

Предлагаем вам ознакомиться с основными вопросами **теоретической химии** и, по возможности, провести **эксперимент**, который, по каким-то причинам, не проводился в школе. Обратите внимание на **вопросы** к опытам, постарайтесь выполнить **задания**, предлагаемые в каждом разделе. Некоторые из них были в тестовых или теоретических турах прошедших олимпиад юниоров. Мы постарались дать интересную историческую информацию по каждой теме ☺.

## Характеристика химического элемента на основании его положения в периодической системе элементов Д. И. Менделеева.

### Теория:

Атом, химический элемент, атомная орбиталь, электронная конфигурация атома, степень окисления (высшая, низшая, промежуточные), простое вещество, металлы и неметаллы, типы связи в простых веществах (металлическая, ковалентная неполярная), аллотропия, окислительно-восстановительные свойства простых веществ.

### Задания:

На примере углерода и серы.

1. Характеризуйте строение атома элемента (состав ядра, электронная конфигурация внешнего слоя).
2. Приведите формулу простого вещества, тип связи в простом веществе.
3. Запишите уравнение окислительно-восстановительной реакции с участием простого вещества.
4. Составьте формулы высших оксида и гидроксида, тип связи в этих соединениях, уравнения реакций, характеризующие их кислотно-основные свойства.
5. Приведите молекулярное и ионное уравнения реакции нейтрализации любого гидроксида данного элемента.
6. Напишите любую обратимую реакцию с участием высшего оксида данного элемента и перечислите условия смещения равновесия в сторону его образования. Постройте графики зависимостей:
  - 1) радиусов атомов от порядкового номера элемента для элементов главной подгруппы первой группы,
  - 2) радиусов атомов от порядкового номера элемента для элементов второго периода,
  - 3) энергий ионизации от порядкового номера элемента для элементов главной подгруппы первой группы,
  - 4) энергий ионизации от порядкового номера элемента для элементов второго периода.Сопоставьте между собой полученные графические данные по изменению радиусов, энергий ионизации в главных подгруппах и в периодах. Объясните наблюдаемые закономерности.

*Yogyakarta-Indonesia, December 6, 2005*

*В какой части периодической таблицы Менделеева можно обнаружить элементы с самыми большими атомными радиусами?*

- A. В нижнем правом углу
- B. В нижнем левом углу
- C. В верхнем правом углу
- D. В верхнем левом углу

*Тестовый тур, 3-я IJSO, Сан Паоло — Бразилия, 5 декабря 2006 г.*

*Расположите атомы кислорода, бора и фтора в порядке возрастания их окислительной активности:*

- A. бор, кислород, фтор;
- B. кислород, бор, фтор;
- C. фтор, бор, кислород,
- D. фтор, кислород, бор.

*Тестовый тур, 5-я IJSO, Чанвон, Республика Корея, 9 декабря 2008*

*Первая энергия ионизации ( $E_1$ ) элемента – это энергия, необходимая для удаления внешнего электрона из электронной оболочки атома. У какого из следующих элементов наибольшая  $E_1$ ? Электронные конфигурации атомов элементов показаны в круглых скобках.*

- (A) B ( $1s^2 2s^2 2p^1$ )
- (B) C ( $1s^2 2s^2 2p^2$ )

- (C)  $N (1s^2 2s^2 2p^3)$   
(D)  $O (1s^2 2s^2 2p^4)$

Тестовый тур, 5-я IJSO, Чанвон, Республика Корея, 9 декабря 2008  
Какой из следующих химических элементов имеет максимальный ионный радиус?

- (A)  $Na^+$   
(B)  $Mg^{2+}$   
(C)  $F$   
(D)  $O^{2-}$

Тестовый тур, 6-я IJSO, Баку, Азербайджанская Республика  
В каком случае атомы,  ${}_3Li$ ,  ${}_{38}Sr$ ,  ${}_{20}Ca$ ,  ${}_{11}Na$ , расположены в порядке увеличения размера?

- (A)  $Ca < Na < Sr < Li$   
(B)  $Li < Na < Ca < Sr$   
(C)  $Ca < Sr < Na < Li$   
(D)  $Li < Ca < Na < Sr$

Тестовый тур, 6-я IJSO, Баку, Азербайджанская Республика  
Какие из следующих двух свойств лучше всего описывают неметаллы?

- (A) Низкая энергия ионизации и хорошая электропроводность.  
(B) Высокая энергия ионизации и низкая электропроводность.  
(C) Низкая энергия ионизации и низкая электропроводность.  
(D) Высокая энергия ионизации и хорошая электропроводность.

## Характеристика кислотно-основных свойств оксидов и гидроксидов химических элементов главных подгрупп на основании положения элемента в Периодической системе элементов Д.И. Менделеева.

### Теория:

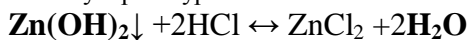
Сложные вещества, типы связи в сложных веществах, классы неорганических соединений, кислотные и основные свойства оксидов и гидроксидов, амфотерность (от греч. «aphoteros» - и тот и другой). Реакции ионного обмена.

**Амфотерность** (взаимодействие некоторых оксидов и гидроксидов и с кислотами, и со щелочами).

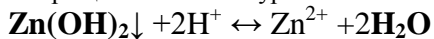
На примере цинка:

В реакциях с кислотами  $Zn(OH)_2$  проявляет основные свойства

Молекулярное уравнение:

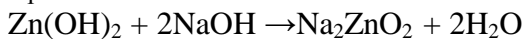


Сокращённое ионное уравнение:



В реакциях со щелочами  $Zn(OH)_2$  проявляет кислотные свойства

в расплаве:

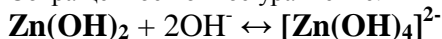


в растворе:

Молекулярное уравнение:



Сокращённое ионное уравнение:



При взаимодействии амфотерного гидроксида со щёлочью **в растворах** в качестве продуктов лучше записывать формулы комплексных соединений, и рассматривать комплексные ионы как малодиссоциирующие соединения. Таким образом, реакция взаимодействия амфотерного гидроксида с раствором щёлочи подчиняется общим закономерностям условий протекания их до конца, в данном случае, происходит образование слабого электролита-комплексного иона.

### Задания:

Докажите амфотерный характер свойств оксидов и гидроксидов алюминия, бериллия, хрома(III) (приведите уравнения соответствующих реакций).

☉ ? Профессор Фридрих Вёллер (XIX в.) демонстрировал опыты молча, а затем просил студентов объяснить увиденное. Дайте объяснение следующим опытам Вёллера:

Опыт 1. Бесцветные кристаллы ацетата алюминия помещены в стеклянный сосуд, увлажнены и нагреты в пламени спиртовки. Влажная синяя лакмусовая бумажка при поднесении к горловине сосуда, покраснела.

Опыт 2. Твёрдое вещество, оставшееся в сосуде, разделено на 3 части.

К первой добавлен раствор щёлочи, ко второй – раствор соляной кислоты. В обоих случаях твёрдая фаза перешла в раствор.

Опыт 3. Третья часть сильно прокалена в тигле, после чего вещество перестало растворяться под действием водных растворов кислот и щелочей.

Ответ: 1)  $2Al(CH_3COO)_3 + 3H_2O \rightarrow Al_2O_3 + 6CH_3COOH$

2) Взаимодействие амфотерного оксида с кислотой и со щёлочью.

3) При прокаливании амфотерные оксиды алюминия и хрома теряют реакционную способность из-за перестройки кристаллической структуры.

Тестовый тур, 3-я IJSO, Сан Паоло — Бразилия, 5 декабря 2006 г.

Какой из перечисленных элементов будет формировать кислотный оксид с формулой  $XO_2$  и кислое водородное соединение с формулой  $H_2X$ ?

- A. Натрий;
- B. Магний;
- C. Алюминий;
- D. Сера.

Yogyakarta-Indonesia, December 6, 2005

Для полной нейтрализации 0,244 г некоей одноосновной кислоты требуется 20,00 мл 0,100 моль/литр NaOH. Какой будет молекулярная масса кислоты (в г/моль)?

- A. 61
- B. 122
- C. 244
- D. 488

## Переходные элементы. Кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов *p* и *d* элементов в различных степенях окисления.

### Теория:

Формы *d* – орбиталей. Особенности заполнения *d*-подуровня. Электронные конфигурации переходных элементов.

Элементы с переменной степенью окисления (*p* - элементы - на примере олова и свинца, *d*- элементы – на примере хрома и марганца).

Зависимости кислотно-основных свойств оксидов и гидроксидов от степени окисления.

### Задания:

Приведите формулы основного, амфотерного и кислотного оксидов, образованных одним элементом. Дайте максимально полную характеристику этого элемента по порядковому номеру, обоснуйте его положение в периодической системе элементов Д. И. Менделеева.

## Водородные соединения элементов.

### Теория:

Степени окисления элементов главных подгрупп в водородных соединениях.

### Задания:

Установите общие закономерности в характере связи и свойствах водородных и кислородных соединений элементов, их изменений в периоде (на примере элементов второго периода).

## Периодический закон и система элементов Д. И. Менделеева

### Теория:

Определение положения элемента в периодической таблице химических элементов Д. И. Менделеева по его порядковому номеру и характеристика по плану (на примере элемента с порядковым номером 16):

1) Строение атома: заряд ядра, общее число электронов, электронная конфигурация атомов элемента (заряд ядра +16, количество электронов 16, электронная конфигурация  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ ).

2) На основании электронной конфигурации атома элемента делаем вывод о положении элемента в определённом периоде, группе, подгруппе (поскольку заполняется третий энергетический уровень, то элемент находится в третьем периоде. По числу электронов на внешнем уровне определяем номер группы – 6, по заполняемому подуровню (p) – подгруппу – главная.).

3) Делаем вывод о высшей и низшей степенях окисления данного элемента, формулах высшего оксида и водородного соединения элемента (элемент IV группы: максимальная степень окисления +6. Высшая степень окисления реализуется в оксиде для всех элементов кроме фтора. Формула высшего оксида  $ЭО_3$ . Низшая степень окисления определяется числом электронов принимаемых до завершения внешнего слоя. В данном случае равна -2. Формула водородного соединения  $H_2Э$ ).

4) Характер связи в простом веществе, высшем оксиде, соединении с водородом. (Данный p-элемент находится справа от диагонали В—Ат, поэтому относится к элементам, образующим простые вещества неметаллы. Тип связи – ковалентная неполярная. В соединениях с атомами других неметаллов происходит образование ковалентных полярных связей, в частности с кислородом и водородом.)

5) По характеру связи делаем вывод о кислотно-основных свойствах высшего оксида и типе водородного соединения. (Ковалентный тип связи в оксиде даёт основание сделать вывод о кислотном характере высшего оксида и гидроксида. На основании типа связи элемента с водородом можем предположить молекулярное строение, а, следовательно, низкие температурные константы, т.е. летучесть.)

6) По периодической таблице химических элементов проверяем правильность сделанных выводов. (Элемент №17 находится в 3 периоде, 6 группе, главной подгруппе. Неметалл, высший оксид  $SO_3$ , характер оксида кислотный, водородное соединение  $H_2S$  молекулярного строения, летучее. Связи: в простом веществе – ковалентная неполярная, оксиде и водородном соединении – ковалентная полярная.)

### **Задания:**

«Только один элемент главной подгруппы этой группы образует простое вещество – неметалл, и при н.у. представляет собой твёрдое вещество».

Какой этот элемент? Дайте максимально полную характеристику этого элемента по порядковому номеру, обоснуйте его положение в периодической системе элементов Д. И. Менделеева. Характеризуйте кислотно-основные свойства оксида и гидроксида этого элемента.

## **Скорость химических реакций. Химическое равновесие.**

### **Теория:**

Скорость химических реакций, гомо и гетерогенные реакции, зависимости скорости от природы реагирующих веществ, катализатора и площади соприкосновения реагирующих веществ, единицы измерения скорости химических реакций.

Выясним зависимость скорости химических реакций от природы реагирующих веществ, катализатора и площади соприкосновения реагирующих веществ.

### **Вопросы:**

- 1) Как, имея образцы нескольких металлов и раствор кислоты, экспериментально доказать, что скорость химических реакций зависит от природы реагирующих веществ?
- 2) Важна ли при постановке этого опыта степень дисперсности металла?
- 3) Какой должна быть концентрация кислоты? (*Произвольной, но всегда одинаковой*)
- 4) По какому признаку можно сравнить скорости данных реакций?
- 5) Как убедиться, что катализатор не расходуется в реакции?  
значит ли это, что он не участвует в реакции?
- 6) Какие факторы нужно оставить неизменными при постановке эксперимента, доказывающего зависимость скорости химических реакций от площади соприкосновения реагирующих веществ?

(*Ответ: природа веществ, концентрация, температура, масса цинка*)

### **Эксперимент**

**Зависимость скорости химических реакций от природы реагирующих веществ.**

Взаимодействие магния и цинка с соляной кислотой.

К одинаковым порциям (по числу моль) порошков разных металлов приливаем одинаковые объёмы кислоты одной и той же концентрации.

### **Роль катализатора. Разложение пероксида водорода в присутствии $MnO_2$ .**

Навеску (~0,1 г) оксида марганца(IV) добавляем к раствору пероксида водорода, наблюдается интенсивное выделение кислорода. После реакции осторожно сливаем жидкость и количественно переносим на взвешенный фильтр, промываем водой на фильтре. Сушим на воздухе или в сушильном шкафу и взвешиваем.

### **Зависимость скорости химических реакций от площади соприкосновения реагирующих веществ на примере взаимодействия цинка с соляной кислотой.**

К одинаковым массам гранул и порошка металла приливаем одинаковые объёмы кислоты одной и той же концентрации.

### **Зависимость скорости химических реакций от концентрации реагирующих веществ (а) и температуры (б).**

(На примере реакции взаимодействия растворов тиосульфата натрия и серной кислоты)

а) Путём количественного разбавления водой исходного раствора тиосульфата натрия готовим растворы меньших концентраций (отношение концентраций удобнее брать 1:0,5:0,25). Помещаем равные объёмы растворов тиосульфата натрия, разных концентраций в пронумерованные пробирки в порядке увеличения концентрации: № 1,2,3 соответственно.

Добавляем поочерёдно в каждую пробирку равные объёмы серной кислоты, засекая время начала реакции:  $Na_2S_2O_3 + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + S + SO_2 + H_2O$

Признаком данного процесса является образование серы (раствор мутнеет). Окончанием реакции можно считать начало помутнения или, например, момент, когда через пробирку с реакционной смесью становится невидимым какой-то рисунок или клеточка тетради. Обязательным условием является лишь достижение одинаковой степени помутнения во всех опытах. Результат эксперимента оформляем в таблицу.

б) Приблизительно равные объёмы растворов исходных веществ помещаем в две пробирки, в пробирку с тиосульфатом натрия помещаем термометр. Измеряем температуру раствора, и заполняем соответствующую колонку таблицы.

Проводим реакции при температуре на 10 и 20 градусов выше комнатной. Для этого либо используем термостат, либо наливаем в химический стакан горячую воду и помещаем в него одновременно пару пробирок с исходными растворами. По шкале термометра наблюдаем за повышением температуры раствора в одной из пробирок (поскольку объёмы растворов одинаковы, то нагревание происходит практически с одинаковой скоростью). Как только температура поднимется на 10 градусов, смешиваем растворы, отмечая время начала реакции. При достижении заданной степени помутнения, отмечаем время окончания реакции. Повторяем опыт, нагревая исходные растворы на 20 градусов выше комнатной. Все данные заносим в таблицу.

Номер пробирки	$t, ^\circ C$	Концентрация $Na_2S_2O_3$ , моль/л	Концентрация $H_2SO_4$ , моль/л	$\Delta t$ , с	$v_{\text{реакции}} \sim \frac{1}{t}$ , $c^{-1}$
1		0,25	1		
2		0,5	1		
3		1	1		
4		1	1		
5		1	1		

Сделайте выводы о зависимости скорости химических реакций от концентрации реагирующих веществ и температуры. Проанализируйте согласование полученных данных закону действующих масс и правилу Вант-Гоффа.

Постройте графики в координатах  $v(C_M)$  и  $v(t, ^\circ C)$ , а также рассчитайте среднее значение температурного коэффициента  $\gamma$  для изучаемой реакции.



## Обратимые и необратимые реакции. Химическое равновесие. Константа химического равновесия

### Теория:

Признаки необратимости реакций, протекающих в растворах электролитов, примеры обратимых реакций, закон действующих масс для прямой и обратной реакции.

Вывод выражения для константы химического равновесия (K). Зависимость константы равновесия от температуры (K не зависит от концентрации!). Способы смещения химического равновесия

### Эксперимент

**Смещение химического равновесия при изменении концентрации реагирующих веществ.**

В пробирку помещаем 2-3 капли 0,0001н. раствора хлорида железа (III) и добавляем несколько капель 0,0001н. раствора роданида калия. Образуется окрашенное комплексное соединение  $K_3[Fe(NCS)_6]$  (часто упрощают:  $Fe(NCS)_3$ ).

В системе имеет место равновесие:  $FeCl_3 + 3 KNCS \leftrightarrow Fe(NCS)_3 + 3KCl$

(точнее:  $[Fe(H_2O)_6]Cl_3 + 3 KNCS \leftrightarrow K_3[Fe(NCS)_6] + 3KCl$ , при такой записи понятна причина появления окраски и обратимости реакции).

Делим содержимое пробирки на 4 части. Одну оставляем в качестве образца для сравнения, в три других добавляем:

- 1) насыщенный раствор хлорида железа (III),
- 2) насыщенный раствор роданида калия,
- 3) кристаллы хлорида калия.

Сравнивая интенсивность окраски полученных растворов с контрольным, делаем вывод о смещении химического равновесия при изменении концентрации реагирующих веществ.

© Название «роданиды» образовалось от греческого «родон» -роза, розовый. Современное название «тиоцианат» состоит из слов: «тио» - сера и «цианат» - ион  $NCO^-$ , в котором атом кислорода замещён на атом серы (аналогично тиосульфат- иону).

### Задачи по теме «Скорость химических реакций»

1. Как изменится скорость реакции  $2A+B=2C$  при уменьшении концентрации всех веществ в системе в 3 раза?

2. В каком направлении сместится равновесие системы  $2NO_{(г)}+O_{2(г)}\leftrightarrow 2NO_{2(г)}+Q$ , если: а) увеличить концентрацию кислорода; б) повысить давление; в) повысить температуру?

3. При  $40^{\circ}$  реакция протекает за 36 секунд, а при  $60^{\circ}$  - за 4 секунды. Определить  $\gamma$ .

4. Равновесные концентрации исходных веществ в системе  $2CO_{(г)}+O_{2(г)}\leftrightarrow 2CO_{2(г)}+Q$  равны, соответственно, 0,5 моль/л и 0,2 моль/л, а  $[CO_2]$  0,25 моль/л. Вычислить константу равновесия.

5. Найти константу равновесия реакции  $N_2O_4\leftrightarrow 2NO_2$ , если начальная концентрация  $N_2O_4$  составляет 0,08 моль/л, а к моменту наступления равновесия прореагировало 50%  $N_2O_4$ . Каковую размерность имеет константа равновесия для этой реакции?

(Ответ:  $K=0,16$  моль/л)

6. Исходные концентрации оксида азота и хлора в системе  $2NO+Cl_2 \leftrightarrow 2NOCl$  составляют соответственно 0,5 и 0,2 моль /л. Вычислить константу равновесия, если к моменту наступления равновесия прореагировало 20% оксида азота. (Ответ:  $K=0,417$ )

7. В системе  $CO+Cl_2 \leftrightarrow COCl_2$  концентрацию CO увеличили от 0,03 до 0,12 моль/л, а концентрацию хлора – от 0,02 до 0,06 моль/. Во сколько раз возросла скорость прямой реакции? (Ответ: в 12 раз)

## Металлы

### Теория:

Положение металлов в периодической системе элементов Д. И. Менделеева.

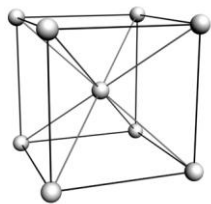
Особенности строения атомов элементов (радиусы, энергии ионизации, электроотрицательность, количество валентных электронов, наличие свободных орбиталей, степени окисления). Положение в периодической таблице элементов щелочных, щелочноземельных, переходных металлов, элементы семейств железа и платины.

Тип связи в простых веществах – металлах. Общие свойства металлов как следствие общей природы связи.

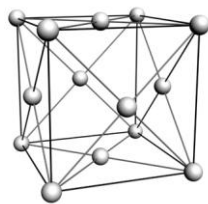
Зависимость прочности связи и свойств металлов от строения атомов элементов. Диагональное сходство на примере лития и магния, бериллия и алюминия.

По природе связи все металлы образуют металлические кристаллические решётки. По расположению частиц они могут быть очень различными.

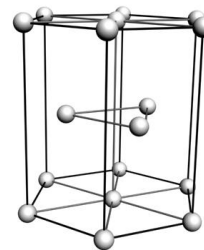
Основные типы кристаллических решёток в зависимости от **пространственного** расположения частиц:



кубическая  
объёмноцентрированная  
(тип  $\alpha$ -железа)



кубическая  
гранцентрированная  
(тип меди)



гексагональная  
(тип магния)

### Задания:

- 1) Какие вещества используют для получения сплавов?
- 2) Какие свойства приобретают сплавы по сравнению с чистым металлом?
- 3) Являются ли эти свойства характерными для веществ с металлической связью?
- 4) Ваши предположения о характере связи в сплаве по сравнению с чистым металлом?

### Способы получения металлов

#### Теория:

Формы нахождения элементов – металлов в природе. Возможность различных форм существования элементов в природе в зависимости от химической активности простых веществ и устойчивости соединений в различных степенях окисления.

Окислительно–восстановительный процесс как основной для получения большинства металлов. Восстановители, используемые в металлургии. Виды металлургических процессов. Химические реакции, лежащие в основе получения железа, меди, хрома, алюминия, щелочных металлов.

#### Заполните таблицу:

#### Получение металлов

Металл	Природные соединения	Используемые восстановители	Химические реакции	Вид металлургического производства
Fe				
Cu				
Al				
Au				

### Электролиз

#### Теория:

Природа электрического тока, электропроводности металлов, расплавов и растворов электролитов. Переменный и постоянный ток. Превращение электрической энергии в химическую в процессе электролиза. Анод. Катод.

### Эксперимент

#### Электролиз раствора KI.

Собираем прибор по следующей схеме (см. рис.):

В U-образную трубку наливаем раствор иодида калия и помещаем инертные электроды. Включаем ток. Наблюдаем образование газа в области катода и изменение окраски раствора в области анода.

Добавляем раствор крахмального клейстера в анодное колено трубки. Наблюдаем появление фиолетовой окраски адсорбционного комплексного соединения, доказывающее образование йода.

Процесс на электроде:  $2I^- - 2e^- \rightarrow I_2$  (процесс окисления – анод).

Собираем газ, образующийся на втором электроде в пробирку и идентифицируем на водород по характерному хлопку. Добавляем в анодное пространство раствор индикатора. Изменение окраски индикатора, доказывает наличие ионов  $OH^-$ .

Процесс на электроде:  $2H_2O + 2e^- \rightarrow H_2 + 2OH^-$  (процесс восстановления – катод).

#### Электролиз раствора $CuSO_4$ .

В U-образную трубку наливаем раствор медного купороса и помещаем инертные электроды (угольные или платиновые).

Наблюдаем образование газа в области анода, уменьшение интенсивности окраски раствора в области катода и появление красного налёта на катоде.

Собираем выделяющийся на аноде газ и идентифицируем его тлеющей лучиной.

Процесс на электроде:  $2H_2O - 4e^- \rightarrow O_2 + 4H^+$  (процесс окисления – анод).

Добавляем в анодное пространство раствор индикатора. Наблюдаем изменение окраски, доказывающее наличие ионов водорода.

На катоде – медь в виде красного налёта на поверхности электрода.

Процесс на электроде:  $Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$  (процесс восстановления – катод).

#### Задания:

Составьте суммарное уравнение реакций электролиза растворов.

Рассмотрите процесс электролиза с растворимым анодом на примере электролитического рафинирования меди.

#### Задачи по теме «Электролиз».

1. 200 г 32% раствора сульфата меди подвергли электролизу до полного осаждения меди. Какова массовая доля серной кислоты в конечном растворе. (Ответ: 23.3%)

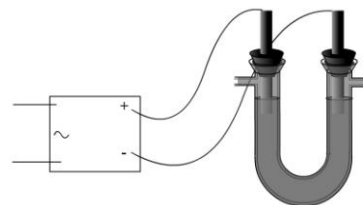
2. Электролиз 500 г 6,5% раствора нитрата ртути(II) продолжали до тех пор, пока масса раствора не уменьшилась на 24,4 г. Вычислите массовые доли соединений в растворе, полученном после окончания электролиза, и массы веществ, выделившихся на инертных электродах. (Ответ: 2.65%  $HNO_3$ ; катод – 20,1 г Hg и 0,3 г  $H_2$ ; анод – 4,0 г  $O_2$ )

### Химические свойства металлов

#### Теория:

Причины разной восстановительной активности металлов. Особенности взаимодействия металлов с простыми веществами, с водой. Устойчивость некоторых активных металлов на воздухе и в воде как следствие образования прочных оксидных плёнок.

Реакции соединения с участием металлов. Простые вещества, проявляющие окислительные свойства при взаимодействии с металлами (неметаллы): кислород, галогены, сера, водород, уголь, азот. Уравнения реакций окисления металлов с образованием бинарных соединений.





Сравните термины «благородные газы» и «благородные металлы».

Оцените возможность окисления цинка, магния, железа, меди ионами водорода на основе положения их в ряду напряжений.

Взаимодействие металлов с азотной и концентрированной серной кислотами. Пассивирование металлов концентрированными кислотами.

### Эксперимент

#### Взаимодействие алюминия с водой после удаления оксидной плёнки.

С поверхности алюминия удалите оксидную плёнку механическим путём (при помощи наждачной бумаги) и химическим (погружением в раствор щёлочи с последующим промыванием водой).

После этого образцы металла поместите в воду и наблюдайте появление признаков реакции.

#### Взаимодействие магния с водой при нагревании.

Магниевую стружку помещаем в пробирку с водой (отсутствие признаков взаимодействия). Затем содержимое пробирки нагреваем в пламени спиртовки до начала кипения воды. Отмечаем выделение газа. Добавление фенолфталеина в систему приводит к появлению малиновой окраски.

*Ещё один вариант проведения опыта: помещаем порошок магния в железную ложечку для сжигания веществ и нагреваем её в пламени спиртовки до тех пор, пока порошок не раскалится докрасна. Опускаем ложечку с раскалённым порошком в большой объём воды (лучше в кристаллизатор с водой). Наблюдается яркая вспышка (сгорает выделяющийся при реакции водород). Данный опыт довольно эффектен, но требует особой осторожности. Проводить его лучше в защитных очках или с защитным экраном.*

#### Взаимодействие металлов с водой

Металл	Условия проведения реакции	Признаки реакции	Уравнение реакции
Na Mg Al			

#### Взаимодействие с концентрированной серной кислотой.

В 2 пробирки наливаем по 2-3 мл концентрированной серной кислоты. В одну пробирку добавляем медь, в другую – цинк. Пробирки немного подогреем. Идентифицируем выделяющиеся газы влажной индикаторной бумажкой и фильтровальной бумагой, смоченной раствором соли свинца, соответственно. Записываем уравнение реакций. Делаем вывод о закономерностях взаимодействия концентрированной серной кислоты с металлами.

#### Взаимодействие с азотной кислотой (тяга).

В 2 пробирки наливаем по 2-3 мл концентрированной азотной кислоты. В одну пробирку помещаем кусочек меди, в другую – цинка. Отмечаем цвет выделяющегося газа.

Аналогичный опыт проводим с раствором разбавленной азотной кислоты. Записываем уравнения реакций. Каковы основные закономерности взаимодействия концентрированной и разбавленной азотной кислоты с металлами?

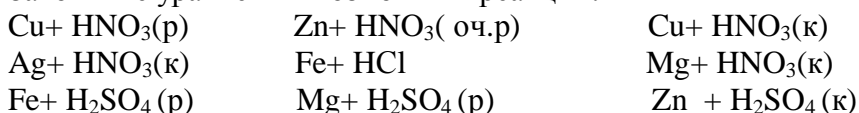
#### Пассивирование алюминия концентрированной азотной кислотой.

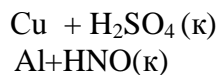
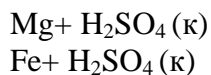
Наливаем в пробирку 2н. раствор соляной кислоты и опускаем в него алюминиевую пластинку (наблюдаем выделение водорода). Промываем пластинку водой, высушиваем фильтровальной бумагой и опускаем на несколько минут в концентрированную азотную кислоту. Затем пластинку осторожно промываем водой и снова опускаем в раствор соляной кислоты (отсутствие признаков реакции).

#### Задания:

Приведите примеры пассивации металлов концентрированными кислотами.

Закончите уравнения возможных реакций:





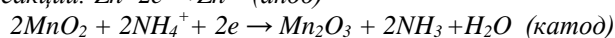
## Гальванические элементы. Коррозия металлов.

### Теория:

Определение анода и катода связано не с зарядом электрода, а с процессом, происходящем на нём. Превращение химической энергии в электрическую при работе гальванического элемента. Коррозия - окислительно-восстановительный процесс. Методы защиты от коррозии (вспомните, от чего зависит скорость хим. реакций). Защитные покрытия.

☉ *Итальянский учёный Луиджи Гальвани провёл эксперименты по раздражению препаратов мышц лягушки прикосновением двух разных металлов (конец 18 века). Объяснение опытам Гальвани дал Александро Вольта, который сконструировал первые медно-цинковые гальванические элементы.*

☉ *Элементы питания (батарейки) – это разновидность гальванических элементов, сконструированных и запатентованных французским химиком Ж. Лекланше в 1866 г. В одном из вариантов (кислотном) анод изготовлен из цинка. Он является и оболочкой батарейки. Катод представляет собой угольный стержень. Пространство между электродами заполнено влажной пастой из смеси  $\text{Mn}_2\text{O}$  и  $\text{NH}_4\text{Cl}$ . При включении прибора происходят реакции:  $\text{Zn} - 2e \rightarrow \text{Zn}^{2+}$  (анод)*



☉ *Близь столицы Индии стоит знаменитая Кутубская железная колонна массой 6,5 тонн без малейших следов ржавчины, хотя её возраст 2800 лет. Секрет такой коррозионной устойчивости состоит в том, что колонна изготовлена из очень чистого железа (99,72%).*

### Эксперимент

#### Измерение ЭДС медно-цинкового гальванического элемента.

Составляем гальванический элемент из двух полуэлементов (электродов) и соединяем их солевым мостиком (см. рис.).

Для этого наливаем в двухсекционную пробирку раствор медного купороса и погружаем в раствор медный электрод. Металлическая пластинка электрода должна быть зачищена наждачной бумагой и промыта дистиллированной водой. Аналогично готовим цинковый полуэлемент. В качестве солевого мостика используем H-образную трубку. Заполняем трубку (выше перемычки) насыщенным раствором хлорида натрия, концы трубки закрываем ватными тампонами. Во избежание образования изолирующих воздушных пузырей, вата должна немного выступать за края трубки. Замыкаем полученным солевым мостиком полуэлементы. Присоединяем контакты электродов к потенциометру и измеряем ЭДС гальванического элемента. Записываем схему полученного элемента:  $(-) \text{Zn} | \text{Zn}^{2+} || \text{Cu}^{2+} | \text{Cu} (+)$ .



Происходит процесс окисления цинка **на аноде** и восстановление ионов меди **на катоде**.

#### Окисление цинка в серной кислоте в контакте с медью.

В 2 пробирки с серной кислотой опустить по грануле цинка. К одной из гранул прикоснуться медной проволокой. Отметить различную интенсивность взаимодействия. Объяснить причину восстановления ионов водорода на поверхности меди.

Во вторую пробирку добавить 1-2 мл раствора сульфата меди. Объясните наблюдаемое.

#### Коррозия оцинкованного и лужёного железа.

Две железные проволоки очистить наждачной бумагой. К одной из них прикрепить пластинку олова, к другой – цинка. В 2 пробирки с раствором серной кислоты добавить по 2-3 капли раствора красной кровяной соли. Опустить проволоки в пробирки с раствором. В каком случае процесс окисления железа идёт интенсивнее? Объясните наблюдения.

### Задания:

1. Составьте схему гальванического элемента, если в вашем распоряжении имеются:

металлические пластинки из олова и никеля, 0,5 М растворы солей олова и никеля.

Какие процессы происходят при работе данного гальванического элемента?

2. Почему химически чистый цинк в растворе серной кислоты довольно долго не проявляет химической активности? Однако, если прикоснуться к нему медной проволокой или добавить в раствор несколько капель раствора  $\text{CuSO}_4$ , тотчас же начнётся взаимодействие?

*(Ответ: В начале процесса на поверхности кусочка цинка имеется сравнительно немного примесей, большая их часть находится в толще металла, а значит на поверхности мало микрогальванических элементов. Их количество на поверхности увеличивается со временем, по мере окисления цинка (примеси играют роль микрокатодов и не окисляются). Кроме того, при погружении в кислоту на поверхности цинка мгновенно образуется слой газообразного водорода, который изолирует металл от кислоты.)*

3. Металлические защитные покрытия делятся на анодные и катодные. Для защиты изделий из стали к последним относятся покрытия из меди, никеля, олова и серебра.

С чем связано такое деление покрытий? Приведите примеры анодных покрытий для железа. Для какого покрытия особенно важно сохранение его целостности?

*Тестовый тур, 4-я IJSO, Taipei, Taiwan, 4 декабря 2007 г.*

*Четыре металла обозначены как M, N, X и Y. Им соответствуют ионы  $M^{2+}$ ,  $N^{2+}$ ,  $X^{2+}$  и  $Y^{2+}$ . Возможности их взаимодействий показаны в таблице. Если M не реагирует с  $N^{2+}$  это отмечается знаком (-). И наоборот, если M реагирует с  $X^{2+}$ , это отмечается знаком (+). Какое утверждение верно?*

- (A) самый сильный восстановитель — металл X
- (B) Порядок окислительных потенциалов таков:  $X > N > Y > M$
- (C)  $X^{2+}$  окисляет металлы M, N и Y
- (D) металлы M, N и X могут восстановить  $Y^{2+}$

металл ион металла	M	N	X	Y
$M^{2+}$		+	-	+
$N^{2+}$	-		-	+
$X^{2+}$	+	+		+
$Y^{2+}$	-	-	-	

*Тестовый тур, 4-я IJSO, Taipei, Taiwan, 4 декабря 2007 г.*

*Гальванический элемент состоит из медной пластинки, погруженной в 0,25 литра 0,100 М раствора  $\text{CuSO}_4$ , серебряной пластинки, погруженной в 0,25 литра 0,100 М раствора  $\text{AgNO}_3$  и солевого мостика, соединяющего растворы. Определите конечную концентрацию ионов меди  $\text{Cu}^{2+}$  (в М) в анодном пространстве, если за 12 минут среднее значение силы тока составило 1,0 А (постоянная Фарадея равна  $96485 \text{ Кл}\cdot\text{моль}^{-1}$ )*

- (A) 0,085
- (B) 0,115
- (C) 0,130
- (D) 0,145

*7<sup>th</sup> INTERNATIONAL JUNIOR SCIENCE OLYMPIAD Abuja, Nigeria*

*Газ X под давлением 1 атм пропускают через раствор, содержащий смесь 1M Y и 1M Z при 25°C. Если порядок в электрохимическом ряду соответствуют соотношению:  $Z > Y > X$  тогда*

- A. Y будет окислять X, но не Z
- B. Y окислит Z а не X
- C. Y окислит и X, и Z
- D. Y восстанавливать и X, и Z

## Гидролиз солей.

### Теория:

В чистой воде концентрация ионов  $\text{H}^+$  и  $\text{OH}^-$  одинакова. Однако, равновесие процесса  $\text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{OH}^-$  может быть смещено при добавлении, например соли, ионы которой небезразличны к ионам  $\text{H}^+$  или  $\text{OH}^-$  и связывают их в устойчивые соединения. Этот процесс известен под названием гидролиза и наблюдается при растворении в воде солей образованных, так называемыми «слабыми» основаниями или «слабыми» кислотами. Термин «слабый» здесь имеет значение «слабодиссоциирующий» и определяется исключительно природой вещества. Если связь катион-анион в кислоте (например H-F) или основании ( $\text{NH}_4\text{-OH}$ ) прочная, то она трудно рвётся. Значит ионов  $\text{H}^+$  мало в растворе такой кислоты и она называется слабой, а в растворе «слабого» основания, по той же причине, мало ио-

нов  $\text{OH}^-$ . Как только соль ( $\text{KF}$ , например, образована сильным основанием  $\text{KOH}$  и слабой кислотой  $\text{HF}$ ), содержащая ион от кого-нибудь «слабого» попадает в воду и диссоциирует на ионы, что для солей совершенно естественно ( $\text{KF} \rightarrow \text{K}^+ + \text{F}^-$ )! Образующийся  $\text{K}^+$  не обращает на воду никакого внимания, поскольку связь  $\text{K-OH}$  энергетически невыгодна (сильное основание). «Слабый» ион ( $\text{F}^-$ ) начинает образовывать свою прочную связь с интересующей его частью воды, идёт гидролиз по аниону. Вот как это происходит:  $\text{F}^- + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{HF} + \text{OH}^-$ . И что же в результате? В растворе образуются никому ненужные гидроксид-ионы! Снова включается в работу равновесие  $\text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{OH}^-$  (смещается влево) в целях сохранения положенной для водных растворов константы ( $10^{-14}$ ). Но концентрации этих ионов уже разные и среда щелочная.

Гидролиз по катиону наблюдаем в растворах солей, например  $\text{NH}_4\text{Cl}$ , образованных слабым основанием ( $\text{NH}_4\text{OH}$ ). Сначала диссоциация соли:  $\text{NH}_4\text{Cl} \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{Cl}^-$ . Затем атака «слабого» на молекулы воды с целью образования прочной связи:  $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{NH}_4\text{OH} + \text{H}^+$ . Появление дополнительных ионов  $\text{H}^+$  снова смещает влево известное нам равновесие  $\text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{OH}^-$ , но концентрация ионов водорода уже больше, чем  $\text{OH}^-$  и среда стала кислой.

Естественно, есть соли, образованные сильными и кислотами, и основаниями – они не изменяют нейтральность раствора (не гидролизуются). В растворах тех солей, где «слабыми» являются и катион, и анион наблюдается, так называемый, полный гидролиз, а среда раствора зависит от того, какой из них всё-таки сильнее.

**Алгоритм составления уравнений реакций гидролиза:**

Последовательность операций	Пример	Замечания
Записать уравнение диссоциации соли.	$\text{CrCl}_3 \rightarrow \text{Cr}^{3+} + 3\text{Cl}^-$	Соли-сильные электролиты, в воде полностью диссоциируют на ионы.
Анализ силы кислоты и основания, образующих соль.	$\text{Cr}(\text{OH})_3$ слабое основание $\text{HCl}$ сильная кислота	Основание нерастворимое.
Записываем сокращённое ионное уравнение гидролиза по первой ступени. «В гидролизе слабый работает: нападает на молекулу воды, а сильный определяет среду».	$\text{Cr}^{3+} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{CrOH}^{2+} + \text{H}^+$	Гидролиз по катиону, в растворе накапливаются ионы водорода – кислая среда.
Записываем молекулярное уравнение гидролиза по первой ступени.	$\text{CrCl}_3 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{CrOHCl}_2 + \text{HCl}$	Нейтрализуем все заряженные частицы противоионами, находящимися в растворе.

### Эксперимент

#### Реакция среды растворов солей при гидролизе.

Исследуем индикатором растворы солей:  $\text{KI}$ ,  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ,  $\text{CrCl}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{CH}_3\text{COONa}$ .

Записываем сокращённые ионные уравнения гидролиза по первой ступени.

#### Усиление гидролиза при нагревании и его обратимость.

В пробирку наливаем 5-6 мл раствора  $\text{CH}_3\text{COONa}$ . Добавляем 1-2 капли фенолфталеина. Делим содержимое пробирки на 2 части. Одну из них нагреваем. Сравниваем интенсивность окраски в пробирках. Охлаждаем раствор до исходной температуры и вновь сравниваем интенсивность окраски с контрольным раствором.

#### Полный гидролиз.

Приливаем к растворам солей, гидролизующихся по катиону  $\text{CrCl}_3$ , (аниону  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ), раствор щёлочи (кислоты).

Попарно сливаем растворы солей с разной реакцией среды  $\text{CrCl}_3$  и  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ . Отмечаем наблюдаемые признаки реакции.

Делаем вывод о влиянии нейтрализации среды раствора и температуры на равновесие с позиций принципа Ле-Шателье. Сделайте вывод о способах усиления гидролиза.

## Задания:

1) В р-ре какой соли концентрация ионов водорода наибольшая?

$K_3PO_4$ ,  $BaCl_2$ ,  $CuSO_4$ ,  $NaNO_3$ . Ответ обосновать.

2) По таблице растворимости выберите 3 соли, которые подвергаются полному гидролизу (сульфиды  $Cr^{3+}$ ,  $Fe^{3+}$ ,  $Al^{3+}$  карбонаты и силикаты  $Be^{2+}$ ,  $Zn^{2+}$ ,  $Cd^{2+}$ ,  $Cu^{2+}$ ,  $Co^{2+}$ ,  $Sn^{2+}$ ,  $Cr^{3+}$ ,  $Fe^{3+}$ ,  $Al^{3+}$ ). Напишите уравнения происходящих процессов при попытке получить данные соли с помощью обменных реакций в водных растворах.

3) В каком из растворов двух солей равной концентрации:  $FeCl_2$  и  $FeCl_3$  среда более кислая? Ответ обосновать.

4) Пользуясь таблицей растворимости, выберите пару солей, растворы которых взаимно усиливают гидролиз. Напишите молекулярное уравнение полного гидролиза.

Обратите внимание на существование водных растворов солей, образованных слабым основанием и слабой кислотой, а также образование в реакциях обмена нерастворимых солей (например,  $CuS$ ,  $PbS$ ). Каковы причины таких явлений с точки зрения процессов равновесия и степени связывания ионов в реакциях обмена?

*Yogyakarta-Indonesia, December 6, 2005*

*При растворении хлорида аммония в воде образуется*

- A. нейтральный раствор*
- B. основной раствор*
- C. кислый раствор*
- D. амфотерный раствор*

*0,2 М водный раствор неизвестной соли даёт осадок при обработке раствором нитрата бария и окрашивает раствор фенолфталеина в малиновый цвет. Неизвестной солью может быть:*

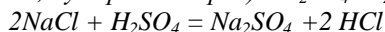
- (A) NaCl*
- (B)  $K_2CO_3$*
- (C)  $(NH_4)_2SO_4$*
- (D) SrCl<sub>2</sub>*

## Щелочные металлы. Бериллий, магний и щелочноземельные металлы

### Теория:

Особенности взаимодействия щелочных металлов с кислородом. Понятие о пероксидах. Окисление лития кислородом и азотом воздуха. Жёсткость воды, способы устранения карбонатной жёсткости.

© Глауберова соль (горькая соль, слабительная соль, сульфат натрия)  $Na_2SO_4 \cdot H_2O$  впервые получена немецким алхимиком Глаубером по реакции:



После окончания реакции он растворил в воде остаток твёрдого вещества и оставил для кристаллизации. Кстати, полученную в результате его экспериментов хлороводородную кислоту долгое время называли «дымящим соляным спиртом Глаубера», а позднее соляной кислотой.

© В конце XVII и начале XVIII вв землями называли оксиды металлов. Слово земли перешло в групповое название металлов, выделенных из их оксидов: щелочноземельные, редкоземельные.

### Эксперимент

#### Взаимодействие натрия с кислородом. Идентификация пероксидов.

Вынимаем пинцетом из банки с керосином кусок натрия и на фильтровальной бумаге отрезаем скальпелем кусочек величиной с горошину. Сушаем поверхность фильтровальной бумагой и помещаем в укрепленный в штативе фарфоровый тигель. Осторожно нагреваем тигель с металлом до его воспламенения. Отмечаем цвет пламени.

К содержимому тигля добавляем несколько капель 1М раствора серной кислоты и переносим раствор в пробирку с раствором иодида калия. Наблюдаем изменение окраски и записываем и обсуждаем уравнения реакций:  $2Na + O_2 = Na_2O_2$  (образование при окислении натрия пероксида, а не оксида доказывают нижеследующие реакции);

$Na_2O_2 + H_2SO_4(p) = Na_2SO_4 + H_2O_2$  (вытеснение сильной кислотой слабой кислоты из её соли);



$\text{H}_2\text{O}_2 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{I}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$  (качественная реакция с иодид-ионом на присутствие в системе окислителя).

### **Окрашивание пламени солями щелочных металлов, кальция, стронция и бария.**

Промываем нихромовую проволоку в  $\text{HCl}$  и прокаливаем в пламени спиртовки. Вносим проволоку последовательно в растворы солей металлов и в пламя спиртовки.

### **Исследование растворимости гидроксидов щелочных и щелочноземельных металлов.**

Помещаем спиртовые термометры в химические стаканы с водой, отмечаем температуру воды, затем вносим по несколько гранул гидроксидов калия и натрия. Наблюдаем повышение температуры при растворении данных веществ. Проверяем реакцию среды, добавляя в каждый стакан 2-3 капли раствора фенолфталеина.

К одинаковым объемам растворов хлоридов кальция стронция и бария одинаковой концентрации приливаем одинаковый объем разбавленного раствора щелочи. Обращаем внимание на объем выпавшего осадка в каждой пробирке.

### **Качественная реакция на ионы $\text{Ba}^{2+}$ .**

К растворам солей бария (3 пробирки) приливаем сульфат, карбонат и сульфит натрия. Наблюдаем образование осадков соответствующих нерастворимых солей бария. В каждую пробирку добавляем раствор соляной кислоты (происходит растворение осадков только карбоната и сульфита).

### **Получение жёсткой воды.**

Помещаем в колбу с небольшим количеством воды карбонат кальция и(или) магния. Смесь тщательно перемешиваем и пропускаем углекислый газ из аппарата Кипа (или прибора для получения газов) до полного растворения солей.

Запишите уравнение реакции образования кислых солей.

В такую же колбу наливаем равный объем дистиллированной воды и приливаем по каплям из бюретки мыльный раствор, встряхивая колбу после добавления каждой капли. Записываем число капель, необходимых для образования устойчивой мыльной пены. Проводим аналогичное исследование с полученным раствором жёсткой воды (происходит образование осадка на стенках колбы). Объясните результаты эксперимента.

### **Задания:**

- 1) Написать уравнения реакций взаимодействия карбоната и сульфата бария с соляной кислотой. Какие слабые электролиты образуются в результате реакций?
- 2) Почему осадок сульфата бария не растворился в сильной кислоте?
- 3) Можно ли данную реакцию считать качественной и для ионов бария, и для сульфат-ионов?

## **Алюминий**

### **Теория:**

Положение алюминия в периодической системе химических элементов, свойства атома (электронная конфигурация, степень окисления, электроотрицательность, тип связи в простом веществе, свойства простого вещества, положение в ряду напряжений металлов, получение, химическая активность при взаимодействии с неметаллами, кислотами, щелочами, амфотерные свойства оксида и гидроксида, гидролиз солей алюминия.

По распространённости в земной коре занимает третье место среди всех элементов, после кислорода и кремния (первое среди металлов!).

© На Парижской всемирной выставке в 1855 г. демонстрировалось «серебро Девиля» - слиток алюминия ценой дороже золота - 2 400 марок за 1 кг. Алюминий, получаемый в то время способом, предложенным французским химиком Анри-Этьен Сент-Клер-Девиллем по реакции:  $\text{Na}[\text{AlCl}_4] + 3\text{Na} = \text{Al} + 4\text{NaCl}$  был очень дорог.

### **Задания:**

- 1) В какой цвет окрасится индикатор в растворах следующих солей алюминия:  $\text{AlCl}_3$ ,  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ,  $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$  ?



2) Существует ли уравнение, отражающее процесс гидролиза во всех этих растворах солей алюминия?

3) Как усилить гидролиз солей алюминия?

☉ *Впервые алюминий получен датским физиком Г. Эрстедом в 1825г. Прокаливанием хлорида алюминия с амальгамой калия.*

☉ *По объёму производства и потреблению цветных металлов первое место занимает алюминий, второе – медь, третье – цинк.*

## Железо

### Теория:

Положение железа в периодической системе химических элементов, свойства атома (электронная конфигурация, степени окисления, электроотрицательность, тип связи в простом веществе, свойства простого вещества, положение в ряду напряжений металлов, получение, химическая активность при взаимодействии с неметаллами, кислотами, щелочами, свойства оксидов и гидроксидов.

Четвёртое место по распространённости в земной коре! (второе среди металлов!).

### Эксперимент:

#### Окисление железа ионами $\text{Cu}^{2+}$ .

В раствор медного купороса опускаем очищенный от ржавчины наждачной бумагой старый гвоздь. Через несколько минут наблюдаем образование на поверхности гвоздя характерного красного слоя меди.

☉ *«Вооружённый блистающий Марс бросается в объятия растаявшей в слезах Венеры и при этом краснеет,» - так описывали древние греки данную реакцию.*

● ? *Вспомните также строки: «Семь металлов создал свет по числу семи планет...». О каких металлах и «планетах» идёт речь? (Au - Солнце, Ag - Луна, Cu - Венера, Fe - Марс, Hg - Меркурий, Sn - Юпитер, Pb - Сатурн)*

Запишите уравнение реакции окисления железа до +2, обратите внимание, что переход  $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{2+}$  осуществляется также при действии других сравнительно слабых окислителей:  $\text{H}^+$ , S,  $\text{I}_2$ .

#### Восстановление ионов $\text{Fe}^{3+}$ цинком.

Вносим в пробирку несколько гранул цинка, приливаем 6-8 мл раствора хлорида железа(III) и 2-3 мл соляной кислоты. Отмечаем цвет раствора, обусловленный наличием ионов  $\text{Fe}^{3+}$ . Закрепляем пробирку в держателе и нагреваем до полного обесцвечивания раствора.

#### Качественные реакции на ионы $\text{Fe}^{3+}$ и $\text{Fe}^{2+}$ .

После охлаждения раствора, полученного в опыте 2, берём в 4 пробирки пробы раствора после реакции и в 4 пробирки - исходного раствора хлорида железа(III). Добавляем в каждую пару пробирок одинаковые объёмы растворов:

- а) жёлтой кровяной соли, б) красной кровяной соли,  
в) роданида калия, г) гидроксида калия.

Объясняем наблюдаемое, записываем уравнения реакций.

☉ *«Жёлтая и красная кровяные соли» получили своё название от способа их производства – из крови, собираемой на бойнях. Животные отбросы (содержат серу и азот) нагревали с карбонатом калия и железными опилками (образование цианида калия и сульфида железа(II)). Спек обрабатывали горячей водой (реакция:  $\text{KCN} + \text{FeS} = \text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6] + \text{K}_2\text{S}$ ), полученный раствор упаривали до начала кристаллизации.*

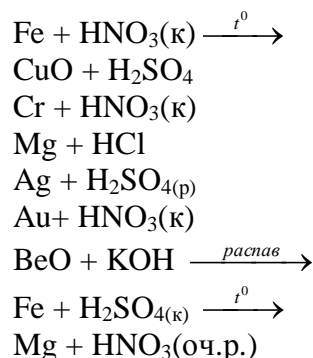
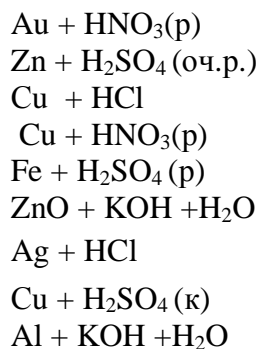
### Задания:

#### Задачи по теме «Металлы».

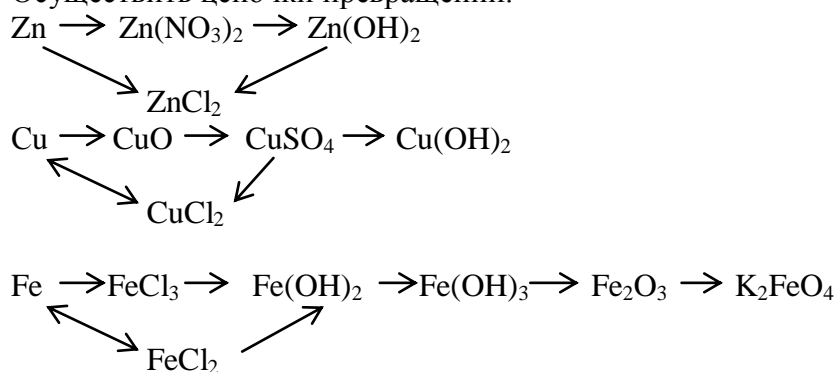
1. К раствору, содержащему 4,42 г смеси сульфатов железа (III) и алюминия прибавили избыток разбавленного р-ра NaOH. Осадок отфильтровали и прокалили. Масса его после прокаливания 0,4 г. Каков состав исходного р-ра? (Ответ: 1г сульфата железа(III) и 3,42 г сульфата алюминия)

2. При восстановлении 9,95 г оксида двухвалентного металла водородом получилось 7,82 г металла. Определите металл. (Ответ: Co)

3. Характеризуйте кислотно-основные свойства  
 а) гидроксида алюминия      б) оксида железа(II).  
 Приведите уравнения соответствующих реакций.
4. Закончите уравнения возможных реакций, в окислительно-восстановительных реакциях покажите переход электронов.



5. Качественные реакции на  $\text{Fe}^{3+}$ .  
 6. Осуществить цепочки превращений:



7. Какие соединения образуют щелочные металлы на воздухе?

## Неметаллы

### Теория:

Положение металлов и неметаллов в периодической системе химических элементов, свойства атомов неметаллов по сравнению с атомами металлов (электронная конфигурация, степени окисления, электроотрицательность), тип связи в простом веществе, типы кристаллических решёток неметаллов по характеру связи, свойства простых веществ, химическая активность при взаимодействии с металлами, типы связи в сложных веществах, образованными атомами неметаллов.

### Задания:

Верно ли утверждение, что каждый элемент периодической системы образует простое вещество?

Как можно объяснить значительно большее число простых веществ по сравнению с числом химических элементов?

По каким признакам объединены вещества каждой строки?

1)  $\text{H}_2$ ,  $\text{F}_2$ ,  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{Br}_2$ ,  $\text{I}_2$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{N}_2$ ,  $\text{S}_8$ ,  $\text{P}_4$ ;

2)  $\text{C}$ ,  $\text{P}_{(\text{красн.})}$ ,  $\text{Si}$ ,  $\text{B}$ ,  $\text{As}$ ;

3) алмаз, графит, фуллерен;

4) азот, кислород, инертные газы, водяной пар, углекислый газ, озон, оксиды азота и серы.

(Ответ:

Простые вещества, неметаллы, молекулярного строения (1);

простые вещества, неметаллы, образуют ковалентные крист. решётки (2);

простые вещества, неметаллы, аллотропные разновидности одного элемента(3);

вещества, входящие в состав воздуха, образованы элементами- неметаллами(4).)

☺ Деление на металлы и неметаллы довольно условно, одним из ярких тому свидетельств –аллотропные модификации олова. Олово в интервале температур от -13 до 161 °С -типичный металл. В средние века оловянную домашнюю посуду, органические трубы часто поражала странная «болезнь»: без видимых причин предметы рассыпались в серый порошок, причём «больные» заражали «здоровых», за что это явление получило название «оловянной чумы». В 1912 . погибла экспедиция Скотта к Южному полюсу, лишившись жидкого топлива, которое хранилось в металлических контейнерах, спаянных оловом. При температурах ниже -13 °С белое олово начинает переходить в порошкообразное серое олово. Процесс идёт особенно быстро при -39 °С и ускоряется в присутствии серого олова.

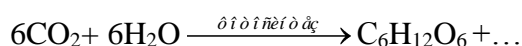
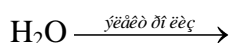
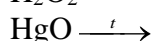
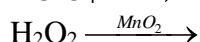
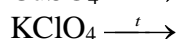
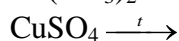
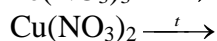
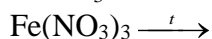
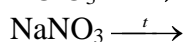
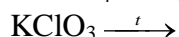
## Водород. Кислород

### Теория:

Способы получения и свойствах водорода и кислорода

### Задания:

Рассмотрите реакции, в результате которых образуется кислород:



Какие степени окисления проявляет кислород в исходных веществах?

Атомы каких элементов восстанавливаются в каждой из этих реакций?

Какие способы получения водорода вам известны?

Каковы степени окисления водорода в исходных соединениях? Как они изменяются в каждом процессе?

**Задания:** Заполните таблицу:

	Свойство	Кислород	Водород
Характеристика элемента	Изотопы		
	Электронная конфигурация		
	Возможные степени окисления		
	Распространённость в земной коре		
Характеристика простого вещества	Строение молекул, тип кристаллической решётки, аллотропия		
	Температурные константы, растворимость в воде, цвет, запах		
	Химические реакции, лежащие в основе получения, идентификация		
	Восстановительные свойства (уравнения реакции)		
	Окислительные свойства (уравнения реакций)		

Предлагается 10 утверждений: если данная информация полностью соответствует данному веществу (элементу), то под соответствующим номером ставится знак «^», в противном случае «-». Выполните это задание для водорода и кислорода.

1) Этот элемент образует простое вещество молекулярного строения.

- 2) Занимает первое место по распространённости в земной коре.
- 3) При н.у. это бесцветный газ без цвета и запаха, плохо растворяется в воде, в 14,5 раз легче воздуха.
- 4) Молекулы этого вещества двухатомны.
- 5) Это вещество при взаимодействии с металлами проявляет окислительные свойства.
- 6) Степени окисления этого элемента в соединениях +1 и -1.
- 7) Этот газ поддерживает горение.
- 8) Кратность связи в молекулах этого вещества равна 2.
- 9) Это s-элемент.
- 10) Смесь этого вещества с другим простым веществом в определённом соотношении называется гремучим газом.

Ответы:

^^—^^—^^—^

1 2 3 4 5 6 7 8 9 10

^—^^^^— ^^

1 2 3 4 5 6 7 8 9 10

© Систематическое изучение свойств водорода провёл английский химик Г.Кавендиш в 1766г. Ему приписывается честь открытия этого газа, ранее выделяемого при действии кислот на некоторые металлы и другими учёными. Название дал А. Лавуазье от греч.

*hydros-вода и genes-рождающийся. Русское название водород - буквальный перевод.*

Джеймс Дьюар(1842-1923) 10 мая 1898 г получил жидкий водород, а через год твёрдый.

Усовершенствовал аппаратуру Кальете . Сосуды с двойными стенками (термосы).

Джозеф Пристли (1733-1804)

© Открытие кислорода: 1 августа 1774г. Линзой сконцентрировал солнечные лучи, и провёл реакцию:  $HgO=Hg+ O_2$ . Впервые изучил свойства  $NH_3$ .

Знал 9 языков. Один из образованнейших людей своего времени. Открыл:  $O_2, NO, CO, SO_2$  .

### Химическая связь. Гибридизация атомных орбиталей.

#### Теория:

В молекулах между атомами связь ковалентная. Она может быть полярной или неполярной, но всегда её образование связано с обобществлением электронной пары (с позиций метода валентных связей, в рамках которого мы пока и будем рассматривать этот раздел). Ковалентная связь, в отличие от ионной или металлической, является направленной (орбитали только в определённом положении в пространстве могут перекрываться) и насыщаемой (максимальное число связей атома ограничено числом его внешних орбиталей). Классический вопрос: какова валентность азота в азотной кислоте? Азот – элемент второго периода, а значит имеет только 4 внешние орбитали (1s и 3p), значит максимальная валентность его не может быть больше четырёх! Другое дело – степень окисления: внешних электронов 5 и все они могут быть смещены к более электроотрицательному атому и степень окисления +5 для него возможна. Механизмы образования ковалентной связи: обменный (в обобществлении участвует по одному электрону от каждого атома) и донорно-акцепторный (один атом, донор, предоставляет орбиталь с парой электронов, а второй только свободную орбиталь).

Важнейшими характеристиками любой связи являются: энергия (всегда **выделяется** при образовании связи), длина (чем короче связь, тем прочнее), для ковалентной связи рассмотрим также кратность (число обобществлённых электронных пар) и угол связи. С ростом радиуса галогена увеличивается длина связи в молекулах простых веществ и галогеноводородах. Уменьшение энергии связи приводит к лёгкому её разрыву, например, при диссоциации, поэтому и сила соответствующих кислот увеличивается от HF к HI. В молекулах азота и угарного газа высокая энергия связи обусловлена кратностью (3), но в полярной молекуле CO имеет место ещё и электростатическое взаимодействие, кстати, это самая прочная связь известная в двухатомных молекулах.

### Типы связей по способу перекрывания атомных орбиталей.

Орбитали, участвующие в образовании связи.	Тип связи по способу перекрывания.	Примеры молекул с данным типом связи.
s-s	$\sigma$	H <sub>2</sub>
s-p	$\sigma$	H <sub>2</sub> S, PH <sub>3</sub> , HCl, H <sub>2</sub> O <sub>2</sub>
p-p	$\sigma$	Cl <sub>2</sub> , Br <sub>2</sub> , O <sub>2</sub> , N <sub>2</sub> , CO, H <sub>2</sub> O <sub>2</sub>
	$\pi$	O <sub>2</sub> , N <sub>2</sub> , CO

### Типы гибридизации атомных орбиталей.

Условия и типы гибридизации, примеры молекул с различным типом гибридизации атомов. Влияние гибридных несвязывающих орбиталей на величину валентного угла. Угол связи в молекуле (угол между двумя линиями связи одного атома) определяется направлением связывающих орбиталей в пространстве. Когда в образовании связей участвуют р-орбитали, то этот угол близок к 90° (обычно чуть больше – действуют силы отталкивания). Метод рентгеноструктурного анализа позволяет определить и углы, и межъядерные расстояния (см. табл.).

Величина углов связи многих молекул может быть объяснена с позиций теории гибридизации, предложенной Полингом. Гибридизация – смешение орбиталей: выравнивание их по энергии и симметрии. В обозначении типов гибридизации заключена информация об исходных орбиталях, участвующих в процессе:

$sp$ ,  $sp^2$ ,  $sp^3$ ,  $sp^3d$ ,  $sp^3d^2$ ,  $dsp^2$ . Из различных (но близких!) по энергии и симметрии исходных атомных орбиталей образуются одинаковые гибридные и их ровно столько, сколько исходных участвовало. Положение гибридных орбиталей в пространстве легко предсказуемо: минимум энергии при минимальных силах отталкивания. Поэтому 2 гибридные орбитали ( $sp$ -гибридизация) ориентированы под углом 180° – образуются линейные молекулы – CO<sub>2</sub>, C<sub>2</sub>H<sub>2</sub>, CS<sub>2</sub>. 3 гибридные орбитали ( $sp^2$ -гибридизация) расположены под углом 120° – образуются плоские молекулы и ионы – SO<sub>3</sub>, C<sub>2</sub>H<sub>4</sub>, BCl<sub>3</sub>, CO<sub>3</sub><sup>2-</sup>, NO<sub>3</sub><sup>-</sup>. 4 гибридные орбитали ( $sp^3$ -гибридизация) направлены к углам тетраэдра, в центре которого находится тот самый атом с  $sp^3$ -гибридными орбиталями. Угол в этом случае – 109°28' и образуются тетраэдрические молекулы и ионы: CH<sub>4</sub>, NH<sub>4</sub><sup>+</sup>, SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>, PO<sub>4</sub><sup>3-</sup>. В случае  $sp^3d$  (PCl<sub>5</sub>),  $sp^3d^2$  (SF<sub>6</sub>) – гибридных молекул имеют тригонально-бипирамидальное и октаэдрическое строение, соответственно.

Тип гибридизации легко определяется из величины угла связи. Отметим, что гибридные орбитали образуют только  $\sigma$ -связи и в  $\pi$ -связывании не участвуют. Однако, в ряде случаев, наблюдается образование большего числа гибридных орбиталей, чем это необходимо для образования  $\sigma$ -связей. Например, в молекуле аммиака у азота 3  $\sigma$ -связи – по одной с каждым атомом водорода, а тип гибридизации азота –  $sp^3$ . Очевидно, что одна гибридная орбиталь с двумя электронами не участвует в связи и называется гибридной несвязывающей. Аналогично, у атома кислорода ( $sp^3$ ) в молекуле воды две несвязывающие гибридные орбитали, поскольку только две из четырёх гибридных задействованы на связь с атомами водорода. Гибридные несвязывающие орбитали не локализованы ядром атома-соседа и занимают больший объём, поэтому они отталкивают связывающие орбитали уменьшая угол связи, по сравнению с углом, характерным для данного типа гибридизации. Так, наличие одной несвязывающей орбитали в молекуле аммиака уменьшает угол от классического 109°28' до 107°, а двух несвязывающих орбиталей в молекуле воды, уже до 104,5°. Очевидно, что присоединение иона водорода к таким молекулам по донорно-акцепторному механизму приводит к уменьшению такого отталкивания и углы связи увеличиваются (образуются, соответственно, ионы аммония NH<sub>4</sub><sup>+</sup> и гидроксония H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>). Обратите внимание, что в случае молекулы NH<sub>3</sub> и иона H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> геометрия частиц не тетраэдрическая, а пирамидальная.

Тип гибридизации	Примеры молекул и ионов	Наличие несвязывающих гибридных орбиталей	Валентный угол
sp	CO <sub>2</sub> , C <sub>2</sub> H <sub>2</sub> , CS <sub>2</sub>	0	180
sp <sup>2</sup>	SO <sub>3</sub> , BF <sub>3</sub> , NO <sub>3</sub> <sup>-</sup> , CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup> , C <sub>2</sub> H <sub>4</sub>	0	120
	O <sub>3</sub>	1	117
	SO <sub>2</sub>	1	119
sp <sup>3</sup>	SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> , PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup> , CH <sub>4</sub> , NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	0	104
	NH <sub>3</sub>	1	107
	H <sub>2</sub> O	2	104,5

Зависимость свойств веществ (растворимость в полярных растворителях) от строения молекул.

### Задания:

*Тестовый тур, 3-я IJSO, Сан Паоло — Бразилия, 5 декабря 2006 г.*

*Структура молекулы аммиака (NH<sub>3</sub>) имеет форму:*

- A. линейную;
- B. правильного тетраэдра;
- C. пирамиды;
- D. плоского треугольника.

## Вода. Пероксид водорода. Водородная связь

### Теория:

Природа водородной связи. Взаимосвязи строения и свойств веществ, в том числе, как результат образования водородных связей между молекулами.

Строение молекул воды и пероксида водорода.

Классификации типов химической связи по природе образования (ковалентная, ионная, металлическая).

### Задания:

Возможно ли образования водородной связи между молекулами: водорода, сероводорода, спирта, пероксида водорода, серной кислоты, азотной кислоты, аммиака?

*Тестовый тур, 3-я IJSO, Сан Паоло — Бразилия, 5 декабря 2006 г.*

*Чистая вода имеет приблизительно такую молярную концентрацию:*

- A. 0,55 моль/л;
- B. 5,5 моль/л;
- C. 55 моль/л;
- D. 550 моль/л.

*Тестовый тур, 4-я IJSO, Тайpei, Тайwan, 4 декабря 2007 г.*

*Какое из следующих утверждений верно и для воды, и для D<sub>2</sub>O?*

- (A) Вода и D<sub>2</sub>O имеют одинаковую температуру кипения при одинаковом давлении.
- (B) Молекула D<sub>2</sub>O имеет на один нейтрон больше, чем молекула воды.
- (C) И вода и D<sub>2</sub>O активно реагируют с щелочными металлами.
- (D) <sup>1</sup><sub>1</sub>H и <sup>2</sup><sub>1</sub>D являются аллотропными разновидностями

## Свойства пероксида водорода.

### Эксперимент



- 1) Используя растворы окислителя (перманганата или дихромата калия) и восстановителя (иодида калия), исследуйте окислительно-восстановительные свойства пероксида водорода в сернокислой среде.
- 2) Установите, какой газ выделяется при нагревании пероксида водорода (для ускорения процесса можно использовать катализатор –  $MnO_2$ ).
- 3) Запишите уравнения всех реакций.

**Вопросы:**

- 1) Какая из реакций является реакцией диспропорционирования?
- 2) Какие свойства пероксида водорода объясняют следующие утверждения:
  - а) Между молекулами пероксида водорода образуются водородные связи.
  - б) Кислород в молекуле пероксида водорода находится в степени окисления -1.
  - с) Константа диссоциации пероксида водорода  $2,4 \cdot 10^{-12}$ , водный раствор пероксида натрия имеет щелочную реакцию.

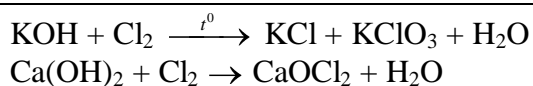
*Ответы:*

*а-высокая температура кипения, неограниченная растворимость в воде*

*б-окислительно-восстановительные двойственность*

*с- слабая кислота*





реакций. Какие из них относятся к реакциям диспропорционирования?

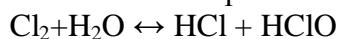
### Эксперимент.

#### Получение хлора и хлорной воды (тяга).

В колбу Вюрца поместите немного (~1- 0,5 г)  $\text{KMnO}_4$ (тв.) и прилейте через капельную воронку ~ 1 мл  $\text{HCl}$  (к), (возможно, потребуется слабое нагревание). Выделяющийся газ соберите в демонстрационную пробирку на фоне белой бумаги, отмечая его цвет и запах (осторожно). В пробирку налейте 2/3 холодной воды и пропустите через неё хлор ещё 2-3 минуты.

#### Свойства хлорной воды.

Докажите наличие в растворе всех компонентов равновесия:



Для этого полученную хлорную воду разделите на 4 части и прибавьте:

к первой - раствор нитрата серебра, доказывая по образованию осадка присутствие хлорид-ионов;

ко второй – раствор лакмуса (наличие ионов водорода);

к третьей – раствор фуксина или чернил (наличие хлорноватистой кислоты);

к четвёртой – раствор щелочи, а затем сульфата хрома (изменение окраски раствора с зелёной ( $\text{Cr}^{3+}$ ) на жёлтую ( $\text{CrO}_4^{2-}$ ) свидетельствует о присутствии в хлорной воде молекулярного хлора (окислителя).

### Качественные реакции

Проведите качественные реакции на все галогенид-ионы. Какой из осадков растворяется в растворе аммиака? Тиосульфата натрия?

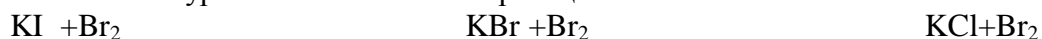
### Вопросы:

1. Найдите максимальное число аргументов, позволяющих поместить водород в седьмую группу и в первую группу таблицы Д.И. Менделеева.

2. Напишите реакцию диспропорционирования брома при растворении в воде. (одно из образующихся соединений содержит  $\text{Br}^{+5}$ )

Как сместить это равновесие вправо (добавить кислоту или щёлочь?)

3. Запишите уравнение возможных реакции:



На какой, из образующийся галогенов, существует специфический индикатор?

*Фторид натрия  $\text{NaF}$  широко используется в производстве зубной пасты. Химик, работающий в фирме по производству зубной пасты, хочет приготовить 200 мл 0,05 М водного раствора фторида натрия. Сколько грамм  $\text{NaF}$  ему понадобится?*

(A) 0,14 грамма

(B) 0,26 грамма

(C) 0,42 грамма

(D) 1,57 грамма

© Карл Вильгельм Шееле (1742-1786) шведский химик и фармацевт.

«Не мог прикоснуться к какому-либо телу без того, чтобы не сделать открытие»

В 1774 г. открыл хлор по реакции:  $\text{MnO}_2 + 4\text{HCl} = \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

« Я поместил смесь чёрной магнезии с муриевой кислотой в реторту и поставил нагревать на песчаную баню»

Назвал полученный газ дефлогистированной муриевой кислотой. Газ назван хлором (пер. с греч. «жёлто-зелёный») в 1812 году Гей-Люссаком.

Открытие  $\text{Mo}$  (1778),  $\text{W}$  (1781). Его имя увековечено в названии минерала шеелита –  $\text{CaWO}_4$ .

© Гей-Люссак (кроме хлора) назвал бром («зловонный»), открытый фр. химиком Беларом, и йод («фиолетовый»), открытый в 1811 году французским химиком Бернаром Куртуа по реакции:  $\text{NaI}$  (в золе водорослей) +  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

Либих: «Не Балар открыл бром, а бром открыл Балара»

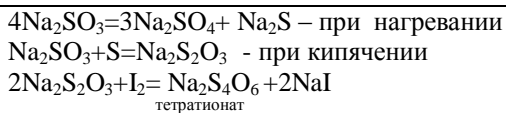
### Задачи повышенной сложности по теме «Галогены».

1. Какой объём хлора при  $17^\circ\text{C}$  и 745 мм рт.ст. выделится при взаимодействии соляной кислоты с 1 кг  $\text{MnO}_2$ ? (Ответ:  $V(\text{Cl}_2)=279,15\text{л}$ )
2. Определите, какой объём хлора вступает в реакцию с гидроксидом калия в горячем водном растворе, если среди продуктов обнаружено 0,46 моль хлорида калия. (Ответ: 6,18л)
3. Вычислите процентное содержание  $\text{KIO}_3$  в растворе, если 3,21 г раствора, реагируя с избытком  $\text{KI}$  в разбавленном сернокислом растворе, образует 0,635 г йода. (Ответ: 5,55%)
4. В 100 г воды при  $20^\circ\text{C}$  растворяется 3,6 г брома. Сколько граммов бромной воды потребуется для окисления 7,6 г  $\text{FeSO}_4$  в сернокислом растворе? (Ответ: 115г)
5. Смесь хлорида натрия и иодида натрия массой 1,8 г растворили в воде. В раствор пропустили избыток хлора. После этого масса хлорида натрия стала равной 1,3 г. Рассчитайте массовую долю иодида натрия в исходной смеси солей. (Ответ:  $\omega(\text{NaI})=46\%$ )

## VI группа

### Теория:

<p><b>Характеристика элементов</b></p> <p>электронная конфигурация атомов _____</p> <p>радиус      э/о      степени окисления</p> <p>O            ↓            ↑            -2 -1+1+2</p> <p>S            ↓            ↑            }            -2 +2 +4 +6</p> <p>Se           ↓            ↑            }</p> <p>Te           ↓            ↑            }</p>	<p><b>Нахождение в природе</b></p> <p>Простые вещества: _____</p> <p>Сульфиды: _____</p> <p>Сульфаты: _____</p> <p><b>Получение кислорода:</b></p> <p>В промышленности: _____</p> <p>В лаборатории: <math>\text{KMnO}_4=</math> _____</p> <p><math>\text{KClO}_3=</math> _____ <math>\text{KNO}_3=</math> _____</p> <p><math>\text{H}_2\text{O}_2=</math> _____</p>
<p><b>Характеристика простых веществ</b></p> <p>Аллотропия: _____</p> <p>Тип связи: _____</p> <p>Строение молекул: _____</p>	<p><b>Химические свойства простых веществ</b></p> <p>Взаимодействие кислорода и серы с металлами: Na, Li, Ca, Cu, Zn, Al, Hg, Fe</p> <p>_____</p> <p>с водородом: _____</p> <p>реакция диспропорционирования:</p> <p><math>3\text{S}+6\text{NaOH}\rightarrow 2\text{Na}_2\text{S}+ \text{Na}_2\text{SO}_3+3\text{H}_2\text{O}</math></p>
<p><b>Соединения с водородом (молекулярного строения)</b></p> <p>тип связи _____</p> <p>в воде → слабые кислоты</p> <p>сила кислот      <math>t^\circ</math> кип., <math>^\circ\text{C}</math></p> <p><math>\text{H}_2\text{O}</math>            ↓            100 (причина: _____)</p> <p><math>\text{H}_2\text{S}</math>            ↓            -60</p> <p><math>\text{H}_2\text{Se}</math>          ↓            -41</p> <p><math>\text{H}_2\text{Te}</math>          ↓            -2</p> <p><math>\text{H}_2\text{O}_2</math>- слабая кислота(соли-пероксиды) _____, окислительно-восстановительные свойства: _____</p>	<p><b>Сульфиды - восстановительные свойства:</b></p> <p>_____</p> <p><b>Качественная реакция на <math>\text{S}^{2-}</math>:</b> _____</p> <p>образование осадков чёрного цвета при взаимодействии с растворимыми солями _____</p> <p>Получение сероводорода в лаборатории:</p> <p><math>\text{Na}_2\text{S}_{(\text{кр})}+\text{HCl}=</math> _____ (сильная кислота вытесняет слабую)</p>
<p><b>Кислородные соединения серы</b></p> <p>Оксиды серы(строение): _____, _____</p> <p>Кислоты: _____, _____, тиосерная _____, дисерная _____, пероксидисерная _____.</p> <p>Соли(кислые и средние): _____</p>	<p><b>Задания:</b></p> <p>1) Закончить составление блок-схемы.</p> <p>2) Написать реакции, доказывающие окислительно-восстановительную двойственность серы, оксида серы(IV), сульфитов.</p> <p>3) Написать уравнения реакций взаимодействия концентрированной серной кислоты с</p>



Cu, Zn, Mg, Fe, Cr ,  
указать условия их проведения.  
4) Рассмотреть термическую устойчивость  
сульфатов натрия, меди, кальция.

## Эксперимент.

### Аллотропия серы.

Пробирку наполните серой до половины объёма, укрепите в держателе и нагрейте в пламени спиртовки, аккуратно встряхивая. Наблюдайте изменение цвета и вязкости. При медленном нагревании в интервале температур 95,6-119,3 °С ромбическая сера переходит в моноклинную. Расплавленная сера состоит из замкнутых молекул  $\text{S}_8$ , но при дальнейшем нагревании (180-200 °С) циклические молекулы  $\text{S}_8$  разрушаются и образуются линейные молекулы, которые частично полимеризуются (что вы при этом наблюдаете?). Дальнейшее нагревание приводит к образованию более коротких молекул серы различного состава (в пробирке снова жидкая фаза).

Доведите серу до кипения и вылейте в кристаллизатор с холодной водой. Убедитесь в эластичности полученной модификации и оставьте на воздухе, чтобы проследить переход из аморфной модификации в кристаллическую.

### Получение сероводорода и его свойства(тяга).

Поместите в колбу Вюрца 2-3 г сульфида натрия, добавьте по каплям соляную кислоту. Поднесите к концу газоотводной трубки смоченную водой индикаторную бумажку, затем полоску фильтровальной бумаги, смоченную в растворе соли свинца. Отметьте изменение окраски. Когда выделение газа станет энергичным, зажгите его у отверстия газоотводной трубки. Внесите в пламя холодную фарфоровую чашку –образуется жёлтый налёт серы на её стенках – продукт неполного сгорания сероводорода.

Опустите газоотводную трубку на несколько минут в пробирку с подкисленным раствором перманганата натрия и в пробирку с бромной водой. Отметьте признаки реакций.

☺  $\text{Sb}_2\text{S}_5$  используют для вулканизации «медицинской» резины. Такая резина характеризуется высокой эластичностью и имеет красный цвет.

☺ Сульфиды щелочноземельных металлов используют для получения светящихся красок. Последние имеют свойство светиться после предварительного освещения.

☺  $\text{H}_2\text{S}$  – сильный яд. Особенностью этого газа является то, что при концентрации 0,2 мг/л и выше человек перестаёт ощущать его запах (блокируются обонятельные рецепторы), что увеличивает опасность отравления.

☺ Сера входит в состав аминокислот. При попадании в организм селена, известного своей высокой токсичностью, происходит замена атомов серы на атомы селена. Живые организмы «путают» серу и селен, кальций и стронций.

### Получение оксида серы (IV) (тяга).

Собираем прибор по рисунку.

Помещаем в колбу Вюрца 2-3 г сульфита натрия, в капельную воронку наливаем концентрированную серную кислоту и добавляем её по каплям к сульфиту натрия. Собираем выделяющийся газ в цилиндр и широкую пробирку. Закрываем сосуды с газом, затем насыщаем оксидом 40-50 мл воды.

### Свойства оксида серы (IV).

#### а) Растворимость оксида серы (IV).

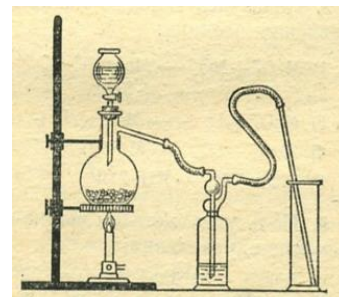
Пробирку с оксидом серы (IV), полученном в предыдущем опыте, помещаем в кристаллизатор с водой и открываем под водой пробку. Наблюдаем поднятие воды в пробирке

(пробирку слегка покачиваем). Вновь закрываем пробирку пробкой под водой.

#### б) Кислотный характер раствора оксида серы (IV).

Исследуем раствор в пробирке индикатором.

Берём часть раствора оксида серы (IV), полученном в предыдущем опыте и помещаем в него кусочки магниевой стружки. Что наблюдается?



в) Исследование газа на способность **поддерживать горение**.

В цилиндр с газом, полученном в предыдущем опыте вносим горящую лучину.

#### **Свойства сернистой кислоты.**

Делим раствор сернистой кислоты, полученный в опыте 1, на 4 части.

В первую добавляем разбавленный раствор фуксина и нагреваем;

во вторую – сероводородной воды или раствор иодида калия;

в третью – бромной воды;

в четвёртую - подкисленный серной кислотой раствор перманганата калия.

Напишите уравнения происходящих реакций.

#### **Дегидратирующее действие и окислительные свойства концентрированной серной кислоты (тяга).**

В химический стакан объёмом 100-150 мл помещаем 8-10 г истолчённого сахара или сахарной пудры. Добавляем 1мл воды, а затем 4-5 мл концентрированной серной кислоты (для большей эффектности опыта кислоту можно слегка подогреть). Размешиваем содержимое пробирки стеклянной палочкой и оставляем палочку в стакане. Наблюдаем образование угля в результате дегидратации сахара:  $C_{12}H_{22}O_{11} + H_2SO_4 \rightarrow 12 C + H_2SO_4 \cdot 11 H_2O$  и увеличение объёма содержимого стакана за счёт выделения газов в результате частичного окисления углерода:  $C + 2H_2SO_4 \rightarrow CO_2 + 2SO_2 + 2H_2O$ .

#### **Качественные реакции на сульфит и сульфат-ионы.**

В одну пробирку наливаем 2-3 мл раствора сульфита натрия, в другую – сульфата натрия. В обе пробирки добавляем раствор хлорида бария. Наблюдаем выпадение белых осадков. Сопоставьте полученные результаты с данными таблицы растворимости.

Испытайте растворимость полученных осадков в соляной кислоте.

Сделайте вывод о возможности идентификации исследуемых ионов данным индикатором.

По результатам опытов заполните следующую таблицу:

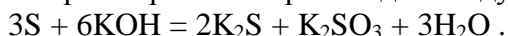
Название опыта	Признаки реакции	Уравнение реакции	Выводы
Получение оксида серы (IV)			
Растворимость оксида серы (IV).			
Кислотный характер раствора оксида серы (IV)			
Способность поддерживать горение			
Окислительные свойства соединений серы (IV)			
Восстановительные свойства соединений серы (IV)			
Взаимодействие концентрированной серной кислоты с сахарозой.			
Действие на сульфит и сульфат-ионы ионов бария и исследование образующихся продуктов.			

©  $SO_2$  применяется в качестве консервирующего средства при сушении фруктов, поскольку при контакте с ним погибают многие микроорганизмы.

#### **Вопросы:**



1. При нагревании происходит следующая реакция:



Как называется данный тип окислительно-восстановительных реакций?

8. Закончите заполнение таблицы.

При добавлении разбавленного раствора HCl для идентификации растворов солей:

$Na_2CO_3$ ,  $Na_2S_2O_3$ ,  $Na_2SO_3$ ,  $Na_2S$ ,  $Na_2NO_2$ ,  $NaCl$ , наблюдались следующие признаки реакций:

Признаки реакции	Уравнение реакции	Формула вещества
↑ без цвета и запаха		
↑ без цвета, с резким запахом, ↓светло желтого цвета		
↑ без цвета, с резким запахом		
↑ без цвета, с характерным запахом тухлых яиц		
↑бурого цвета с резким запахом		
-		

7<sup>th</sup> INTERNATIONAL JUNIOR SCIENCE OLYMPIAD Abuja, Nigeria

Воздух, входящий в легкие, попадает в крошечные мешочки, называемые альвеолами, в которых кислород всасывается в кровь. Средний радиус альвеол составляет 0.0050 см. Воздух внутри альвеол содержит 14 мольных процента кислорода. Предполагая, что давление в альвеолах - 1.0 атм, а температура 37 °C, вычислите число молекул кислорода в одной альвеоле.

( $R = 0.08206 \text{ л атм} \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ )

A.  $1.7 \times 10^{11}$  молекул кислорода

B.  $1.7 \times 10^{13}$  молекул кислорода

C.  $1.7 \times 10^{12}$  молекул кислорода

D.  $1.7 \times 10^{10}$  молекул кислорода

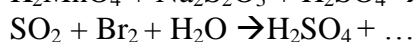
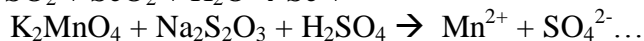
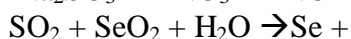
## Задачи

1. При сгорании пирита получено 3 литра сернистого газа, что составляет 80% от теоретически возможного. Сколько колчедана сгорело? В каком объеме воздуха содержится кислород, необходимый для реакции, если известно, что кислорода надо брать 15% избыток? (Ответ: 29,6 л)

2. Оксид серы(IV) растворили в воде и прибавили бромную воду до появления окраски брома, а затем избыток раствора хлорида бария. Полученный осадок отфильтровали, высушили и взвесили. Масса осадка 2,6 г. Определить объем оксида (н.у.), растворённого в воде. (Ответ: 0,25л)

3. При взаимодействии пероксида водорода с перманганатом калия в сернокислом растворе выделилось 11.2 л газа. Какая масса окислителя вступила в реакцию? (Ответ: 31,6 г)

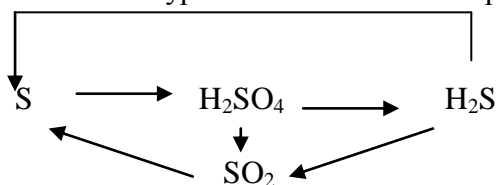
4. Напишите продукты окислительно-восстановительных реакций и подберите коэффициенты в уравнениях:



5\*(олимпиада) Определите формулу соединения, если известно, что оно содержит 28% металла, 24% серы и 48% кислорода по массе. (Ответ:  $Fe_2(SO_4)_3$ )

6\*(Олимпиада школьников Московской области 2000 г. Теоретический тур. 9 класс)

Напишите уравнения химических реакций и укажите условия протекания процессов.



7<sup>TH</sup> INTERNATIONAL JUNIOR SCIENCE OLYMPIAD Abuja, Nigeria Theoretical Examination

2.1. Выберите две основные причины (A – F), по которым получение концентрированной серной кислоты путём растворения  $SO_3$  непосредственно в воде является экономически нецелесообразным?

(0,4 балла)

Вариант	Причина
A	Уменьшение опасности утечки
B	Плотность продуктов слишком велика
C	Минимизация расходов при транспортировке больших объёмов
D	Дороговизна последней стадии процесса
E	Большой тепловой эффект последней стадии процесса
F	Аэрозоль серной кислоты быстро заполняет помещение

2.2. Выберите процессы, которые происходят с участием серной кислоты в областях промышленности, указанных ниже:

- |       |                                 |              |
|-------|---------------------------------|--------------|
| (i)   | Гальванопокрытие железа и стали | (0.25 балла) |
| (ii)  | Производство удобрений          | (0.25 балла) |
| (iii) | Производство моющих средств     | (0.25 балла) |
| (iv)  | Автомобильная промышленность    | (0.25 балла) |

Вариант	Процесс
A	Серная кислота растворяет железо и сталь
B	Растворение фосфатных пород
C	Изготовление свинцово-кислотных аккумуляторов
D	Очистка металлических поверхностей путём растворения оксидных слоёв
E	Образование функциональных групп $SO_3^-$ в соединениях

2.3. Напишите уравнения четырех основных реакций, происходящих при использовании контактного метода. Расставьте коэффициенты. (2.0 балла)

2.4. Выберите одну причину из A – C, по которой оксид ванадия (V) оказывается пригодным для использования его в качестве катализатора при контактном способе. (0.25 балла)

- A. Оксид ванадия (V) забирает электроны у  $SO_2$  и вновь окисляется кислородом.  
 B. Оксид ванадия (V) отдаёт электроны  $SO_2$  и уменьшает свою степень окисления до ионов ванадия (III).  
 C. Оксид ванадия (V) реагирует с кислородом, образуя комплекс, который является восстановителем.

2.5. Используйте соответствующие уравнения электронного баланса, чтобы показать восстановление и окисление ионов ванадия. (1.0 балл)

2.6. Если контактный способ эффективен на 80 %, вычислите массу 98% серной кислоты, произведённой из 100 кг чистой серы. Эффективность превращения серы в оксид серы (IV) примите равной 100%. ( $Ar(S) = 32,0$ ;  $Ar(H) = 1,0$ ;  $Ar(O) = 16,0$ ; плотность 98% серной кислоты  $1,98 \text{ г/см}^3$ ).

(1.0 балл)

2.7. Напишите уравнение для реакции избытка поваренной соли с концентрированной серной кислотой. Расставьте коэффициенты. (0.5 балла)

2.8. Напишите уравнение, представляющее собой обезвоживание сахарозы концентрированной серной кислотой. Расставьте коэффициенты. Формула сахарозы -  $C_{12}H_{22}O_{11}$ .

(0.5 балла)

2.9. Серная кислота является двухосновной кислотой. Напишите уравнения, чтобы показать её диссоциацию в воде.

(0.5 балла)

2.10. Определите объём газа, образующегося в первой стадии контактного метода, когда 200 г серы превращается в оксид серы (IV) при  $300^{\circ}C$  и давлении 1 атмосфера. (Процент превращения составляет 100%)  $R=0,082 \text{ л}\cdot\text{атм}\cdot\text{моль}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$

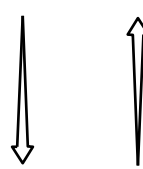

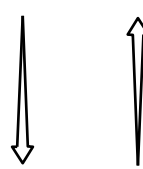

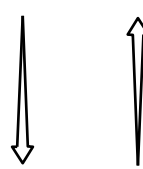

(1.25 балла)

2.11. Какой объём раствора 0,2 моль/л серной кислоты необходим для полной нейтрализации 16,0 г гидроксида натрия? ( $A_r(Na)=23,0$ )

(1.0 балл)

## V группа

### Теория:

<p><b>Характеристика элементов</b> электронная конфигурация атомов _____</p> <table style="width: 100%; border-collapse: collapse;"> <thead> <tr> <th style="width: 10%;"></th> <th style="width: 15%; text-align: center;">радиус</th> <th style="width: 15%; text-align: center;">э/о</th> <th style="width: 60%; text-align: center;">степени окисления</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>N</td> <td rowspan="5" style="text-align: center; vertical-align: middle;">  </td> <td rowspan="5" style="text-align: center; vertical-align: middle;">  </td> <td style="text-align: center;">от -3 до +5</td> </tr> <tr> <td>P</td> <td style="text-align: center;">-3,+1, +3,+4,+5</td> </tr> <tr> <td>As</td> <td style="text-align: center;">-3,+3,+5</td> </tr> <tr> <td>Sb</td> <td style="text-align: center;">-3,+3,+5</td> </tr> <tr> <td>Bi</td> <td style="text-align: center;">+3,+5</td> </tr> </tbody> </table>		радиус	э/о	степени окисления	N			от -3 до +5	P	-3,+1, +3,+4,+5	As	-3,+3,+5	Sb	-3,+3,+5	Bi	+3,+5	<p><b>Нахождение в природе</b> Простые вещества: _____ Соединения: _____ <b>Получение:</b> В промышленности: _____ Получение азота лабораторией: _____</p>
	радиус	э/о	степени окисления														
N			от -3 до +5														
P			-3,+1, +3,+4,+5														
As			-3,+3,+5														
Sb			-3,+3,+5														
Bi			+3,+5														
<p><b>Характеристика простых веществ</b> Аллотропия: _____ Тип связи: _____ Строение: _____</p>	<p><b>Свойства простых веществ</b> Взаимодействие с металлами _____, кислородом _____, с водородом(только азот): _____</p>																
<p><b>Соединения с водородом</b> (молекулярного строения) тип связи _____  <math>NH_3</math> <math>PH_3</math> основные свойства . Устойчивость по группе _____</p> <p>Получение аммиака в лаборатории: _____  <math>NH_4Cl + Ca(OH)_2 =</math> _____                      (сильное основание вытесняет слабое)</p> <p>Получение фосфина : _____  <math>Ca_3P_2 + 6H_2O =</math> _____                      (гидролиз фосфидов)</p>																	
<p><b>Кислородные соединения азота.</b> Оксиды азота: 1) несолеобразующие _____ 2) кислотные _____ Кислоты _____ Соли: _____ Качественная реакция на нитрат-ион : _____ <b>Кислородные соединения фосфора.</b> (по тому же плану)</p>	<p><b>Задания:</b> 1) Закончить составление блок-схемы. 2) Написать реакции, доказывающие окислительно-восстановительную двойственность нитритов. 3) Написать уравнения реакций взаимодействия концентрированной и разбавленной азотной кислоты с Cu, Zn, Mg, Fe, Cr, P, S. Указать условия их проведения. 4) Разложение нитратов при нагревании: _____</p>																

☹ При непосредственном контакте  $As_2O_3$  с тканями организма гибель тканей протекает почти безболезненно (без предшествующего раздражения). Это свойство долгое время использовалось в стоматологической практике.

☺ Планеты Сатурн и Юпитер состоят, как полагают астрономы, частично из твёрдого аммиака. Он замерзает при  $-78^{\circ}C$ , а на поверхности Юпитера, например, средняя температура –  $138^{\circ}C$ .

☹ Обратите внимание на очень похожие названия двух разных веществ: нашатырь и нашатырный спирт. Последний представляет собой водный раствор аммиака, а нашатырь -  $NH_4Cl$ , используется

при пайке металлов для очистки металлической поверхности от оксидов:  $4\text{CuO} + 2\text{NH}_4\text{Cl} \rightarrow \text{CuCl}_2\uparrow + \text{N}_2\uparrow + 4\text{H}_2\text{O}\uparrow + 3\text{Cu}$  (суммарная реакция всех процессов).

☺ Выражение «аммиак проявляет только восстановительные свойства» явно нуждается в уточнении «за счёт азота». Например, приведём реакцию окисления аммиаком щелочных металлов:  $\text{NH}_3 + \text{Na} \rightarrow \text{NaNH}_2 + \text{H}_2$ . Здесь аммиак- окислитель.

### Содержание фосфора в некоторых пищевых продуктах

Продукт	Массовая доля P, %	Продукт	Массовая доля P, %
Шоколад	0,23	Рыба	0,20
Яблоки	0,01	Молоко	0,09
Кофе	0,38	Печень	0,50
Яйцо	0,22	Сыр плавленый	0,80

☺ Наличие в стали фосфора и серы весьма отрицательно сказываются на её технологических и эксплуатационных свойствах: фосфор приводит к хладоломкости, а сера к красноломкости.

### Эксперимент.

#### Образование хлорида аммония.

Один цилиндр наполняем аммиаком, другой – хлороводородом и закрываем стеклянными пластинками. Соединяем цилиндры отверстиями (цилиндр с аммиаком сверху) и вынимаем пластинки. Переворачиваем цилиндры для ускорения перемешивания газов.

#### Реакция на ион аммония.

К раствору соли аммония добавляем 1-2 мл раствора NaOH и нагреваем содержимое пробирки. Подносим к отверстию пробирки смоченную водой индикаторную бумажку. Напишите уравнение происходящих реакций.

#### Гидролиз солей аммония.

В растворы солей  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ,  $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ,  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  вносим полоски индикаторной бумажки. Запишите сокращённое ионное уравнение гидролиза по катиону.

#### Термическое разложение солей аммония.

##### а) Разложение хлорида аммония.

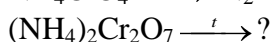
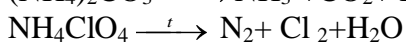
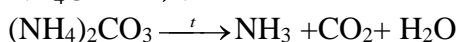
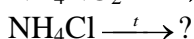
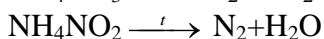
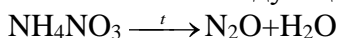
В центральной части стеклянной трубки помещаем  $\text{NH}_4\text{Cl}$  и спрессовываем соль с двух сторон. Укрепляем трубку наклонно в штативе, в каждый конец трубки кладем по полоске влажной индикаторной бумажки и нагреваем нижнюю часть слоя. Чем вызвано изменение цвета индикатора? Чем обусловлено разделение образующихся при разложении газов?

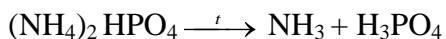
##### б) Разложение дихромата аммония.

На керамическую плитку помещаем 3-4 г  $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ . Нагреваем в пламени спички верхнюю часть вещества. Когда начнётся интенсивная реакция разложения, вносим влажную индикаторную бумажку в область выделяющихся газообразных продуктов при помощи щипцов (для исключения аммиака, как продукта разложения). Записываем уравнение реакции. (Данный опыт можно проводить и в пробирке: закрепить её вертикально в штативе и нагревать до начала реакции.)

#### Вопросы и задания:

1. Какие принципиальные различия между разложением  $\text{NH}_4\text{Cl}$  и  $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  ?
2. От чего зависит тип реакции разложения солей аммония (окислительно-восстановительная или без изменения степени окисления элементов)?
3. Разместите следующие реакции в соответствующие столбцы таблицы:





Тестовый тур, 5-я IJSO, Чанвон, Республика Корея, 9 декабря 2008

Аммиак  $\text{NH}_3(\text{газ})$  и  $\text{HCl}(\text{газ})$  реагируют с образованием твердого хлорида аммония  $\text{NH}_4\text{Cl}$ .

Два цилиндра диаметром по 10 см и длиной по 16 см при температуре  $25^\circ\text{C}$  соединены трубкой с краном. Один из цилиндров содержит 4 г  $\text{NH}_3(\text{газ})$ , другой содержит 4 г  $\text{HCl}(\text{газ})$ . Если открыть кран, то каким будет давление в системе после того, как реакция закончится?

(Объёмом трубки с краном и объёмом образовавшегося  $\text{NH}_4\text{Cl}$  (тв.) пренебречь.).  $pV = \nu RT$ .

(A) 1,22 атм

(B) 2,38 атм

(C) 3,382 атм

(D) 6,8 атм.

### Разложение солей аммония

В составе соли анион, не обладающий окислительными свойствами.	В составе соли анион, с выраженными окислительными свойствами.

В каждой окислительно-восстановительной реакции покажите переход электронов, расставьте коэффициенты в уравнениях.

#### Эксперимент.

#### Образование и распад азотистой кислоты.

В бесцветную пластиковую бутылку помещаем 3-4 г  $\text{NaNO}_2$  и добавляем 8-10 мл воды. Растворяем соль, встряхивая бутылку, затем добавляем 10 мл концентрированной соляной кислоты и сразу закручиваем пробку, предотвращая попадание дополнительного кислорода из окружающего воздуха. Наблюдаем образование бурого газа (в реакции выделяется смесь газов:  $\text{NO}$  и  $\text{NO}_2$ ), который при встряхивании бутылки растворяется в жидкой фазе: бурая окраска исчезает и стенки бутылки втягиваются. Осторожно откручиваем пробку, впуская в систему воздух. Происходит смещение равновесия  $2\text{NO} + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{NO}_2$  вправо и восстановление бурой окраски. Вновь закручиваем пробку встряхиваем бутылку.

(Такой вариант опыта позволяет воспроизводить процессы очень много раз. Системы сохраняет свои свойства очень продолжительное время, что позволяет использовать её и при изучении процессов равновесия).

#### Опыт № 2. Окислительно-восстановительные свойства нитритов.

В одну пробирку наливаем раствор  $\text{KI}$ , в другую – раствор  $\text{KMnO}_4$ , подкисляем оба раствора разбавленной серной кислотой и добавляем в каждую раствор  $\text{NaNO}_2$  до изменения окраски растворов. Записываем уравнение реакций, делаем вывод об окислительно-восстановительной двойственности нитритов.

#### Опыт № 3. Свойства азотной кислоты (тяга).

##### а) Разложение при нагревании.

Наливаем в пробирку 2-3мл концентрированной азотной кислоты, укрепляем в штативе и слегка нагреваем. Вносим в пробирку тлеющую лучинку при помощи щипцов.

Записываем уравнение реакции разложения азотной кислоты.

##### б) Разрушение органических веществ азотной кислотой.

На белый кусочек шерстяной ткани наносим несколько капель концентрированной азотной кислоты и отмечаем признаки разрушения шерсти.

#### Опыт № 4. Разложение нитрата натрия.

В пробирку помещаем 1-1,5 г  $\text{NaNO}_3$ , прогреваем сначала, используя держатель, а затем закрепляем в штативе, как показано на с. 120, рис.34 учебника, и нагреваем до полного расплавления соли. Вносим щипцами раскалённый кусочек угля.

Записываем уравнения реакций разложения нитратов в зависимости от катиона.

#### Аллотропия фосфора (тяга).

Небольшое количество сухого красного фосфора (~0,5 г) помещаем в сухую пробирку, закрываем ватой и осторожно нагреваем. Наблюдаем образование налёта белого фосфора на холодных частях пробирки. Если есть возможность, наблюдаем свечение белого фосфора в затемнённом помещении. Берём стеклянной палочкой часть фосфора со стенок пробирки и наблюдаем его самовозгорание на воздухе. Делаем вывод о различной химической активности данных модификаций, показываем различие в их строении.

### Получение и свойства фосфина (тяги).

Круглодонную колбу заполняем 40% раствором КОН на  $\frac{3}{4}$  объёма и бросаем в него кусочек белого фосфора (величиной с горошину). Закрываем колбу пробкой с газоотводной трубкой, свободный конец которой опускаем в кристаллизатор с водой. Осторожно нагреваем колбу, наблюдаем выделение газа, самопроизвольно воспламеняющегося над раствором (фосфин самовоспламеняется при 150 °С, при комнатной температуре самовоспламеняется дифосфин  $P_2H_4$ , который также образуется в условиях реакции). Записываем уравнение реакции диспропорционирования фосфора и горения фосфина. Проводим исследование раствора в кристаллизаторе индикатором. Сравниваем свойства аммиака и фосфина.

### Получение и свойства оксида фосфора(V) (тяги).

а) **Получение фосфора(V).** В фарфоровую чашку на кольце штатива кладём ~0,5 г красного фосфора. Над чашкой укрепляем сухую стеклянную воронку, зажигаем фосфор накалённой стеклянной палочкой.

б) **Свойства оксида фосфора(V).** Воронку после опыта 3а ставим в пробирку и смываем со стенок оксид фосфора дистиллированной водой. Исследуем раствор индикатором. Записываем уравнения реакций.

### Гидролиз фосфатов.

Предлагаем учащимся по величине константы диссоциации предположить. Подвергаются ли фосфаты гидролизу. Проверяем предположения, испытав раствор фосфата натрия индикаторной бумажкой. Записываем уравнение гидролиза по первой ступени.

### Качественная реакция на фосфат-ион.

К раствору фосфата натрия добавляем раствор нитрата серебра. Отмечаем цвет образовавшегося осадка.

### Вопросы:

1) Используя справочные данные по строению молекул, предложите для каждого из данных ниже веществ графические формулы (при составлении формул необходимо помнить, что максимальная валентность элементов второго периода равна четырём!).

$NH_3$ ,  $N_2H_4$  (гидразин),  $NH_2OH$  (гидроксиламин),  $N_2$ ,  $N_2O$ ,  $NO$ ,  $N_2O_3$ ,  $NO_2$ ,  $N_2O_5$ .

Определите степень окисления и валентность азота. Всегда ли совпадают их численные значения?

2) Предложите способы идентификации азота.

### Задачи

1. Почему в грозу при грозовых разрядах в воздухе образуются капельки азотной кислоты?

2. Газ, полученный разложением 425 г нитрата натрия, смешали в замкнутом сосуде с газом, полученным взаимодействием избытка гидроксида калия с 45 г алюминия. Смесь газов взорвали. Какова масса полученного продукта? (Ответ:  $m(H_2O)=45$  г)

3. Смесь аммиака и кислорода объёмом 28 л прореагировали в присутствии катализатора. После реакции осталось 6 л кислорода. Определите состав исходной смеси. ( $V(NH_3)=9,8$  л,  $V(O_2)=18,2$  л)

4. Какой объём будет занимать аммиак (н.у.), полученный из смеси 50 г хлорида аммония с 70 г гашёной извести? (Ответ:  $V(NH_3)=20,9$  л)

*Yogyakarta-Indonesia, December 6, 2005*

*Какой вид газа будет выделяться при разложении азиды натрия ( $NaN_3$ ) в результате химической реакции, происходящей в системе поддержания плавучести надувных моторных лодок?*

- A.  $NO$
- B.  $O_2$
- C.  $H_2$
- D.  $N_2$

*Тестовый тур, 5-я IJSO, Чанвон, Республика Корея, 9 декабря 2008*

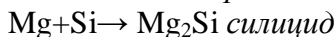
*Газообразный аммиак ( $NH_3$ ) может разлагаться на газообразные  $N_2$  и  $H_2$ . Определите объёмы газообразного  $N_2$  и  $H_2$  при полном разложении 17.0 мл  $NH_3$ . Примите, что температура и давление в ходе реакции постоянны, а газы являются идеальными.*

Объём  $N_2$

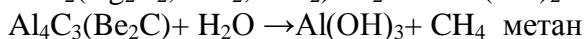
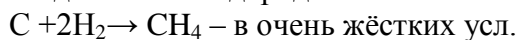
Объём  $H_2$



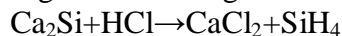




Соединения с водородом:

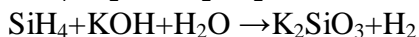
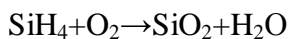


Si не взаимодействует с водородом



SiH<sub>4</sub> до Si<sub>4</sub>H<sub>10</sub> - силаны

Вос-ли:

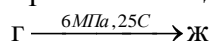


Оксиды

C(II, IV, III)

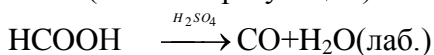
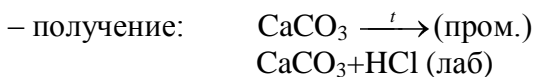


растворимость в воде по V: 1/1;

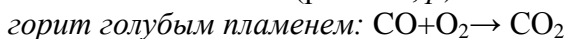


тв. = сухой лёд (молекулярная, кубическая гранецентрированная решётка)

Пристли впервые установил, что «испорченный воздух» поглощается растениями.



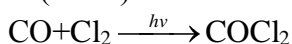
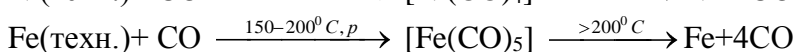
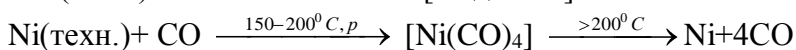
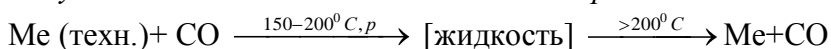
свойства:



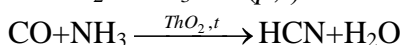
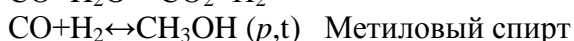
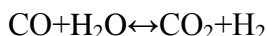
– применение:



*Получение металлов особой чистоты – карбонильная металлургия:*

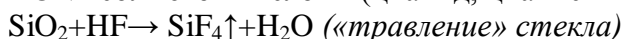


(фосген- греч. «рождённый светом»). Назвал и случайно открыл Дэви. Сильное отравляющее вещество прим. в 1 мир. войну, запах прелого сена )



*запах горького миндаля*

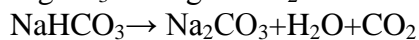
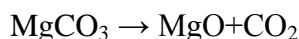
KCN – соль этой кислоты (цианид, цианистый калий)



C<sub>2</sub>O<sub>3</sub> – бесцветный ядовитый газ с удушливым запахом. Имеет линейную структуру.

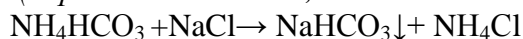
Получают дегидратацией малоновой кислоты:  $\text{CH}_2(\text{COOH})_2 \xrightarrow{\text{P}_2\text{O}_5} \text{C}_2\text{O}_3 + 2 \text{H}_2\text{O}$

Кислоты и соли:

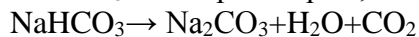


Получение соды по методу Сольвэ:  $\text{CO}_2 + \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NH}_4\text{HCO}_3$

(обратите внимание, что в безводных системах получался карбамид)



$\text{NaHCO}_3$  – малорастворим, а  $\text{KHCO}_3$  и  $\text{NH}_4\text{HCO}_3$  – хорошо



Положение в ряду напряжений металлов:

Fe Cd Co Ni **Sn Pb** Sc Be **H** Sb Ge Re Bi Cu

Ge- открыт 1886 (предсказан 1871 Менделеевым)

Рассеянный элемент, полупроводник

Ge со щелочами + окислитель ( $\text{H}_2\text{O}_2$ )  $\rightarrow \text{K}_2[\text{Sn}(\text{OH})_6]$  (до +4)

Sn- белое ( $\beta$ ) ниже  $13^\circ\text{C}$  переходит в серое ( $\alpha$ )

C кислотами до +2, но с  $\text{HNO}_3(\text{к})$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{к})$  до +4:

образуется  $\text{H}_2\text{SnO}_3$  и  $\text{Sn}(\text{SO}_4)_2$ , соответственно

+ уксусная кислота

+ азотная (на холоде пассив.) (+2)

Sn, Pb +2 – устойчивая степень окисления!

со щелочами  $\rightarrow \text{K}_2[\text{Sn}(\text{OH})_4] + \text{H}_2$  (до +2)

Аккумулятор:  $\text{Pb} + \text{PbO}_2 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \leftrightarrow 2\text{PbSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$

При работе происходит прямая реакция, при зарядке – обратная.

Понятия: адсорбция, абсорбция, экстракция.

☉ До недавнего времени было известно, что углерод образует три аллотропные формы: алмаз, графит и карбин. В настоящее время известна четвертая аллотропная форма углерода: фуллерен (многоатомная молекула  $\text{C}_n$ ).

С момента открытия в 1985 г. фуллерены привлекают неослабевающий интерес как фундаментальной, так и прикладной науки. Открытие в 1990 г. способа получения фуллеренов в макроколичествах привело к появлению многих тысяч исследовательских работ в области химии и физики фуллеренов. В основном, однако, эти работы посвящены наиболее простому и распространенному представителю этого нового класса соединений бакминстерфуллерену  $\text{C}_{60}$ . В тоже время высшие фуллерены и даже следующие за  $\text{C}_{60}$  представители этого семейства  $\text{C}_{70}$  изучены достаточно мало.

В середине 60-х гг. Дэвид Джоунс смоделировал замкнутые сфероидные структуры из свернутых определенным образом графитовых слоев, состоящих из бензольных шестичленников. Позднее на основе теоремы Эйлера было уточнено, что свертывание может быть достигнуто при условии, что в сеть шестиугольников будет включено еще 12 пятичленных циклов.

В начале 1971 г. японский физхимик-органик Е. Осава предположил существование полой шаровидной высокосимметричной молекулы  $\text{C}_{60}$ . В 1973 г. российские ученые Д.А.Бочвар и Е.Г.Гальперн сделали первые теоретические квантово-химические расчеты такой молекулы и доказали ее стабильность.

В 1985 г. ученые Г.Крото, Р.Ф.Керл, Р.Смолли и др. обнаружили такую молекулу при исследовании масс-спектров паров графита после лазерного облучения твердого образца в струе гелия. В честь американского архитектора Бакминстера Фуллера, который впервые построил геодезический купол, состоящий из шести- и пятиугольников, эти молекулы назвали фуллеренами. За открытие и дальнейшее исследование фуллеренов Г.Крото, Р.Ф.Керлу и Р.Смолли в 1996 г. была присуждена Нобелевская премия по химии.

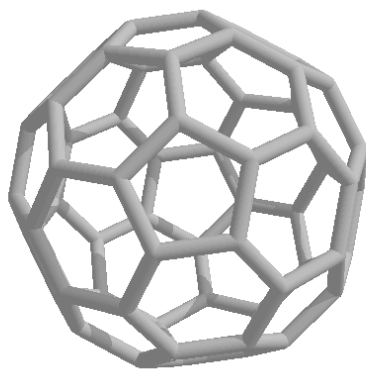
В 1990 г. В.Кречмер и Д.Хафман с коллегами в институте ядерной физики города Гейдельберга (Германия) предположили и разработали метод получения фуллеренов путем испарения графитовых электродов в электрической дуге в атмосфере гелия. Кроме молекул  $\text{C}_{60}$  и  $\text{C}_{70}$  при этом образуется целый спектр других углеродных сфероидальных молекул с большой массой.

Фуллерены построены из пятиугольников и шестиугольников, в вершинах которых лежат атомы углерода. Наименьшим стабильным фуллереном является бакминстерфуллерен  $\text{C}_{60}$ , имеющий форму футбольного мяча. Его следующим устойчивым гомологом является  $\text{C}_{70}$ , за которым следуют  $\text{C}_{76}$ ,  $\text{C}_{78}$ ,  $\text{C}_{84}$  и т.д. В основе строения этих молекул лежит одно из следствий теоремы Эйлера, которое говорит о том, что для образования сферической поверхности необходимо  $n$  шестиугольников и 12 пятиугольников. Фуллерены с  $n < 60$  оказались неустойчивыми, хотя из топологических соображений наименьшим фуллереном является правильный додекаэдр  $\text{C}_{20}$ . Объясняется это явление правилом изолированных пятиугольников: каждый пятичленный цикл должен быть окружен только шестиугольниками, т.к. в противном случае молекула оказывается слишком стерически напряжена. Согласно этому правилу первый стабильный фуллерен

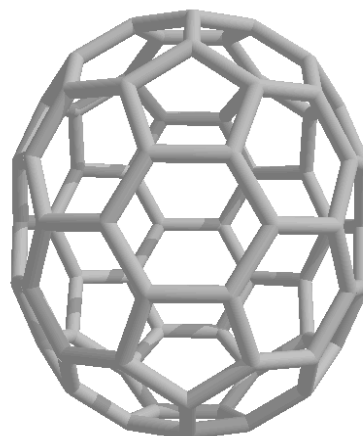
должен состоять из 60 атомов углерода, второй – из 70 и далее через каждые 2 атома углерода.

Молекула  $C_{60}$  (см. рис.) состоит из 20 шестиугольников и 12 пятиугольников, в вершинах которых находятся атомы углерода. Все атомы углерода, связанные между собой сильной ковалентной связью, эквивалентны. Радиус молекулы 0,357 нм, длина связи С-С в пятиугольнике 0,145 нм, длина связи С-С в шестиугольнике 0,139 нм.

Фуллерен  $C_{70}$  обладает, в отличие от  $C_{60}$ , эллипсоидной формой (см. рис.).



Фуллерен  $C_{60}$



Фуллерен  $C_{70}$

### Эксперимент.

#### Адсорбционные свойства активированного угля.

В 2 пробирки вносим по 1-2 мл раствора  $Pb(NO_3)_2$ . В одну из них добавляем мелко измельчённого активированного угля, очень тщательно взбалтываем и отфильтровываем раствор. В обе пробирки добавляем по 1-2 капли раствора KI. Объясняем наблюдаемые явления.

#### Восстановительные свойства угля. Идентификация углекислого газа.

В фарфоровой чашке перемешиваем небольшие, примерно равные по массе порции оксида меди и измельчённого угля. Смесь пересыпаем в горизонтально укрепленную пробирку. Закрываем пробирку пробкой с газоотводной трубкой, конец которой опускаем в сосуд с известковой водой. Пробирку сильно нагреваем до прекращения выделения газа. Извлекаем конец трубки из сосуда с раствором и после её остывания демонстрируем цвет содержимого. Записываем уравнения реакций окисления углерода и взаимодействие углекислого газа с известковой водой, отмечаем последнюю, как качественную реакцию на углекислый газ.

#### Получение углекислого газа.

В приборе для получения газов или в аппарате Киппа получите углекислый газ взаимодействием мрамора с соляной кислотой. Соберите газ в широкий цилиндр или высокий стакан. Возможность протекания реакции обмена - образование слабого электролита. Обоснуйте выбор способа собирания газа.

#### Горение магния в углекислом газе.

С помощью горящей лучины проверьте, что углекислый газ не поддерживает горение. Подожгите на воздухе магниевую ленту (держите щипцами) и внесите в сосуд с углекислым газом. Наблюдается горение магния. Добавьте к продуктам реакции разбавленного раствора соляной кислоты для растворения образовавшегося оксида магния (оксид основной). Каков состав нерастворимого в кислотах продукта чёрного цвета? Запишите уравнение реакции. Какова причина данной реакции?

#### Получение растворимого силиката.

В пробирку поместите немного измельчённого кварца или песка и гранулу гидроксида натрия. Сплавьте смесь, закрепив пробирку слегка наклонно в штативе. После охлаждения

пробирки добавьте воду и отфильтруйте раствор от избытка кварца. Проведите качественную реакцию на присутствие силикат иона в растворе.

### Получение кремниевой кислоты.

В раствор силиката натрия пропустите ток  $\text{CO}_2$  из аппарата Кипа или сосуда для получения газов. Сделайте вывод о кремниевой кислоте, как электролите. Сравните данные по константам диссоциации соответствующих кислот.

*Yogyakarta-Indonesia, December 6, 2005*

*Грунтовые воды закисляются, когда в них растворяется атмосферный  $\text{CO}_2$ . Если такой раствор реагирует с известняком, то в результате образуется*

- A.  $\text{CaCO}_3$
- B.  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$
- C.  $\text{CaO}$
- D.  $\text{Ca}(\text{OH})_2$

*Тестовый тур, 4-я IJSO, Тайpei, Тайwan, 4 декабря 2007 г.*

*Какое соединение, входящее в состав известняка и мрамора, растворяется при кислотных дождях?*

- (A)  $\text{CaSO}_4$
- (B)  $\text{CaCO}_3$
- (C)  $\text{BaSO}_4$
- (D)  $\text{PbSO}_4$

*Тестовый тур, 5-я IJSO, Чанвон, Республика Корея, 9 декабря 2008*

*Элемент X является вторым по распространенности в земной коре. Кварц – одна из его оксидных форм. Какой это элемент?*

- (A) кремний
- (B) углерод
- (C) алюминий
- (D) магний

*Тестовый тур, 5-я IJSO, Чанвон, Республика Корея, 9 декабря 2008*

*При взаимодействии карбоната кальция ( $\text{CaCO}_3$ , молярная масса 100) с газообразным хлороводородом ( $\text{HCl}$ ) образуются твердый хлорид кальция ( $\text{CaCl}_2$ ), углекислый газ ( $\text{CO}_2$ ) и жидкая вода ( $\text{H}_2\text{O}$ ). Каков объем образующегося  $\text{CO}_2$ , когда 20 г  $\text{CaCO}_3$  реагируют с 20 мл  $\text{HCl}$  при 1 атм и 25 °C?*

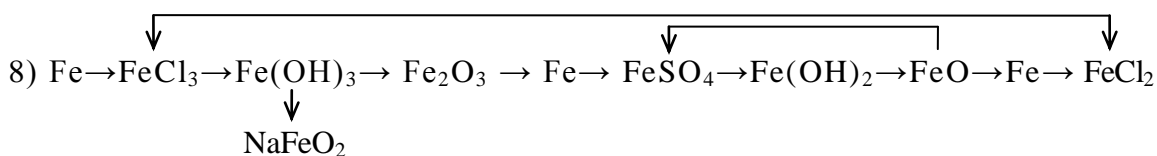
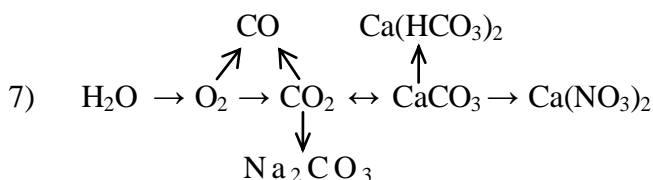
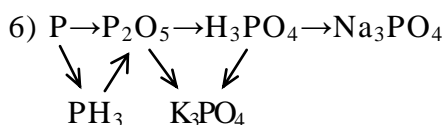
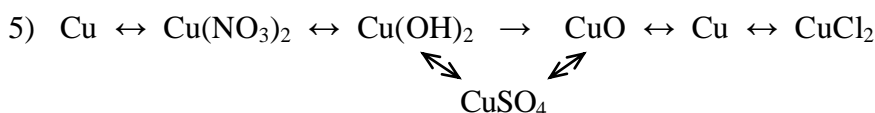
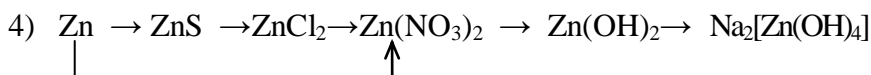
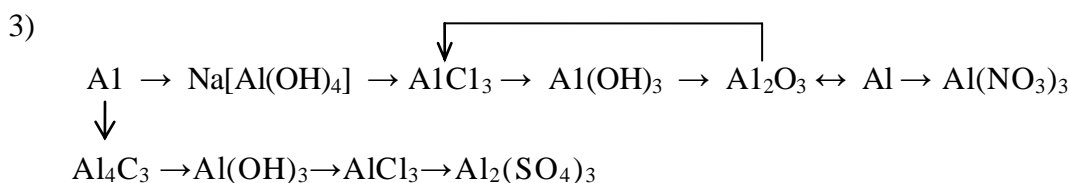
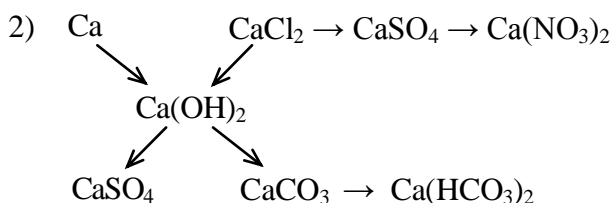
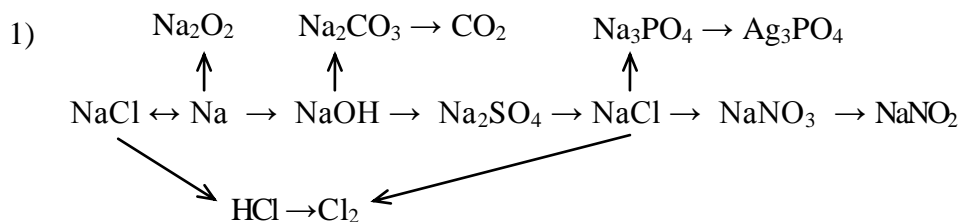
- (A) 4500 мл
- (B) 450 мл
- (C) 10 мл
- (D) 5.0 мл

## Качественные реакции

Катионы (цвет пламени)	Реактив	Признак реакции
$\text{H}^+$	$\text{CO}_3^{2-}$	$\text{CO}_2 \uparrow$ без цвета и запаха, вызывает помутнение известковой воды: $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \downarrow$
$\text{Ag}^+$	$\text{Cl}^-$ $\text{Br}^-$ $\text{I}^-$ $\text{PO}_4^{3-}$	↓ белый творожистый ↓ св-жёлтый творожистый ↓ жёлтый творожистый ↓ жёлтый
$\text{NH}_4^+$	$\text{OH}^-$	$\text{NH}_3 \uparrow$ без цвета, с резким запахом, окрашивает смоченную в воде индикаторную бумажку в синий цвет (щелочная среда)
$\text{K}^+$ (фиолет.)	$\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$	$\text{K}_2\text{Na}[\text{Co}(\text{NO}_2)_6] \downarrow$ (желт.)
$\text{Ca}^{2+}$ (кирп.-кр)	$\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$ (оксалат-ион)	↓ белый
$\text{Ba}^{2+}$ (ж-з)	$\text{SO}_4^{2-}$ $\text{CrO}_4^{2-}$	↓ Белый мелкокристаллический
$\text{Cu}^{2+}$	$\text{S}^{2-}$	↓ Чёрный

	<b>K<sub>4</sub>[Fe(CN)<sub>6</sub>]</b> (ж. кров. соль)	<b>Cu<sub>2</sub>[Fe(CN)<sub>6</sub>]↓(кр.-бур)</b>
<b>Pb<sup>2+</sup></b>	<b>S<sup>2-</sup></b> <b>Γ</b>	<b>↓ Чёрный</b> <b>↓ ярко-жёлтый</b>
<b>Fe<sup>2+</sup></b>	<b>K<sub>3</sub>[Fe(CN)<sub>6</sub>]</b> (кр. кров. соль) <b>OH<sup>-</sup></b>	<b>Ярко-синий раствор</b> <b>↓ зелёный</b>
<b>Fe<sup>3+</sup></b>	<b>K<sub>4</sub>[Fe(CN)<sub>6</sub>]</b> (ж. кров. соль) <b>SCN<sup>-</sup></b> <b>OH<sup>-</sup></b>	<b>Ярко-синий раствор</b> <b>Вино-красный раствор</b> <b>↓ Бурый</b>

### Как осуществить данные цепочки превращений?





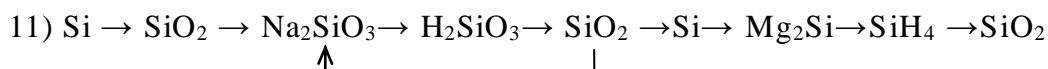
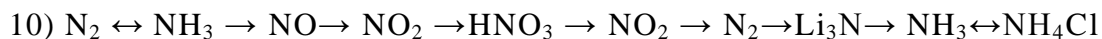


Таблица 1. Атомные радиусы, нм и энергии ионизации, эВ (в скобках)

1	2	3	4	5	6	7	8		
<b>H</b> <sup>1</sup> 0,046 (13,598)							<b>He</b> <sup>2</sup> 0,128 (24,6)		
<b>Li</b> <sup>3</sup> 0,157 (5,392)	<b>Be</b> <sup>4</sup> 0,11 (9,323)	<b>B</b> <sup>5</sup> 0,097 (8,298)	<b>C</b> <sup>6</sup> 0,077 (11,26)	<b>N</b> <sup>7</sup> 0,071 (14,53)	<b>O</b> <sup>8</sup> 0,066 (13,618)	<b>F</b> <sup>9</sup> 0,058 (17,423)	<b>Ne</b> <sup>10</sup> 0,16 (21,56)		
<b>Na</b> <sup>11</sup> 0,192 (5,139)	<b>Mg</b> <sup>12</sup> 0,160 (7,646)	<b>Al</b> <sup>13</sup> 0,143 (5,98)	<b>Si</b> <sup>14</sup> 0,133 (8,152)	<b>P</b> <sup>15</sup> 0,134 (10,486)	<b>S</b> <sup>16</sup> 0,104 (10,360)	<b>Cl</b> <sup>17</sup> 0,099 (12,97)	<b>Ar</b> <sup>18</sup> 0,174 (15,8)		
<b>K</b> <sup>19</sup> 0,231 (4,341)	<b>Ca</b> <sup>20</sup> 0,197 (6,113)	<sup>21</sup> <b>Sc</b> 0,164	<sup>22</sup> <b>Ti</b> 0,149	<sup>23</sup> <b>V</b> 0,134	<sup>24</sup> <b>Cr</b> 0,127	<sup>25</sup> <b>Mn</b> 0,124	<sup>26</sup> <b>Fe</b> 0,126	<sup>27</sup> <b>Co</b> 0,125	<sup>28</sup> <b>Ni</b> 0,124
<sup>29</sup> <b>Cu</b> 0,128	<sup>30</sup> <b>Zn</b> 0,139	<sup>31</sup> <b>Ga</b> 0,139	<sup>32</sup> <b>Ge</b> 0,139	<sup>33</sup> <b>As</b> 0,148	<sup>34</sup> <b>Se</b> 0,160	<sup>35</sup> <b>Br</b> 0,119	<sup>36</sup> <b>Kr</b> 0,198		
<sup>37</sup> <b>Rb</b> 0,248 4,177	<sup>38</sup> <b>Sr</b> 0,215 5,694	<sup>39</sup> <b>Y</b> 0,181	<sup>40</sup> <b>Zr</b> 0,160	<sup>41</sup> <b>Nb</b> 0,145	<sup>42</sup> <b>Mo</b> 0,14	<sup>43</sup> <b>Tc</b> 0,1358	<sup>44</sup> <b>Ru</b> 0,134	<sup>45</sup> <b>Rh</b> 0,134	<sup>46</sup> <b>Pd</b> 0,137
<sup>47</sup> <b>Ag</b> 0,145	<sup>48</sup> <b>Cd</b> 0,146	<sup>49</sup> <b>In</b> 0,166	<sup>50</sup> <b>Sn</b> 0,158	<sup>51</sup> <b>Sb</b> 0,161	<sup>52</sup> <b>Te</b> 0,17	<sup>53</sup> <b>I</b> 0,136	<sup>54</sup> <b>Xe</b> 0,218		
<sup>55</sup> <b>Cs</b> 0,266 3,894	<sup>56</sup> <b>Ba</b> 0,221 5,211	<sup>57</sup> <b>La*</b> 0,187	<sup>72</sup> <b>Hf</b> 0,159	<sup>73</sup> <b>Ta</b> 0,146	<sup>74</sup> <b>W</b> 0,1368	<sup>75</sup> <b>Re</b> 0,137	<sup>76</sup> <b>Os</b> 0,135	<sup>77</sup> <b>Ir</b> 0,135	<sup>78</sup> <b>Pt</b> 0,138
<sup>79</sup> <b>Au</b> 0,144	<sup>80</sup> <b>Hg</b> 0,155	<sup>81</sup> <b>Tl</b> 0,171	<sup>82</sup> <b>Pb</b> 0,175	<sup>83</sup> <b>Bi</b> 0,182	<sup>84</sup> <b>Po</b> 0,153	<sup>85</sup> <b>At</b> 0,145	<sup>86</sup> <b>Rn</b> 0,214		
<sup>87</sup> <b>Fr</b> 0,29 4,146	<sup>88</sup> <b>Ra</b> 0,235 5,18	<sup>89</sup> <b>Ac**</b> 0,188	<sup>104</sup> <b>Rf</b> Д.о.	<sup>105</sup> <b>Db</b> Д.о.	<sup>106</sup> <b>Sg</b>	<sup>107</sup> <b>Bh</b>	<sup>108</sup> <b>Hn</b>	<sup>109</sup> <b>Mt</b>	

Таблица 2. Относительная электроотрицательность элементов по Полингу, эВ

1	2	3	4	5	6	7	8
<b>H</b> <sup>1</sup> 2,1							<b>He</b> <sup>2</sup> Д.о.

<b>Li</b> <sup>3</sup> 0,95	<b>Be</b> <sup>4</sup> 1,5	<b>B</b> <sup>5</sup> 2,04	<b>C</b> <sup>6</sup> 2,5	<b>N</b> <sup>7</sup> 3,05	<b>O</b> <sup>8</sup> 3,5	<b>F</b> <sup>9</sup> 3,98	<b>Ne</b> <sup>10</sup> Д.о.			
<b>Na</b> <sup>11</sup> 1,0	<b>Mg</b> <sup>12</sup> 1,2	<b>Al</b> <sup>13</sup> 1,5	<b>Si</b> <sup>14</sup> 1,8	<b>P</b> <sup>15</sup> 2,10	<b>S</b> <sup>16</sup> 2,58	<b>Cl</b> <sup>17</sup> 3,16	<b>Ar</b> <sup>18</sup> Д.о.			
<b>K</b> <sup>19</sup> 0,8	<b>Ca</b> <sup>20</sup> 1,0	<b>Sc</b> <sup>21</sup> 1,3	<b>Ti</b> <sup>22</sup> 1,5	<b>V</b> <sup>23</sup> 1,6	<b>Cr</b> <sup>24</sup> 1,66	<b>Mn</b> <sup>25</sup> 2,5	<b>Fe</b> <sup>26</sup> 1,8	<b>Co</b> <sup>27</sup> 1,9	<b>Ni</b> <sup>28</sup> 1,80	
<b>Cu</b> <sup>29</sup> 1,9	<b>Zn</b> <sup>30</sup> 1,66	<b>Ga</b> <sup>31</sup> 1,6	<b>Ge</b> <sup>32</sup> 1,8	<b>As</b> <sup>33</sup> 2,1	<b>Se</b> <sup>34</sup> 2,40	<b>Br</b> <sup>35</sup> 2,8	<b>Kr</b> <sup>36</sup> Д.о.			
<b>Rb</b> <sup>37</sup> 0,8	<b>Sr</b> <sup>38</sup> 1,0	<b>Y</b> <sup>39</sup> 1,22	<b>Zr</b> <sup>40</sup> 1,4	<b>Nb</b> <sup>41</sup> 1,6	<b>Mo</b> <sup>42</sup> 1,8	<b>Tc</b> <sup>43</sup> 1,36	<b>Ru</b> <sup>44</sup> 2,2	<b>Rh</b> <sup>45</sup> 2,28	<b>Pd</b> <sup>46</sup> 2,2	
<b>Ag</b> <sup>47</sup> 1,93	<b>Cd</b> <sup>48</sup> 1,7	<b>In</b> <sup>49</sup> 1,8	<b>Sn</b> <sup>50</sup> 1,8	<b>Sb</b> <sup>51</sup> 1,9	<b>Te</b> <sup>52</sup> 2,10	<b>I</b> <sup>53</sup> 2,5	<b>Xe</b> <sup>54</sup> 2,6			
<b>Cs</b> <sup>55</sup> 0,7	<b>Ba</b> <sup>56</sup> 0,9	<b>La*</b> <sup>57</sup> 1,1	<b>Hf</b> <sup>72</sup> 1,6	<b>Ta</b> <sup>73</sup> 1,5	<b>W</b> <sup>74</sup> 1,7	<b>Re</b> <sup>75</sup> 1,9	<b>Os</b> <sup>76</sup> 2,1	<b>Ir</b> <sup>77</sup> 2,2	<b>Pt</b> <sup>78</sup> 2,2	
<b>Au</b> <sup>79</sup> 2,4	<b>Hg</b> <sup>80</sup> 1,9	<b>Tl</b> <sup>81</sup> 1,8	<b>Pb</b> <sup>82</sup> 1,55	<b>Bi</b> <sup>83</sup> 1,9	<b>Po</b> <sup>84</sup> 1,76	<b>At</b> <sup>85</sup> 2,3	<b>Rn</b> <sup>86</sup> Д.о.			
<b>Fr</b> <sup>87</sup> 0,7	<b>Ra</b> <sup>88</sup> 0,97	<b>Ac**</b> <sup>89</sup> 1,1	<b>Rf</b> <sup>104</sup> Д.о.	<b>Db</b> <sup>105</sup> Д.о.	<b>Sg</b> <sup>106</sup>	<b>Bh</b> <sup>107</sup>	<b>Hn</b> <sup>108</sup>	<b>Mt</b> <sup>109</sup>		

\*Лантаноиды

<b>Ce</b> <sup>58</sup> 1,12	<b>Pr</b> <sup>59</sup> 1,13	<b>Nd</b> <sup>60</sup> 1,14	<b>Pm</b> <sup>61</sup> Д.о.	<b>Sm</b> <sup>62</sup> 1,17	<b>Eu</b> <sup>63</sup> Д.о.	<b>Gd</b> <sup>64</sup> 1,2	<b>Tb</b> <sup>65</sup> 1,0-1,2	<b>Dy</b> <sup>66</sup> 1,22	<b>Ho</b> <sup>67</sup> 1,23	<b>Er</b> <sup>68</sup> 1,24	<b>Tm</b> <sup>69</sup> 1,0-1,2	<b>Yb</b> <sup>70</sup> Д.о.	<b>Lu</b> <sup>71</sup> 1,27
---------------------------------	---------------------------------	---------------------------------	---------------------------------	---------------------------------	---------------------------------	--------------------------------	------------------------------------	---------------------------------	---------------------------------	---------------------------------	------------------------------------	---------------------------------	---------------------------------

\*\*Актиноиды

<b>Th</b> <sup>90</sup> 1,11	<b>Pa</b> <sup>91</sup> 1,14	<b>U</b> <sup>92</sup> 1,22	<b>Np</b> <sup>93</sup> 1,22	<b>Pu</b> <sup>94</sup> 1,2	<b>Am</b> <sup>95</sup> 1,0-1,2	<b>Cm</b> <sup>96</sup> 1,2	<b>Bk</b> <sup>97</sup> 1,0-1,2	<b>Cf</b> <sup>98</sup> 1,2	<b>Es</b> <sup>99</sup> 1,3	<b>Fm</b> <sup>100</sup> 1,3	<b>Md</b> <sup>101</sup> 1,2	<b>(No)</b> <sup>102</sup> 1,3	<b>(Lr)</b> <sup>103</sup> 1,3
---------------------------------	---------------------------------	--------------------------------	---------------------------------	--------------------------------	------------------------------------	--------------------------------	------------------------------------	--------------------------------	--------------------------------	---------------------------------	---------------------------------	-----------------------------------	-----------------------------------

Таблица 3. Константы диссоциации некоторых кислот и оснований (298,15 К)

Формула	K <sub>1</sub>	Формула	K <sub>1</sub>	K <sub>2</sub>
H <sub>2</sub> O	1,8•10 <sup>-16</sup>	H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	1,4•10 <sup>-2</sup>	6,2•10 <sup>-8</sup>
HNO <sub>2</sub>	6,9•10 <sup>-4</sup>	H <sub>2</sub> S	1,0•10 <sup>-7</sup>	2,5•10 <sup>-13</sup>
HF	6,8•10 <sup>-4</sup>	H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	4,5•10 <sup>-7</sup>	4,8•10 <sup>-11</sup>
HCOOH	1,8•10 <sup>-4</sup>			
CH <sub>3</sub> COOH	1,74•10 <sup>-5</sup>	Mg(OH) <sub>2</sub>		2,5•10 <sup>-3</sup>
		Ca(OH) <sub>2</sub>		4,0•10 <sup>-2</sup>
NH <sub>4</sub> OH	1,76•10 <sup>-5</sup>	Ba(OH) <sub>2</sub>		2,3•10 <sup>-1</sup>
		Fe(OH) <sub>2</sub>		1,3•10 <sup>-4</sup>

Таблица 4. Константы нестойкости некоторых комплексных ионов

Комплексный ион	K <sub>н</sub>	Комплексный ион	K <sub>н</sub>
[Zn(OH) <sub>4</sub> ] <sup>2-</sup>	2,2•10 <sup>-15</sup>	[Ag(S <sub>2</sub> O <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> ] <sup>3-</sup>	2,5•10 <sup>-14</sup>

$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$	$1,0 \cdot 10^{-24}$	$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$	$6,2 \cdot 10^{-8}$
$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$	$1,0 \cdot 10^{-31}$	$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$1,0 \cdot 10^{-12}$
$[\text{Fe}(\text{NCS})_6]^{3-}$	$6,0 \cdot 10^{-4}$	$[\text{PbI}_4]^{2-}$	$3,4 \cdot 10^{-5}$

Таблица 5. **Физические свойства некоторых металлов**

Металл	Плотность, г/см <sup>3</sup> (25 °С)	Температура плавления, °С
Li	0,53 (самый лёгкий металл)	179
Na	0,97	98
K	0,85	63
Rb	1,5	39
Cs	1,9	29
Al	2,7	660
Cu	8,96	1629
Hg	13,55	-38,9 (самый легкоплавкий металл)
W	19,3	3407 (самый тугоплавкий металл)
Os	22,59 (самый тяжёлый металл)	3054

Таблицы 6 и 7.


Энергия разрыва химических связей в молекулах		Строение молекул			
Молекула	Энергия, кДж/моль	Формула	Угол связи, градус	Формула	Угол связи, градус
H <sub>2</sub>	436,0	H <sub>2</sub> O	104,5	BCl <sub>3</sub>	120
N <sub>2</sub>	945,3	H <sub>2</sub> S	92	BBr <sub>3</sub>	120
O <sub>2</sub>	498,4	H <sub>2</sub> Se	91	CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	120
F <sub>2</sub>	159	H <sub>2</sub> Te	90,5	P <sub>4</sub>	60
Cl <sub>2</sub>	239,2	CO <sub>2</sub>	180	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	109
Br <sub>2</sub>	201	N <sub>2</sub> O	134	NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	120
I <sub>2</sub>	151,1	NO <sub>2</sub>	116	NH <sub>3</sub>	107
HF	568,5	O <sub>3</sub>	117	PH <sub>3</sub>	93
HCl	431,6	OF <sub>2</sub>	103	AsH <sub>3</sub>	92
HBr	366,1	HCN	180	SO <sub>3</sub>	120
HI	298,3	SO <sub>2</sub>	119	SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	105
NO	632	BF <sub>3</sub>	120	SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	109
CO	1076,4				

Таблица 8. **Температуры кипения некоторых водородных соединений**

Соединение	t	Соединение	t <sub>кип.</sub>	Соеди-	t <sub>кип.</sub> , °С	Соеди-	t <sub>кип.</sub> , °С
------------	---	------------	-------------------	--------	------------------------	--------	------------------------

	кип., °C		°C	нение		нение	
CH <sub>4</sub> (метан)	-161	NH <sub>3</sub> (аммиак)	-33	H <sub>2</sub> O H <sub>2</sub> O <sub>2</sub>	+100 +150	HF	+20
SiH <sub>4</sub> (силан)	-112	PH <sub>3</sub> (фосфин)	-88	H <sub>2</sub> S	-60	HCl	-85
GeH <sub>4</sub> (герман)	-88	AsH <sub>3</sub> (арсин)	-62	H <sub>2</sub> Se	-41	HBr	-67
SnH <sub>4</sub> (станнан)	-52	SbH <sub>3</sub> (стибин)	-18	H <sub>2</sub> Te	-2	HI	-35

ряд восстановительной активности анионов: F<sup>-</sup> NO<sub>3</sub><sup>-</sup> SO<sub>4</sub><sup>2-</sup> OH<sup>-</sup> Cl<sup>-</sup> Br<sup>-</sup> I<sup>-</sup> S<sup>2-</sup>

  
 возрастание восстановительной активности