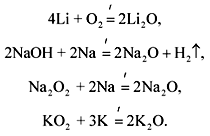
Металлический натрий вытесняет калий из расплава KCl при 450 °С:

KCl + Na = NaCl + K.

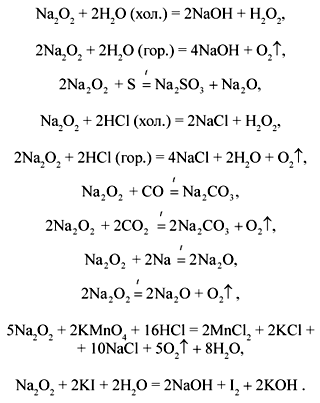
О к с и д ы  щ е л о ч н ы х  м е т а л л о в – твердые вещества белого (оксиды лития и натрия), желтого (оксиды калия и рубидия) и оранжевого (оксид цезия) цвета. Они обладают ярко выраженными осн**о**вными свойствами. Эти оксиды реагируют с водой, кислотами, амфотерными и кислотными оксидами, кислородом:



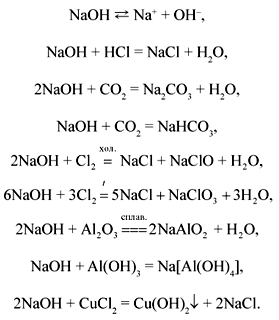
Оксид лития получают прямым взаимодействием простых веществ, остальные оксиды получают другими способами – при нагревании смеси гидроксида, пероксида и надпероксида с избытком соответствующего металла в отсутствие кислорода, например:



П е р о к с и д ы  щ е л о ч н ы х  м е т а л л о в – желтовато-белые порошки. Они реагируют с водой, неметаллами, кислотами, угарным и углекислым газами. В ОВР пероксиды проявляют окислительно-восстановительную двойственность, например:



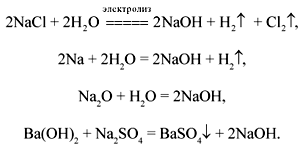
Г и д р о к с и д ы  щ е л о ч н ы х  м е т а л л о в – твердые белые вещества, хорошо растворимые в воде. Щелочи проявляют ярко выраженные осн**о**вные свойства. При движении вниз по подгруппе от Li к Fr растворимость в воде их щелочей и сила оснований увеличиваются. Эти гидроксиды являются сильными электролитами, реагируют с кислотами, кислотными оксидами, некоторыми неметаллами, амфотерными оксидами и гидроксидами, солями:



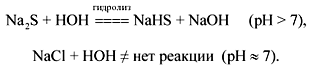
Все гидроксиды щелочных металлов, кроме гидроксида лития, термически устойчивы. Гидроксид лития при прокаливании разлагается на оксид и воду:

http://him.1september.ru/2007/21/16-2.gif

Гидроксиды щелочных металлов можно получить электролизом водных растворов хлоридов, взаимодействием металла или его оксида с водой или некоторыми обменными реакциями:



Большинство с о л е й  щ е л о ч н ы х  м е т а л л о в хорошо растворимы в воде, исключение составляют некоторые соли лития. Растворы солей щелочных металлов, образованных слабыми кислотами, имеют щелочную реакцию среды вследствие гидролиза. Cоли, образованные сильными кислотами, не гидролизуются, например:



Соли и другие соединения щелочных металлов изменяют окраску пламени, что используется в химическом анализе. Ионы лития окрашивают пламя в карминово-красный цвет, ионы калия – в фиолетовый, ионы натрия – в желтый, ионы рубидия – в беловато-розовый, ионы цезия – в фиолетово-красный цвет.

В  п р и р о д е щелочные металлы встречаются только в виде соединений вследствие своей высокой химической активности. Важнейшие соединения: поваренная соль NaCl, сильвинит NaCl•KCl, мирабилит, или глауберова соль, Na2SO4•10H2O, селитры – NaNO3, KNO3.

Щ е л о ч н ы е  м е т а л л ы  п о л у ч а ю т электролизом расплавов солей (чаще хлоридов) или щелочей, например:



Тривиальные названия распространенных солей: поваренная (каменная) соль NaCl, кальцинированная сода Na2CO3, каустическая сода NaOH, кристаллическая сода Na2CO3•10H2O, питьевая сода NaHCO3; марганцовка KMnO4, бертолетова соль KClO3, глауберова соль Na2SO4•10H2O, калийная селитра KNO3, поташ K2CO3, растворимое стекло или силикатный клей – смесь силикатов натрия, калия.

***Тест по теме «щелочные металлы»***

**1.** В промышленности металлический натрий может быть получен:

а) взаимодействием раствора хлорида натрия с металлическим калием;

б) электролизом расплава гидроксида натрия;

в) восстановлением оксида натрия водородом;

г) электролизом раствора гидроксида натрия.

**2.** Какой металл может плавать на поверхности воды? (возможно более одного варианта ответа.)

а) Осмий; б) алюминий;

в) литий; г) калий.

**3.** Из перечисленных солей выберите ту, которая гидролизуется с образованием раствора, имеющего рН > 7:

а) сульфид свинца; б) нитрит свинца;

в) йодид натрия; г) сульфид калия.

**4.** Ионы калия придают окраске пламени цвет:

а) желтый; б) фиолетовый;

в) карминово-красный; г) оранжевый.

**5.** При электролизе раствора фосфата калия образуются следующие продукты реакции:

а) на катоде – водород, на аноде – кислород, в растворе – фосфат калия;

б) на катоде – калий, на аноде – фосфорная кислота, в растворе – вода;

в) на катоде – водород, на аноде – фосфорная кислота, в растворе – гидроксид калия;

г) на катоде – калий и водород, на аноде – кислород, в растворе – фосфорная кислота.

**6.** Какой объем раствора хлорида натрия с молярной концентрацией 3 моль/л и плотностью 1,12 г/мл надо прилить к воде массой 200 г, чтобы получить раствор с массовой долей поваренной соли 10%?

а) 56,7 мл; б) 200 мл; в) 94,2 мл; г) 315 мл.

**7.** Сумма коэффициентов в реакции взаимодействия калия с избытком сильно разбавленного раствора азотной кислоты равна:

а) 30; б) 29; в) 7; г) 12.

**8.** При растворении 10,8 г гидрида щелочного металла в воде выделяется 10,08 л газа (н.у.). Металл, входящий в состав гидрида, – это:

а) литий; б) натрий;

в) калий; г) рубидий.

**9.** Коэффициент перед восстановителем в ОВР между нитритом калия и дихроматом калия в сернокислом растворе равен:

а) 1; б) 2; в) 3; г) 4.

**10.** Какое вещество является природным источником калия?

а) надпероксид калия; б) гидроксид калия;

в) нитрат калия; г) гидрид калия.

***Ключ к тесту***

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 | 8 | 9 | 10 |
| б | в, г | г | б | а | г | а | б | в | в |

***Задачи и упражнения по теме «Щелочные металлы»***

*Цепочки превращений*

**1.** Хлорид натрия http://him.1september.ru/2007/21/strpr.gif карбонат натрия http://him.1september.ru/2007/21/strpr.gif хлорид натрия http://him.1september.ru/2007/21/strpr.gif гидроксид натрия http://him.1september.ru/2007/21/strpr.gifнатрий http://him.1september.ru/2007/21/strpr.gif сульфат натрия http://him.1september.ru/2007/21/strpr.gif хлорид натрия.

**2.** Калий http://him.1september.ru/2007/21/strpr.gif гидроксид калия http://him.1september.ru/2007/21/strpr.gif гидрокарбонат калия http://him.1september.ru/2007/21/strpr.gif карбонат калия http://him.1september.ru/2007/21/strpr.gifсульфат калия http://him.1september.ru/2007/21/strpr.gif хлорид калия http://him.1september.ru/2007/21/strpr.gif гидросульфат калия.

**3.** Хлорид натрия http://him.1september.ru/2007/21/strpr.gif гидроксид натрия http://him.1september.ru/2007/21/strpr.gif карбонат натрия http://him.1september.ru/2007/21/strpr.gif гидрокарбонат натрия http://him.1september.ru/2007/21/strpr.gif нитрат натрия.

**4.** Хлорид натрия http://him.1september.ru/2007/21/strpr.gif гидроксид натрия http://him.1september.ru/2007/21/strpr.gif карбонат натрия http://him.1september.ru/2007/21/strpr.gif гидроксид натрия http://him.1september.ru/2007/21/strpr.gif натрий http://him.1september.ru/2007/21/strpr.gifнитрат натрия.

**5.** Гидроксид калия http://him.1september.ru/2007/21/strpr.gif хлорид калия http://him.1september.ru/2007/21/strpr.gif нитрат калия http://him.1september.ru/2007/21/strpr.gif нитрит калия http://him.1september.ru/2007/21/strpr.gif хлорид калия.

**6.** Натрий http://him.1september.ru/2007/21/strpr.gif пероксид натрия http://him.1september.ru/2007/21/strpr.gif оксид натрия http://him.1september.ru/2007/21/strpr.gif гидроксид натрия http://him.1september.ru/2007/21/strpr.gif хлорат натрия http://him.1september.ru/2007/21/strpr.gif хлорид натрия http://him.1september.ru/2007/21/strpr.gif нитрат натрия http://him.1september.ru/2007/21/strpr.gif нитрит натрия.

**7.** Хлорид натрия http://him.1september.ru/2007/21/strpr.gif натрий http://him.1september.ru/2007/21/strpr.gif гидрид натрия http://him.1september.ru/2007/21/strpr.gif гидроксид натрия http://him.1september.ru/2007/21/strpr.gif гидросульфит натрия.

У р о в е н ь  А

**1.** Образец бинарного соединения натрия с элементом пятой группы содержит 4,14 г натрия и 4,5 г другого элемента. Назовите это соединение.

*Ответ.* Арсенид натрия Na3As.

**2.** При действии избытка воды на 1,38 г металла выделился газ, занимающий при н.у. объем 672 мл. Определите металл.

*Дано:*

*m*(M) = 1,38 г,

*V*(газа) = 0,672 л.

*Найти:*

M и *Ar*(M).

*Решение*

По закону эквивалентов:

http://him.1september.ru/2007/21/17-1.gif

где газ – водород, Э(М) – эквивалент металла.

http://him.1september.ru/2007/21/17-2.gif

Если валентность металла I, то *Ar*(M) = 23, металл – натрий Na.

Если валентность металла II, то *Ar*(M) = 46, такого металла нет.

*Ответ.* Натрий.

**3.** Найдите массу соли, образующейся при сжигании 11,2 г лития в 20 л хлора (н.у.).

*Ответ*. 68 г.

**4.** Через склянку, содержащую раствор гидроксида натрия массой 80 г, пропустили избыток углекислого газа, в результате чего масса раствора увеличилась на 8,8 г. Найдите массовую долю гидроксида натрия в исходном растворе.

*Ответ*. 10%.

**5.** Какая масса 40%-го раствора гидроксида натрия необходима для получения 212 г карбоната натрия, если доля выхода продукта реакции составляет 80% от теоретически возможного?

*Ответ*. 500 г.

**6.** При электролизе 400 г 20%-го раствора хлорида калия получен раствор гидроксида калия. Через этот раствор пропустили избыток углекислого газа. Найдите массу соли, образовавшейся в растворе, если доли выхода продуктов описанных реакций составляют 80% и 75% от теоретически возможного.

*Ответ*. 64,43 г.

У р о в е н ь  Б

**1.** Масса щелочного металла, необходимого для получения его бромида, в 1,395 раза больше, чем масса этого металла, необходимая для получения его йодида. Определите металл, если известно, что массы полученных галогенидов одинаковы.

*Ответ*. Калий.

**2.** Образец натрия массой 2,3 г опустили в 5%-й раствор гидроксида натрия. После окончания реакции массовая доля гидроксида натрия в растворе стала равна 10%. Найдите массу 5%-го раствора гидроксида натрия.

*Ответ*. 75,6 г.

**3.** При добавлении смеси лития с гидридом лития к 200 г 5%-го раствора гидроксида лития образовался 10%-й раствор гидроксида лития. Найдите массу смеси лития с гидридом лития, если известно, что количества веществ ее компонентов одинаковы.

*Решение*

200 г 5%-го раствора LiOH содержат *m*0(LiOH) = 10 г и 190 г H2O.

Уравнения протекающих реакций:

а) 2Li + 2H2O = 2LiOH + H2http://him.1september.ru/2007/21/sverh.gif;

б) LiH + H2O = LiOH + H2http://him.1september.ru/2007/21/sverh.gif.

Обозначим http://him.1september.ru/2007/21/nu.gif(Li) = http://him.1september.ru/2007/21/nu.gif(LiH) за *x* моль.

Массовая доля полученного раствора http://him.1september.ru/2007/21/o1.gif1(р-ра) = 10%, или 0,1; http://him.1september.ru/2007/21/o1.gif1(р-ра) =*m*1(LiOH)/*m*0(р-ра).

Общая масса гидроксида лития: *m*1(LiOH) = *m*0(LiOH) (10 г) + *m*a(LiOH) (в реакции а, 24*х* г) +  
+ *m*б(LiOH) (в реакции б, 24*х* г).

Масса нового раствора: *m*1(р-ра) = *m*(Li) (7*х* г) + *m*(LiH) (8*х* г) + *m*0(р-ра) (200 г) – *m*(Н2)  
(в реакции а, 0,5*х* г) – *m*(Н2) (в реакции б, 0,5*х* г).

http://him.1september.ru/2007/21/18-1.gif

Отсюда *х* = 0,2146 моль.

*m*(Li) = http://him.1september.ru/2007/21/nu.gif•*M*(Li) = 0,2146•7 = 1,5 г,

*m*(LiH) = http://him.1september.ru/2007/21/nu.gif•*M*(LiH) = 0,2146•8 = 1,7 г.

Масса исходной смеси Li и LiH:

1,5 + 1,7 = 3,2 г.

*Ответ*. 3,2 г.

**4.** При действии избытка углекислого газа на 32,9 г неизвестного соединения металла с кислородом образовалось твердое вещество А и выделился газ В. Вещество А растворили в воде и добавили избыток раствора нитрата бария, при этом выпало 27,58 г осадка. Газ В пропустили через трубку с раскаленной медью, масса трубки при этом увеличилась на 6,72 г. Установите формулу исходного соединения.

*Ответ*. RbO2.

*Качественные задачи*

**1.** В четырех пробирках находятся водные растворы сульфида, сульфита, сульфата и силиката натрия. Как с помощью одного реактива можно распознать содержимое каждой пробирки? Ответ подтвердите уравнениями реакций.

*Ответ*. Реактив – кислота HCl.

**2.**Простое вещество, газ А желто-зеленого цвета с резким запахом реагирует с серебристо-белым металлом В, плотность которого меньше плотности воды. В результате образуется вещество С, окрашивающее пламя в коричнево-красный цвет. При действии на твердое вещество С концентрированной серной кислотой при нагревании выделяется бесцветный газ D с резким запахом, хорошо растворимый в воде. Определите вещества А, В, С, D, напишите уравнения перечисленных реакций.

*Ответ*. А – Cl2, B – Li, C – LiCl, D – HCl.

**3.** В четырех пробирках находятся растворы веществ: техническая сода, растворимое стекло (или силикатный клей), каустическая сода, серная кислота. Предложите наиболее рациональный путь определения каждого из этих веществ.

*Ответ*. Определить среду растворов универсальным бумажным индикатором,  
а затем к щелочным растворам добавить кислоту HCl.

**4.** С какими из данных веществ будет взаимодействовать оксид калия: сернистый газ, вода, ортофосфорная кислота, гидроксид натрия, сульфат железа(III), йодоводородная кислота. Напишите уравнения возможных реакций.

*Ответ*. Оксид K2O реагирует с SO2, H2O, H3PO4 и HI.

**5.** Вещество А – мягкий серебристо-белый металл, легче воды. При взаимодействии вещества А с простым веществом В образуется соединение С, растворимое в воде с образованием щелочного раствора. При обработке вещества С соляной кислотой выделяется газ D с неприятным запахом и образуется соль, окрашивающая пламя горелки в фиолетовый цвет. Идентифицируйте вещества, напишите уравнения реакций.

*Ответ*. А – K, B – S, C – K2S, D – H2S.