

Ю. М. Ерохин

ХИМИЯ В ВОПРОСАХ И ОТВЕТАХ

УЧЕБНОЕ ПОСОБИЕ

ХИМИЯ В ВОПРОСАХ И ОТВЕТАХ

Ю. М. Ерохин



• СПРОС •

Ю. М. Ерохин

ХИМИЯ В ВОПРОСАХ И ОТВЕТАХ

УЧЕБНОЕ ПОСОБИЕ



• ПРОСПЕКТ •

Москва
2014

УДК 373.167.1:54+54(075.3)
ББК 24я721
Е76

Ерохин Ю. М.

Химия в вопросах и ответах: учебное пособие. – Москва :
Е76 Проспект, 2014. – 144 с.

ISBN 978-5-392-14379-5

Учебное пособие написано на основе Федерального базисного учебного плана для образовательных учреждений Российской Федерации, реализующих программы полного среднего образования. В каждой теме приведены краткие теоретические сведения, примеры с решениями, а также вопросы и ответы к ним.

Материал пособия не только пополнит и закрепит знания по химии обучающихся в средней школе, в начальных и средних профессиональных учебных заведениях, но и будет полезным для лиц, поступающих в вузы и ссузы страны.

УДК 373.167.1:54+54(075.3)
ББК 24я721

Учебное издание

Ерохин Юрий Михайлович

ХИМИЯ В ВОПРОСАХ И ОТВЕТАХ

Учебное пособие

Оригинал-макет подготовлен компанией ООО «Оригинал-макет»
www.o-maket.ru; тел.: (495) 726-18-84

Санитарно-эпидемиологическое заключение
№ 77.99.60.953.Д.004173.04.09 от 17.04.2009 г.

Подписано в печать 15.04.2014. Формат 60×90 ¹/₁₆.
Печать цифровая. Печ. л. 9,0. Тираж 50 экз. Заказ №

ООО «Проспект»
111020, г. Москва, ул. Боровая, д. 7, стр. 4.

ISBN 978-5-392-14379-5

© Ю. М. Ерохин, 2007
© ООО «Проспект», 2010

ПРЕДИСЛОВИЕ

Учебное пособие «Химия в вопросах и ответах» предназначено для обучающихся на старшей ступени основного (общего) образования. Оно написано с использованием опыта проведения вступительных экзаменов в вузах и ссузах страны, а также участия автора в проведении химических олимпиад среди студентов ссузов страны.

В пособии уделено внимание тем ошибкам, которые допускают учащиеся на экзаменах, поэтому автор не ставит задачу охватить все темы программ базового уровня, но уделяется внимание отдельным темам профильного уровня, не вошедшим в учебники и учебные пособия по химии старшей ступени (полного) среднего образования. Такие вопросы выделены звездочкой и требуют не только повышенного внимания, но и запоминания.

Материал строится на краткой вводной части темы, далее следуют вопросы с последующими ответами на них. Рекомендуется, прочитав вопрос, закрыть текст ответа. После выполнения задания сверить тексты ответов.

ОБЩАЯ ХИМИЯ

Глава 1. ОСНОВНЫЕ КЛАССЫ ХИМИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

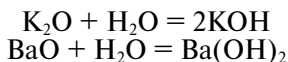
Оксиды — это сложные вещества, состоящие из кислорода и какого-нибудь другого элемента. Оксиды образуют все химические элементы, кроме He, Ne, Ar.

По химическим свойствам оксиды делятся на солеобразующие и несолеобразующие (безразличные). К последним относятся, например, N_2O , NO , SiO — они не взаимодействуют с основаниями и не образуют солей¹.

Солеобразующие оксиды делятся на основные, кислотные и амфотерные.

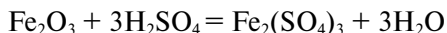
Оксиды, гидраты которых являются основаниями, называются основными оксидами. Например, Na_2O , CuO являются основными оксидами, так как им соответствуют основания $NaOH$, $Cu(OH)_2$. Как правило, основными оксидами могут быть оксиды металлов с валентностью I и II.

1. Оксиды щелочных (Li, Na, K, Rb, Cs, Fr) и щелочно-земельных (Ca, Sr, Ba, Ra) металлов, а также MgO и BeO при взаимодействии с водой образуют основания. Например:



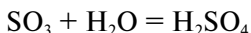
Остальные основные оксиды с водой практически не взаимодействуют.

2. Основные оксиды взаимодействуют с кислотами, образуя соль и воду:



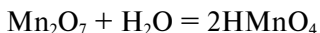
Оксиды, гидраты которых являются кислотами, называются кислотными. К кислотным относятся оксиды неметаллов с валентностью III и больше и металлов с валентностью IV и больше. Например, N_2O_3 , P_2O_5 , CrO_3 , Mn_2O_7 , CO_2 , V_2O_5 , Cl_2O_7 — кислотные оксиды, так как им соответствуют кислоты HNO_2 , H_3PO_4 , H_2CrO_4 , $HMnO_4$ и т. д.

1. Большинство кислотных оксидов взаимодействуют с водой и образуют кислоты. Например:

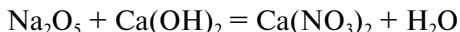


¹ Исключение составляет CO , который при температуре $200^\circ C$ и давлении $1,5\text{ МПа}$ образует со щелочами соли муравьиной кислоты: $CO + NaOH = HCOONa$.

формат натрия



2. Кислотные оксиды реагируют с основаниями (щелочами), образуя соль и воду:

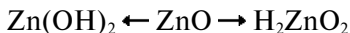


3. Кислотные оксиды реагируют с основными оксидами, образуя соли:

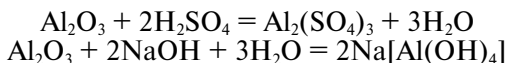


*Оксиды металлов, которые в зависимости от среды проявляют основные или кислотные свойства, т. е. реагируют с кислотами и основаниями, называются **амфотерными**.*

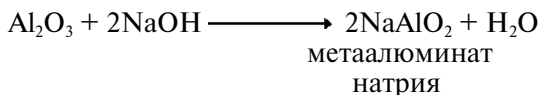
Им соответствуют и кислоты, и основания. Например:



1. Амфотерные оксиды реагируют с кислотами и основаниями (щелочами).



При сплавлении Al_2O_3 со щелочами образуются метаалюминаты:

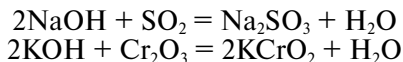


2. Амфотерные оксиды с водой непосредственно не соединяются.

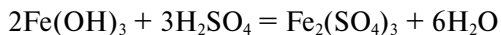
Основания (гидроксиды) — это сложные вещества, которые состоят из атомов металла и одной или нескольких групп OH , называемых гидроксогруппами.

Гидроксиды делятся на гидроксиды, которые растворяются в воде (растворимые), и гидроксиды, которые не растворяются в воде (нерастворимые). Растворимые гидроксиды называются щелочами. Щелочи образуют щелочные и щелочно-земельные металлы.

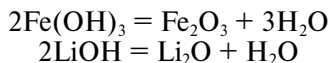
1. Щелочи реагируют с кислотами и амфотерными оксидами:



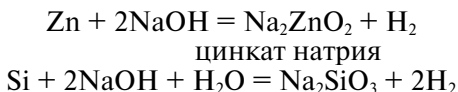
2. Все основания могут реагировать с кислотами (реакция нейтрализации):



3. Нерастворимые в воде гидроксиды при нагревании разлагаются, а щелочи, как правило, плавятся без разложения (исключение составляет LiOH):



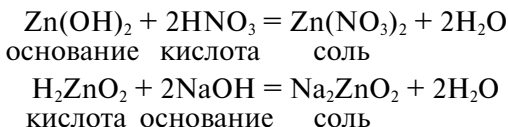
4. Щелочи могут взаимодействовать с некоторыми простыми веществами:



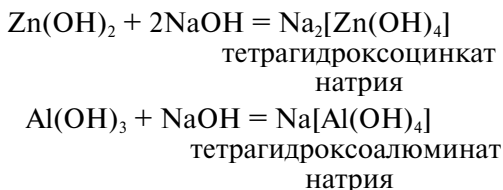
Гидроксиды, которые в зависимости от условий среды проявляют свойства кислот и оснований, *называются амфотерными*.

К амфотерным основаниям можно отнести $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Pb}(\text{OH})_2$, $\text{Sn}(\text{OH})_2$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$, $\text{Mn}(\text{OH})_4$ и т. д.

Амфотерные гидроксиды взаимодействуют с растворами щелочей и кислот. Например:



Взаимодействие со щелочами может проходить с образованием комплексных солей:



Кислоты — это сложные вещества, содержащие в своем составе водород, способный замещаться металлом (или группой NH_4^+) и образовывать соли.

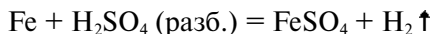
1. Кислоты могут быть твердыми (H_3PO_4 , H_3BO_3 , H_2SiO_3 , HPO_3) и жидкими (H_2SO_4 , HNO_3 , HCl и т. д.), сильными (H_2SO_4 , HNO_3 , HCl) и слабыми (H_2SiO_3 , H_2CO_3 , H_2SO_3 , CH_3COOH , H_2S), летучими (H_2CO_3 , H_2SO_3 , HNO_3 и бескислородные кислоты) и нелетучими (H_2SO_4 , H_3PO_4).

Растворы кислот изменяют цвет индикаторов: синий лакмус — в красный цвет, метиловый оранжевый — также в красный.

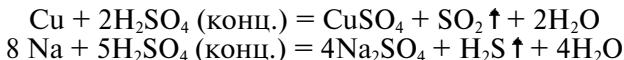
Растворы сильных кислот могут разрушать ткани и кожу.

2. Кислоты реагируют с металлами. Взаимодействие кислот с металлами зависит от концентрации кислоты и активности металла (см. «Электрохимический ряд напряжений металлов»):

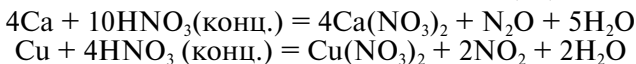
а) кислоты HCl , H_3PO_4 , H_2SO_4 (разб.) реагируют со всеми металлами (кроме Pb), которые стоят в ряду напряжений до водорода, при этом выделяется водород. Например:



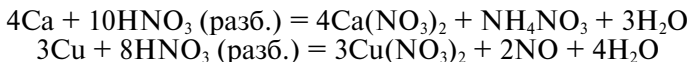
б) концентрированная H_2SO_4 при нагревании реагирует со всеми металлами (кроме Pt и Au), при этом водород не выделяется, с тяжелыми металлами (плотностью $> 5 \text{ г/см}^3$) образуется газ SO_2 (сернистый), с более активными (легкими, плотностью $< 5 \text{ г/см}^3$) металлами — H_2S (сероводород):



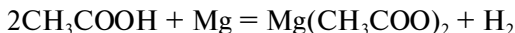
в) концентрированная HNO_3 со щелочными и щелочно-земельными металлами образует газ N_2O — оксид азота (I), с другими тяжелыми металлами — NO_2 — оксид азота (IV):



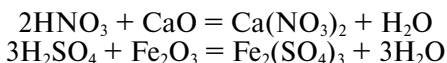
г) разбавленная HNO_3 взаимодействует с щелочными и щелочно-земельными металлами, а также с Zn, Fe, Sn, при этом выделяется газ NH_3 (аммиак) или образуется соль аммония ($\text{NH}_3 + \text{HNO}_3 = \text{NH}_4\text{NO}_3$), при реакции с остальными тяжелыми металлами (плотностью $> 5 \text{ г/см}^3$) образуется газ NO — оксид азота (II):



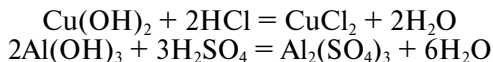
д) H_2CO_3 , H_2SO_3 , CH_3COOH — кислоты слабые, взаимодействуют только с активными металлами:



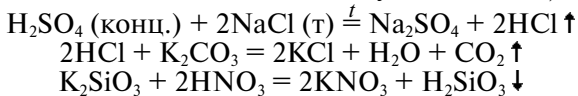
3. Кислоты реагируют с основными и амфотерными оксидами, образуя соль и воду:



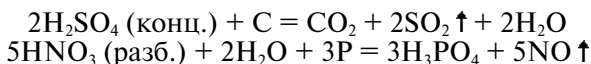
4. Кислоты взаимодействуют с гидроксидами, образуя соль и воду:



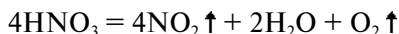
5. Кислоты взаимодействуют с солями, при этом образуются новая соль и новая кислота. Реакции могут быть с растворами солей (тогда одно из веществ должно выпадать в осадок или выделяться в виде газа), а также с твердыми солями (тогда должна быть соль менее сильной или более летучей кислоты):



6. Кислоты-окислители — концентрированная H_2SO_4 и концентрированная и разбавленная HNO_3 — могут взаимодействовать с неметаллами:

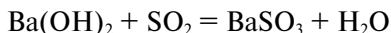
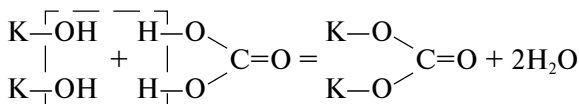
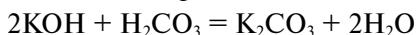


7. При нагревании некоторые кислоты разлагаются:

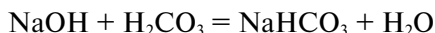


Соли — это продукт полного или частичного замещения атомов водорода в молекуле кислоты на металл или же продукт полного или частичного замещения гидроксогрупп в основании на кислотный остаток.

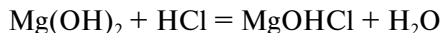
Классификация солей. 1. *Средние (нормальные) соли* — это продукт полного замещения водорода в кислоте металлом:



2. *Кислые соли* — это продукт неполного замещения водорода в кислоте металлом:

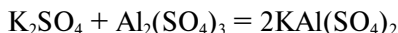


3. *Основные соли* — это продукт неполного замещения групп OH^- основания на кислотный остаток:



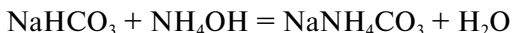
Существуют и другие типы солей.

4. *Двойные соли* — соли, состоящие из различных катионов и общего кислотного остатка:



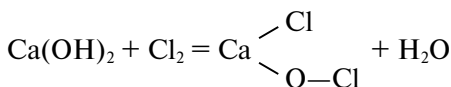
калий-алюминий сульфат

(вместо калия К может быть любой элемент I группы главной подгруппы, а вместо алюминия Al — любой элемент III группы). Вместо одного из металлов в образовании двойной соли могут участвовать ионы аммония:

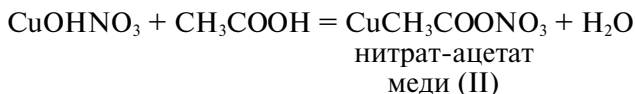


натрий-аммоний карбонат

5. *Смешанные соли* — соли, состоящие из общего металла и различных кислотных остатков:



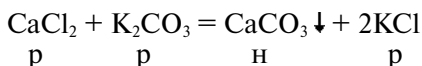
хлорид-гипохлорит кальция
(хлорная известь)



1. Все соли являются твердыми кристаллическими веществами различного цвета, с различной растворимостью в воде. По растворимости в воде соли можно разделить на растворимые, малорастворимые и практически нерастворимые в воде.

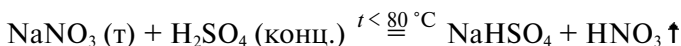
Следует также пользоваться таблицей растворимости солей и оснований в воде, приведенной в приложении 1.

2. Растворы солей реагируют друг с другом, при этом до начала реакции обе соли должны быть растворимы (р) в воде, а после реакции одна из солей должна быть в осадке, т. е. нерастворима (н):



3. Растворы солей реагируют с гидроксидами (щелочами).

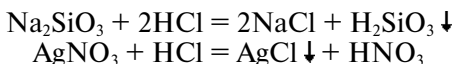
4. Соли реагируют с кислотами, при этом необходимо помнить о летучести кислот. Так, сильная нелетучая кислота вытесняет из сухих солей другие летучие кислоты:



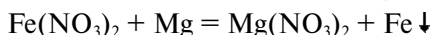
С растворами солей вытеснение кислот не происходит. Но более сильные летучие кислоты могут вытеснить из солей более слабые летучие кислоты:



или, если образуется нерастворимая кислота или соль:

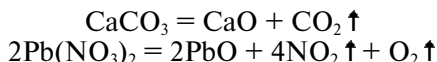


5. Растворы солей реагируют с металлами, при этом необходимо пользоваться рядом напряжений металлов (более активные металлы вытесняют из солей менее активные):

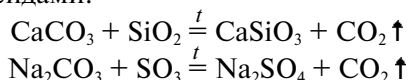


(Не следует использовать щелочные и щелочно-земельные металлы, так как они реагируют с водой.)

6. При нагревании многие соли разлагаются:



7. Соли летучих кислотных оксидов реагируют с нелетучими кислотными оксидами:

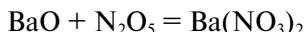


Вопросы и ответы

Какие из следующих веществ могут взаимодействовать друг с другом:

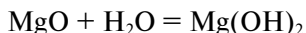
1. $\text{BaO} + \text{N}_2\text{O}_5 \rightarrow$
2. $\text{SiO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
3. $\text{MgO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
4. $\text{Mn}_2\text{O}_7 + \text{CaO} \rightarrow$
5. $\text{FeO} + \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow$
6. $\text{CuO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
7. $\text{CO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
8. $\text{N}_2\text{O}_3 + \text{SrO} \rightarrow$

1. Возможно взаимодействие основного (BaO) и кислотного (N_2O_5) оксидов с образованием соли:

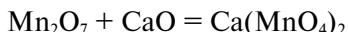


2. Между SiO_2 и H_2O нет реакции, так как SiO_2 — нерастворимый кислотный оксид.

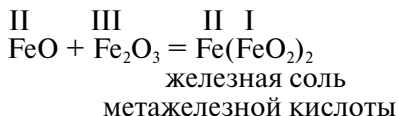
3. MgO взаимодействует с водой наряду с оксидом щелочно-земельных металлов с образованием слабого основания:



4. Mn_2O_7 — кислотный оксид, ему соответствует марганцевая кислота HMnO_4 (чтобы определить ее формулу, надо «мысленно» прибавить воду $\text{Mn}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{Mn}_2\text{O}_8 = 2\text{HMnO}_4$), CaO — основной оксид, взаимодействие возможно:



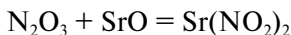
5. Два оксида одного элемента имеют разную валентность, поэтому FeO с валентностью железа II будет проявлять основные свойства, а Fe_2O_3 с валентностью железа III будет проявлять кислотные свойства:



6. $\text{CuO} + \text{H}_2\text{O}$ — нет реакции, так как только оксиды щелочных и щелочно-земельных металлов реагируют с водой.

7. $\text{CO} + \text{H}_2\text{O}$ — нет реакции, так как CO в данном случае ведет себя как безразличный (несолеобразующий) оксид.

8. N_2O_3 — кислотный оксид, ему соответствует азотистая кислота HNO_2 ; SrO — основной оксид, взаимодействие возможно:



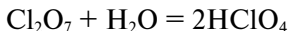
Какие из следующих веществ могут взаимодействовать с оксидом хлора (VII):

1. Na_2O ; 2) H_2O ; 3) K_2CO_3 ; 4) H_2SO_4 ; 5) SiO_2 ; 6) Al_2O_3 ;
7) $\text{Ba}(\text{OH})_2$; 8) F?

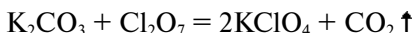
1. Как кислотный оксид Cl_2O_7 реагирует с основным Na_2O :



2. Cl_2O_7 — сильный кислотный оксид, реагирует с H_2 :



3. K_2CO_3 — соль слабой кислоты, поэтому ее оксид будет вытесняться сильным кислотным оксидом:

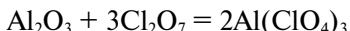


4. Кислотный оксид с кислотой не взаимодействует:

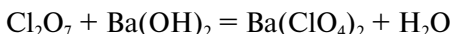


5. Cl_2O_7 + $\text{SiO}_2 \neq$ кислотные оксиды не взаимодействуют между собой.

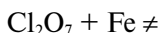
6. Al_2O_3 ведет себя по отношению к Cl_2O_7 как основной оксид:



7. Кислотный оксид взаимодействует с основанием (щелочью):



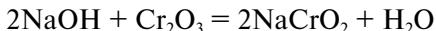
8. С металлами кислотные оксиды не взаимодействуют:



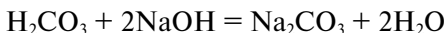
Какие из следующих веществ будут реагировать с гидроксидом натрия:

1) Cr_2O_3 ; 2) H_2CO_3 ; 3) CrO_3 ; 4) CaO ; 5) CuSO_4 ;
6) FeSiO_3 ; 7) SnCl_2 ; 8) Zn ?

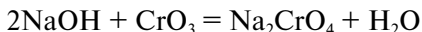
1. Cr_2O_3 — амфотерный оксид, поэтому реагирует с NaOH :



2. H_2CO_3 — очень слабая кислота, тем не менее вступает в реакцию нейтрализации:

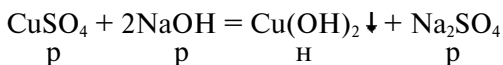


3. CrO_3 — оксид металла, проявляющий кислотные свойства, обладает высокой валентностью (VI), поэтому реагирует с основаниями (щелочами):



4. $\text{CaO} + \text{NaOH}$ — нет реакции, так как щелочи не реагируют с основными оксидами.

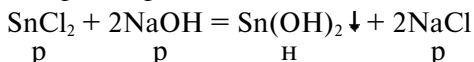
5. Соль CuSO_4 будет взаимодействовать со щелочью NaOH , так как соответствует положению о растворимости солей и оснований в воде ($p + p = n + p$):



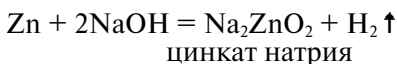
6. $\text{FeSiO}_3 + \text{NaOH}$ — нет реакции, так как до начала реакции

одно из веществ нерастворимо в воде.

7. Растворимая в воде соль SnCl_2 реагирует с щелочью натрия с образованием нерастворимого основания:



8. Цинк, как и его оксид, гидроксид, соли, проявляет амфотерные свойства:

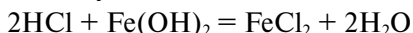


Какие из следующих веществ будут реагировать с хлороводородной кислотой:

1) ZnSO_4 ; 2) Fe(OH)_2 ; 3) H_2SiO_3 ; 4) MgO ; 5) Hg ; 6) Ni ;
7) K_2CO_3 ; 8) N_2 ?

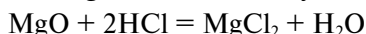
1. С ZnSO_4 HCl не взаимодействует, так как HCl — летучая кислота, а ZnSO_4 — соль нелетучей кислоты.

2. HCl взаимодействует с основанием:



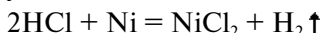
3. $\text{HCl} + \text{H}_2\text{SiO}_3 \neq$ нет реакции — кислота с кислотой не взаимодействуют.

4. Основной оксид MgO взаимодействует с кислотой HCl :

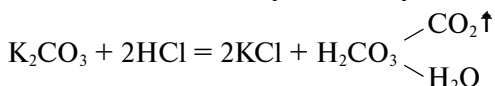


5. HCl не реагирует с ртутью, так как Hg расположена в ряду активности металлов до водорода.

6. А никель Ni расположен в ряду активности после водорода, поэтому HCl реагирует с Ni :



7. K_2CO_3 — соль слабой кислоты, поэтому более сильная кислота вытесняет из солей более слабую кислоту.

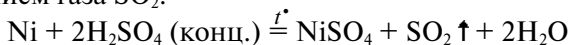


8. $\text{HCl} + \text{N}_2 \neq$ нет реакции, так как кислоты-неокислители не реагируют с неметаллами.

*** Какие из следующих веществ будут реагировать с концентрированной серной кислотой при нагревании:**

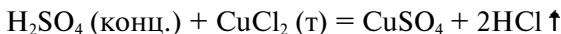
1) Ni; 2) Pt; 3) CuCl_2 (т); 4) Li; 5) C; 6) HBr; 7) NaNO_3 (т); 8) Ag?

1. H_2SO_4 при нагревании реагирует с тяжелым металлом Ni с выделением газа SO_2 :

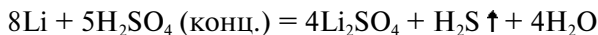


2. $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Pt} \neq$ нет реакции (исключение).

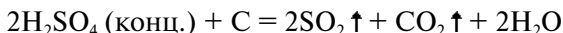
3. CuCl_2 (т) — соль летучей кислоты, поэтому серная кислота, как нелетучая вытеснит летучую из ее солей:



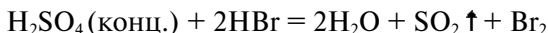
4. Li — легкий металл, поэтому он реагирует с H_2SO_4 с выделением газа H_2S :



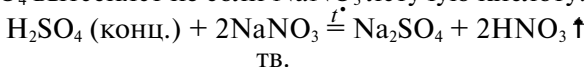
5. Концентрированная серная кислота может восстанавливаться некоторыми неметаллами, в частности углеродом:



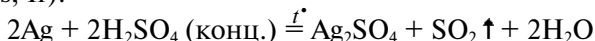
6. H_2SO_4 может проявлять окислительные свойства и по отношению к сложным веществам:



7. H_2SO_4 вытесняет из соли NaNO_3 летучую кислоту:



8. Концентрированная горячая H_2SO_4 реагирует со всеми металлами, стоящими в ряду напряжений после водорода (кроме Au, Pt, Os, Ir).

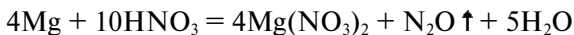


*** Какие из следующих веществ будут реагировать с горячей концентрированной азотной кислотой:**

1) KCl; 2) Mg; 3) Ni; 4) CaCO_3 ; 5) Au; 6) Al; 7) C; 8) S?

1. KCl — соль сильной летучей кислоты, HNO_3 — сильная летучая кислота — конечного продукта не будет.

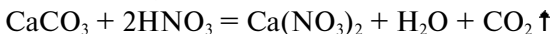
2. Mg — легкий металл, поэтому наряду со щелочными и щелочно-земельными металлами будет реагировать с концентрированной HNO_3 с образованием газа N_2O :



3. Ni — тяжелый металл — реагирует с концентрированной HNO_3 с образованием газа NO_2 :

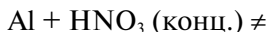


4. CaCO_3 — соль слабой летучей кислоты будет взаимодействовать с сильной летучей кислотой:

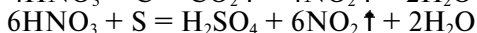
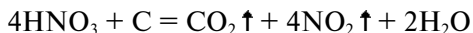


5. $\text{Au} + \text{HNO}_3 \neq$ нет реакции.

6. Концентрированная HNO_3 пассивирует алюминий, так как на его поверхности образуется оксидная пленка, препятствующая дальнейшему взаимодействию:



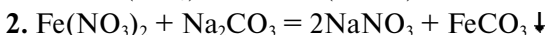
7; 8. Концентрированная азотная кислота как окислитель реагирует с неметаллами:



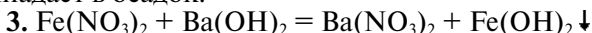
Какие из указанных веществ будут реагировать с $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$:

1) H_2SO_4 ; 2) Na_2CO_3 ; 3) $\text{Ba}(\text{OH})_2$; 4) Mg ; 5) H_2S ;
6) K_2SiO_3 ; 7) Cu ; 8) SO_2 ?

1. $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$ — соль сильной летучей кислоты будет взаимодействовать с сильной нелетучей кислотой H_2SO_4 :

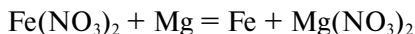


до начала реакции обе соли растворимы в воде, а после FeCO_3 выпадает в осадок.

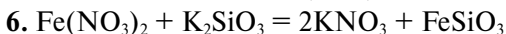
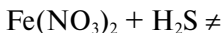


реакция обмена (в растворах р) проходит до конца, так как образуется осадок $\text{Fe}(\text{OH})_2$.

4. Mg расположен в ряду напряжений левее Fe — каждый металл вытесняет из раствора солей все другие металлы, стоящие правее его в электрохимическом ряду напряжений:



5. H_2S как слабая кислота не может вытеснить сильную кислоту из ее соли:



Казалось бы, соль FeSiO_3 должна быть нерастворима в воде, однако хотя вещество и существует, но не может быть получено с помощью реакций обмена, т. е. реакция проходит, но вместо FeSiO_3 образуются различные продукты гидролиза — следует руководствоваться «формулой» $\text{р} + \text{р} = \text{н} + \text{р}$.

7. $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2 + \text{Cu} \neq$ нет реакции, так как Cu расположена в ряду напряжений после железа.

8. $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2 + \text{SO}_2 \neq$ нет реакции, так как кислотный оксид N_2O_5 азотной кислоты сильный нелетучий и не может быть вытеснен более слабым летучим кислотным оксидом.

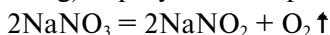
*** Какие из следующих солей азотной кислоты разлагаются при нагревании:**

- 1) NH_4NO_3 ; 2) NaNO_3 ; 3) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$; 4) AgNO_3 ;
5) $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$?

1. NH_4NO_3 — соль образована кислотой-окислителем, поэтому происходит окисление аммиака:



2. При нагревании нитратов активных металлов (стоящих в ряду напряжений левее Mg) образуются нитриты:



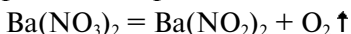
3. Нитраты более тяжелых металлов (стоящих в ряду напряжений от Mg до Cu включительно) разлагаются с образованием оксидов металла, оксида азота (IV) и кислорода:



4. Нитраты благородных металлов (Ag, Pt, Au) при разложении образуют свободный металл, оксид азота (IV) и кислород:



5. $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ — нитрат активного металла разлагается с образованием нитрита бария и кислорода:



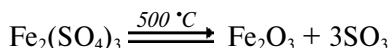
*** Какие из следующих солей серной кислоты разлагаются при высокой температуре:**

- 1) CaSO_4 ; 2) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$; 3) Na_2SO_4 ; 4) Ag_2SO_4 ;
5) $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$?

1. Сульфаты щелочно-земельных металлов разлагаются при очень высокой температуре:



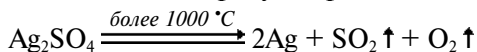
2. Сульфаты тяжелых металлов легче разлагаются при температуре 500—650 °C:



3. Сульфаты щелочных металлов при нагревании не разлагаются:



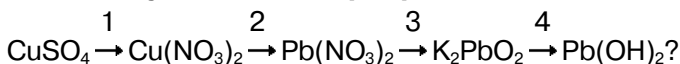
4. Ag_2SO_4 — сульфат благородного металла, при разложении получают свободный металл и продукты разложения оксида SO_3 :



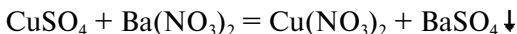
5. $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ — соль нелетучей кислоты, поэтому при нагревании выделяется только NH_3 :



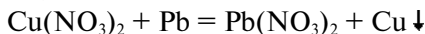
При помощи каких реакций можно осуществить следующий цикл превращений:



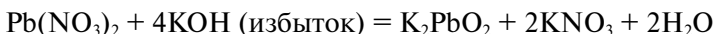
1. Для получения $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ нельзя брать HNO_3 , так как она летучая, а H_2SO_4 — нелетучая, следовательно, необходимо взять соль:



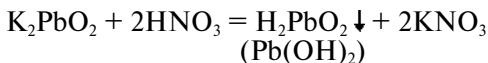
2. Для получения $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ брать соль свинца нельзя, так как почти все соли свинца нерастворимы в воде. Нужно взять металл Pb , стоящего в ряду напряжений перед медью:



3. Соединения свинца с валентностью II и IV проявляют амфотерные свойства:



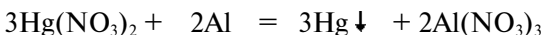
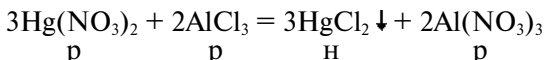
4. Для выделения гидроксида из соли необходимо взять кислоту:



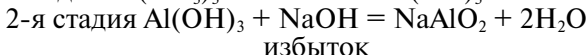
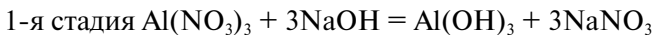
При помощи каких реакций можно осуществить следующий цикл превращений:



1. Для получения $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ можно взять или растворимую в воде соль алюминия, или металл Al :



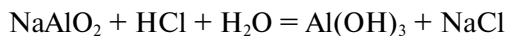
2. Метаалюминат натрия NaAlO_2 можно получить только при взаимодействии $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ со щелочью натрия (избыток):



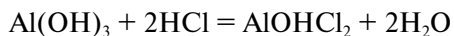
Суммируя результаты двух реакций, получаем:



3. Перевод соли алюминия в гидроксид осуществляется действием кислоты:



4. При недостатке кислоты из $\text{Al}(\text{OH})_3$ образуется основная соль:



РАСТВОРЫ

Концентрация растворов: массовая доля $\omega(X)$ — это отношение массы растворенного вещества к общей массе раствора.

Массовую долю обычно выражают в долях от единицы:

$$\omega(X) = \frac{m(X)}{m(p-pa)}$$

или в процентах:

$$\omega(X) = \frac{m(X)}{m(p-pa)} 100\%,$$

где ω — массовая доля растворенного вещества; $m(X)$ — масса растворенного вещества; $m(p-pa)$ — общая масса раствора.

Так, например, если массовая доля растворенного вещества в воде 0,4 (или 40%), это означает, что в растворе на каждые 100 единиц массы раствора приходится 40 единиц массы вещества.

Вопросы и ответы

Какова массовая доля (в %) КОН в растворе, если КОН массой 40 г растворен в воде массой 160 г?

Общая масса раствора КОН равна

$$m(p-pa) = m(KOH) + m(H_2O) = 160 \text{ г} + 40 \text{ г} = 200 \text{ г}.$$

Подставляя известные величины в формулу, получаем

$$\omega(KOH) = \frac{m(KOH)}{m(p-pa)} 100\% = \frac{40 \text{ г}}{200 \text{ г}} 100\% = 20\%.$$

Какова массовая доля (в %) хлорида натрия, полученного при смешении двух растворов хлорида натрия: массой 120 г с массовой долей NaCl — 40% и массой 200 г с массовой долей NaCl — 15%?

Определяем массу хлорида натрия в 120 г раствора с массовой долей NaCl 40%:

$$m(NaCl) = \frac{\omega m(p-pa)}{100\%} = \frac{40\% \cdot 120 \text{ г}}{100\%} = 48 \text{ г}.$$

Определяем массу хлорида натрия в 200 г раствора с массовой долей NaCl 15%:

$$m(\text{NaCl}) = \frac{15\% \cdot 200 \text{ г}}{100\%} = 30 \text{ г.}$$

Общая масса раствора составляет:

$$m(\text{р-ра}) = 120 \text{ г} + 200 \text{ г} = 320 \text{ г.}$$

Общая масса растворенного вещества составляет:

$$m(\text{NaCl}) = 48 \text{ г} + 30 \text{ г} = 78 \text{ г.}$$

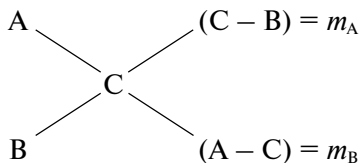
Следовательно, массовая доля (в %) NaCl в растворе равна:

$$\omega(\text{NaCl}) = \frac{78 \text{ г}}{320 \text{ г}} 100\% = 24,4\%.$$

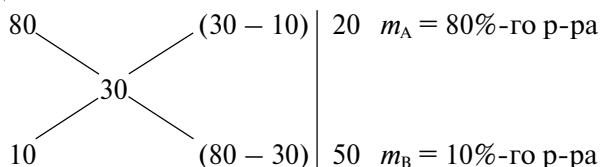
*** Какие массы серной кислоты с массовыми долями 80% и 10% H_2SO_4 нужно смешать, чтобы получить 500 г раствора серной кислоты с массовой долей H_2SO_4 30%?**

1. По правилу креста определяем, в каком соотношении необходимо взять эти растворы, чтобы получить 30%-ный раствор.

Общая схема решения задач по правилу креста имеет вид:



Для нашей задачи



Таким образом, следует взять 20 весовых частей 80%-го раствора и прибавить к нему 50 весовых частей 10%-го раствора.

2. Затем делим 500 г на две пропорциональные части этого соотношения:

$$m_A = \frac{500 \cdot 20}{20 + 50} = 143 \text{ г;}$$

$$m_B = \frac{500 \cdot 50}{20 + 50} = 357 \text{ г.}$$

Следовательно, необходимо взять 143 г серной кислоты с массовой долей H_2SO_4 80% и 357 г серной кислоты с массовой долей H_2SO_4 10%.

Молярная концентрация $c(X)$ — отношение количества вещества ν (моль), содержащегося в растворе, к объему этого раствора V (л):

$$c(X) = \frac{m(X)}{M(X)V}, \text{ так как } \nu = \frac{m}{M}, \text{ то } c(X) = \frac{\nu(X)}{V},$$

где $m(X)$ — масса растворимого вещества, $M(X)$ — молярная масса вещества.

Для обозначения молярной концентрации используют символ « M ». Если 1 л раствора содержит 2 моль растворенного вещества, то раствор называют двумолярным и обозначают 2 M .

Вопросы и ответы

Какова молярная концентрация раствора NaOH, 500 мл которого содержат 1 г NaOH?

1-й способ:

$$c(\text{NaOH}) = \frac{m(\text{NaOH})}{M(\text{NaOH})V} = \frac{1 \text{ г}}{40 \text{ г/моль} \cdot 0,5 \text{ л}} = 0,05 \text{ г/моль или } 0,5 \text{ M.}$$

2-й способ:

в 0,5 л раствора гидроксида натрия содержится 1 г NaOH
в 1 л раствора гидроксида натрия содержится x г NaOH

$$x = \frac{1 \text{ л} \cdot 1 \text{ г}}{0,5 \text{ л}} = 2 \text{ г.}$$

Вычисляем молярную концентрацию:

в 1 л 1 M раствора NaOH содержится 40 г NaOH
в 1 л x M раствора NaOH содержится 2 г NaOH

$$x = \frac{1 \text{ M} \cdot 2 \text{ г}}{40 \text{ г}} = 0,05 \text{ M.}$$

Сколько граммов Na_2CO_3 содержится в 0,3 M растворе объемом 200 мл?

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = c(\text{Na}_2\text{CO}_3) \cdot M(\text{Na}_2\text{CO}_3) \cdot V$$

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 0,3 \text{ моль/л} \cdot 100 \text{ г/моль} \cdot 0,2 \text{ л} = 6,36 \text{ г.}$$

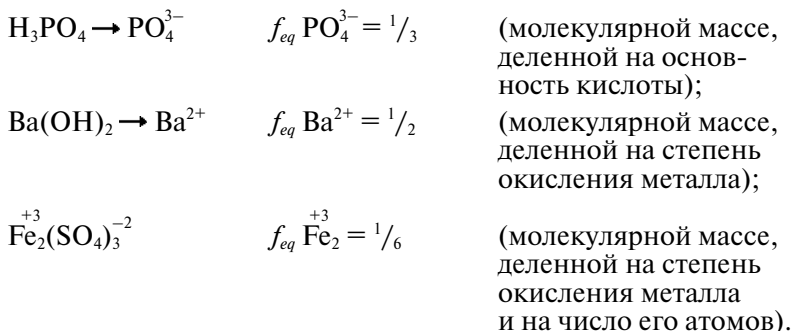
Моляльная (нормальная) концентрация $C\left(\frac{1}{Z}X\right)$ — отношение

количества вещества эквивалента (в молях), содержащегося в растворе, к объему этого раствора (в литрах).

$$C\left(\frac{1}{Z}X\right) = \frac{m(X)}{M(X)f_{eq}} \cdot (X)V,$$

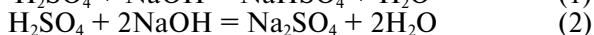
$\frac{1}{Z} = f_{eq}$ — фактор эквивалентности вещества — это величина, обратная эквивалентному числу Z этого вещества в конкретной реакции. Он относится не просто к реагирующим веществам, но и к каждой частице (атому, молекуле, иону) этих веществ.

Например, когда вещества прореагируют полностью:



Фактор эквивалентности может быть разный у одного и того же вещества.

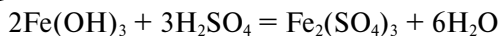
Например: H_2SO_4 в зависимости от условий реагирует со щелочью натрия по двум уравнениям:



В первой реакции у H_2SO_4 замещен 1 атом водорода, следовательно, фактор эквивалентности равен 1; во втором случае — фактор эквивалентности равен $1/2$.

Таким образом, *вещества реагируют и образуются в эквивалентных количествах — это закон эквивалентов.*

Например:



Из уравнения реакции видно, что для $Fe^{3+} f_{eq} = 1/3$, для $SO_4^{2-} f_{eq} = 1/2$, а для $Fe_2(SO_4)_3 f_{eq} = 1/6$.

Помимо эквивалентного количества вещества применяется понятие *об эквивалентной массе* M_{eq} , связанной с молярной массой M этого вещества соотношением:

$$M_{eq} = f_{eq} M.$$

Например:

$$H_3PO_4 f_{eq} = \frac{98 \text{ г/моль}}{3} = 32,7 \text{ г/моль}.$$

Современному понятию эквивалентной массы идентично понятие грамм-эквивалент. Так, для H_3PO_4 грамм-эквивалент равен 32,7 г H_3PO_4 .

Численное значение нормальности принято обозначать буквой Н, или словом «нормальный», например: 2 Н, или двунормальный раствор.

Вопросы и ответы

Какова нормальность (моляльность) серной кислоты, если в 0,2 л раствора содержится 4,9 г H_2SO_4 ?

$$C\left(\frac{1}{Z}\right)\text{H}_2\text{SO}_4 = \frac{m(\text{H}_2\text{SO}_4)}{M(\text{H}_2\text{SO}_4)f_{eq}(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot V} =$$

$$= \frac{4,9 \text{ г}}{98 \text{ г/моль} \cdot \frac{1}{2} \cdot 0,2 \text{ л}} = 0,05 \text{ моль/л.}$$

или, решая шестичленную пропорцию:

в 1 л 1 Н раствора содержится 49 г H_2SO_4

в 0,2 л Х Н раствора содержится 4,9 г H_2SO_4 , получаем:

$$X = \frac{1 \text{ л} \cdot 1 \text{ Н} \cdot 4,9 \text{ г}}{0,2 \text{ л} \cdot 49 \text{ г}} = 0,5 \text{ г} — \text{ экв или } 0,5 \text{ Н.}$$

Какая масса $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ содержится в 0,2 Н растворе $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ объемом 0,5 л? Как приготовить такой раствор?

1-й способ

Для $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ $f_{eq} = 1/6$ подставляем в формулу известные значения:

$$m\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 = C_{1/6}\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot M\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot f_{eq}^{1/6} \cdot V \text{ л} =$$

$$= 0,2 \text{ моль/л} \cdot 342 \text{ г/моль} \cdot \frac{1}{6} \cdot 0,5 \text{ л} = 5,7 \text{ г}$$

2-й способ (метод подстановки)

Составим пропорцию из известных данных:

в 1 л 1 Н раствора $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ содержится 57 г $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$

в 0,5 л 0,2 Н раствора $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ содержится х г $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.

Подставляя одинаковые значения, решаем две пропорции:

в 1 л 1 Н — 57 г

X = 28,5 г

в 0,5 л 1 Н — 28,5 г.

X = 5,7 г

в 0,5 л 1 Н — х

в 0,5 л 0,2 Н — х г.

3-й способ

Решаем шестичленную пропорцию:

в 1 л 1 Н раствора содержится 57 г $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$

в 0,5 л 0,2 Н раствора содержится x г $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$

$$X = \frac{0,5 \text{ л} \cdot 0,2 \text{ Н} \cdot 57 \text{ г}}{1 \text{ л} \cdot 1 \text{ Н}} = 5,7 \text{ г}.$$

Для приготовления такого раствора в мерную колбу вместимостью 0,5 л вносим 5,7 г $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, наполняем колбу водой примерно до половины, перемешиваем до полного растворения навески и доводим объем раствора до 0,5 л (метки, черты).

При химических расчетах часто приходится переводить массовую долю (%) в молярную и нормальную (моляльную) концентрацию и наоборот.

Сколько мл серной кислоты с массовой долей H_2SO_4 40% и плотностью 1,3 потребуется для приготовления 500 мл 0,1 Н раствора?

Фактор эквивалентности для $\text{H}_2\text{SO}_4, f_{eq} = 1/2$, подставляем в формулу известные значения, находим массу H_2SO_4 :

$$\begin{aligned} m_{\text{H}_2\text{SO}_4} &= C_{1/2\text{H}_2\text{SO}_4} \cdot M(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot f_{eq} \cdot 1/2 \cdot V = \\ &= 0,1 \text{ моль/л} \cdot 98 \text{ г/моль} \cdot 1/2 \cdot 0,5 \text{ л} = 2,45 \text{ г}. \end{aligned}$$

Находим массу раствора H_2SO_4 с массовой долей 40%, содержащей 2,45 г растворенного вещества, из формулы

$$m_1 = \frac{m \cdot 100\%}{v} = \frac{2,45 \text{ г} \cdot 100\%}{40\%} = 6,1 \text{ г}.$$

Объем 40% H_2SO_4 находим из соотношения:

$$V = \frac{m}{\rho} = \frac{6,1 \text{ г}}{1,3 \text{ г/мл}} = 4,7 \text{ мл}.$$

Какова массовая доля (в %) Na_2CO_3 в 2 Н растворе плотностью 1,14?

Фактор эквивалентности для $\text{Na}_2\text{CO}_3, f_{eq} = 1/2 = 106/2 = 53$.

Один л 3 Н раствора имеет массу, равную $1,14 \text{ г/мл} \cdot 1000 \text{ мл} = 1140 \text{ г}$, в нем содержится:

$$\begin{aligned} m_{\text{Na}_2\text{CO}_3} &= C_{1/2\text{Na}_2\text{CO}_3} \cdot M(\text{Na}_2\text{CO}_3) \cdot f_{eq} \cdot 1/2 \cdot 1 \text{ л} = \\ &= 3 \text{ моль/л} \cdot 106 \text{ г/моль} \cdot 1/2 \cdot 1 \text{ л} = 159 \text{ г}. \end{aligned}$$

Массовую долю (в %) Na_2CO_3 находим из формулы:

$$v = \frac{m}{m_1} \cdot 100\%; \quad v(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{159 \text{ г}}{1140 \text{ г}} \cdot 100\% = 13,9\%.$$

Какова моляльная (нормальная) концентрация ортофосфорной кислоты H_3PO_4 , если 40 мл ее нейтрализовали 30 мл 2 Н раствора КОН?

При различной нормальности растворов эти объемы будут обратно пропорциональны нормальностям. Обозначим объемы затрагиваемых на реакцию растворов через V_1 и V_2 , а их нормальности через C_1 и C_2 , можно записать: $V_1 : V_2 = C_2 : C_1$, где C_2 — искомая нормальность кислоты. Составляем пропорцию: $30 : 40 = C_2 : 2$, откуда

$$C_2 = \frac{30 \text{ мл} \cdot 2 \text{ Н}}{40 \text{ мл}} = 1,5 \text{ Н}.$$

Какова массовая доля, молярность и моляльность раствора сероводорода, если в 1 мл воды при 20 °С растворено 4,8 мл H_2S ?

Определяем массу 4,8 мл H_2S из соотношения:

22 400 мл H_2S имеют массу 34 г $x = 0,007$ г

4,8 мл H_2S имеют массу x г

(так как 1 моль H_2S (34 г) занимает объем 22 400 мл (н. у.))

Следовательно, в 1 г воды растворено 0,007 г H_2S .

Определяем массовую долю растворенного вещества:

$$\omega = \frac{m}{m_1} \cdot 100\% = \frac{100\% \cdot 0,007 \text{ г}}{1 \text{ г} + 0,007 \text{ г}} = 0,7\%.$$

Определяем молярность раствора H_2S :

в 1000 мл 1 М раствора H_2S содержится 34 г H_2S

в 4,8 мл X М раствора H_2S содержится 0,007 г

$$X \text{ М} = \frac{1000 \text{ мл} \cdot 1 \text{ М} \cdot 0,007 \text{ г}}{4,8 \text{ мл} \cdot 34 \text{ г}} = 0,04 \text{ М}.$$

Определяем нормальность раствора H_2S :

Фактор эквивалентности для H_2S $f_{eq} = \frac{1}{2} = \frac{34}{2} = 17$.

в 1000 мл 1 Н раствора H_2S содержится 17 г H_2S

в 4,8 мл X Н раствора H_2S содержится 0,007 г H_2S .

$$X \text{ Н} = \frac{1000 \text{ мл} \cdot 1 \text{ Н} \cdot 0,007 \text{ г}}{4,8 \text{ мл} \cdot 17 \text{ г}} = 0,08 \text{ Н}.$$

Электролитическая диссоциация — это распад веществ в расплаве или в растворе на свободные составляющие их ионы.

Электролитическая диссоциация происходит за счет химического взаимодействия молекул растворителя с молекулами растворяемого вещества, причем решающее значение имеют химическая связь и строение этих молекул. Следует различать полярность связи и полярность молекулы. Вода — молекула полярная.

Атомы водорода в молекуле воды расположены под углом к кислороду, и к ним смещен положительный заряд, а отрицательный заряд смещен к кислороду. Полярность молекул воды обуславливает хорошую растворимость в ней веществ с ионной и ковалентной полярной связями и вызывает их диссоциацию.

При попадании молекулы электролита в воду близлежащие молекулы воды ориентируются положительным полюсом к отрицательному полюсу молекулы электролита, а отрицательный полюс воды — к положительному полюсу электролита и притягиваются к ним. В результате связь между ионами в молекуле электролита ослабевает и электролит распадается на ионы. При этом образуются не свободные ионы, а гидратированные (или сольватированные, если растворитель не вода), т. е. связанные с молекулами воды. Так, безводный сульфат меди белого цвета, следовательно, ионы Cu^{2+} и ионы SO_4^{2-} в кристалле бесцветны. Ионы Cu^{2+} в растворе приобретают голубую окраску за счет присоединения воды, переходя при этом в ион $\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4^{2+}$. Ион водорода H^+ в растворе переходит в ион гидроксония H_3O^+ . Однако не всегда известно число молекул воды, связанных с данным ионом, к тому же при ионных реакциях эти молекулы воды могут отщепляться от ионов. Поэтому в ионные уравнения реакций вводятся символы негидратированных ионов. Так, например, вместо H_3O^+ пишут символ H^+ , вместо $\text{Zn}(\text{H}_2\text{O})_4^{2+}$ пишут Zn^{2+} .

Диссоциация электролита приводит к образованию разноименных заряженных ионов — положительных (катионов) и отрицательных (анионов), равных по абсолютной величине. Поэтому раствор электролита всегда нейтрален.

Так как противоположно заряженные ионы находятся в непрерывном движении, то они притягиваются друг к другу (по закону Кулона) и в растворе образуются молекулы электролита. Этот обратный процесс образования молекул из ионов называется ассоциацией. Следовательно, электролитическая диссоциация есть процесс обратимый, который обозначается знаком \rightleftharpoons .

Равновесное состояние водного раствора электролита выражают через **степень электролитической диссоциации**, т. е. через отношение числа молекул, распавшихся на ионы, к общему числу растворенных молекул. Степень диссоциации выражается в процентах или в долях от единицы и обозначается греческой буквой α :

$$\alpha = \frac{n}{N}, \text{ или } \alpha = \frac{n}{N} \cdot 100\%,$$

где n — число молекул, распавшихся на ионы; N — общее число молекул.

Так, например, степень диссоциации 20% обозначает, что из 100 молекул 20 диссоциированы на ионы.

Степень электролитической диссоциации зависит от природы растворенного вещества, растворителя, концентрации и температуры раствора.

По степени диссоциации электролиты делятся на сильные ($\alpha > 30\%$), средние ($\alpha = 2...30\%$) и слабые ($\alpha < 2\%$). Примеры степени диссоциации некоторых кислот, оснований и солей в 0,1 М растворах при 18 °С приведены в таблице.

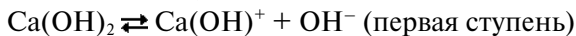
Кислоты	
Очень сильные электролиты: HNO_3 , HCl , HBr	80 — более 90
Сильные электролиты: H_2SO_4	Более 50
Электролиты средней силы: H_3PO_4 , H_2SO_3 , HF	До 20
Слабые электролиты: CH_3COOH , H_3PO_3 , HNO_2	Менее 2
Очень слабые электролиты: H_2S , H_2SO_3	Менее 1
Основания	
Очень сильные электролиты: KOH , NaOH , Ba(OH)_2	Более 80
Сильные электролиты: Sr(OH)_2 , Ca(OH)_2 , LiOH	Более 20
Слабые электролиты: NH_4OH	Менее 2
Очень слабые электролиты: нерастворимые в воде	Менее 0,1
Соли	
Очень сильные электролиты: хлориды щелочных и щелочноземельных металлов	Более 80
Сильные электролиты: растворимые соли серной кислоты	40—70
Слабые электролиты: растворимые соли фосфорной, сернистой, угольной кислот	2—20

На основании теории электролитической диссоциации Аррениус дал новые определения основаниям, кислотам, солям.

Основания — электролиты, диссоциирующие с образованием гидроксид-ионов OH^- :



Если основание содержит в молекуле несколько групп OH^- , то может происходить ступенчатая диссоциация:



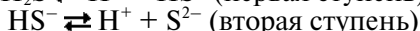
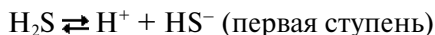
Сначала отщепляется один гидроксид-ион, а последующие ионы OH^- — в сильно разбавленных растворах. Уравнение полной диссоциации имеет следующий вид:



Кислоты — электролиты, диссоциирующие с образованием катионов водорода H^+ :



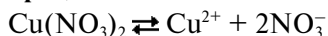
Многоосновные кислоты средней силы и слабые диссоциируют ступенчато:



Каждая следующая ступень протекает в значительно меньшей степени.

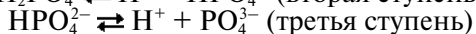
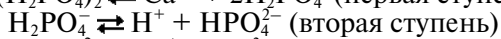
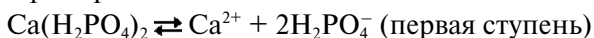
Как уже отмечалось ранее, различают следующие виды солей: средние, кислые, основные, двойные, смешанные.

Средние соли, растворимые в воде, являются сильными электролитами и диссоциируют с образованием положительных ионов металла и отрицательных ионов кислотного остатка:



Кислые соли — электролиты, содержащие в анионе водород, способный отщепляться в виде иона H^+ .

Кислые соли рассматривают как продукт, получающийся из многоосновных кислот, в которых не все атомы водорода замещены на металл. Диссоциация кислых солей происходит по ступеням, например:



Однако степень электролитической диссоциации уже по второй ступени очень мала, поэтому раствор кислой соли содержит лишь незначительное число водорода.

Основные соли — электролиты, содержащие в катионе одну или несколько гидроксогрупп OH^- , способных переходить в состояние ионов OH^- (отщепляться).

Основные соли характерны для многовалентных металлов и диссоциируют с образованием основных и кислотных остатков:



Диссоциация ионов основных остатков на ионы металла и гидроксогруппу почти не имеет места.

Вопросы и ответы

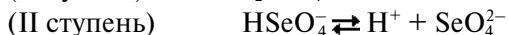
Сколько свободных ионов получится при полной диссоциации каждой молекулы следующих веществ:

1) H_2SeO_4 ; 2) LiOH ; 3) $\text{Ca}(\text{MnO}_4)_2$; 4) H_3AsO_4 ;

5) $\text{Sr}(\text{OH})_2$?

Ответ подтвердите уравнениями полной диссоциации веществ.

1. Три иона:



2. Два иона: $\text{LiOH} \rightleftharpoons \text{Li}^+ + \text{OH}^-$

3. Три иона: $\text{Ca}(\text{MnO}_4)_2 \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+} + 2\text{MnO}_4^-$

4. Четыре иона:

(I ступень) $\text{H}_3\text{AsO}_4 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{H}_2\text{AsO}_4^-$

(II ступень) $\text{H}_2\text{AsO}_4^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HAsO}_4^{2-}$

(III ступень) $\text{HAsO}_4^{2-} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{AsO}_4^{3-}$

5. Три иона:

$\text{Sr}(\text{OH})_2 \rightleftharpoons \text{SrOH}^+ + \text{OH}^-$

$\text{SrOH}^+ \rightleftharpoons \text{Sr}^{2+} + \text{OH}^-$

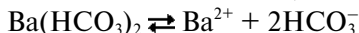
Какие из следующих веществ будут диссоциировать в водных растворах:

1) $\text{Ba}(\text{HCO}_3)_2$; 2) H_2SiO_3 ; 3) $\text{NH}_4\text{K}_2\text{PO}_4$; 4) $\text{Cu}(\text{OH})_2$;

5) CuOHNO_3 ?

Напишите уравнения первой ступени диссоциации. Дайте названия веществам.

1. $\text{Ba}(\text{HCO}_3)_2$ — гидрокарбонат бария (кислая соль)



$\text{Ba}(\text{HCO}_3)_2$ — потенциальный электролит в индивидуальном состоянии ионов не содержит, но образует их при переходе вещества в раствор.

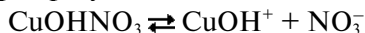
2. H_2SiO_3 — неэлектролит, ионов в воде не образует.

3. $\text{NH}_4\text{K}_2\text{PO}_4$ — аммоний-дикалий фосфат (двойная соль), диссоциирует на катионы, ее составляющие:



4. $\text{Cu}(\text{OH})_2$ — неэлектролит в воде ионов не образует.

5. CuOHNO_3 — гидроксонитрат меди (II) (основная соль), при переходе в раствор образует ионы:



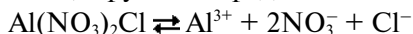
Сколько свободных ионов получится при полной диссоциации каждой молекулы следующих веществ:

1) $\text{Al}(\text{NO}_3)_2\text{Cl}$; 2) NaKCO_3 ; 3) $\text{Ba}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$; 4) FeOHHSO_4 ;

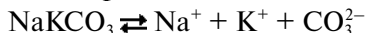
5) H_2S ?

Дайте названия веществам.

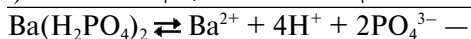
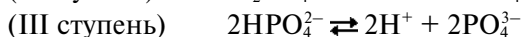
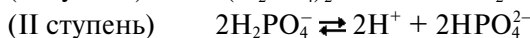
1. Четыре иона. $\text{Al}(\text{NO}_3)_2\text{Cl}$ — нитрат-хлорид алюминия (смешанная соль), диссоциирует как средняя:



2. Три иона. NaKCO_3 — натрий-калий карбонат (двойная соль), диссоциирует как средняя соль:

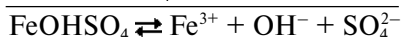


3. Семь ионов: $\text{Ba}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ — дигидрофосфат бария — кислая.

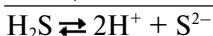
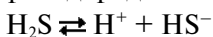


итоговый результат диссоциации кислой соли
после сокращения одинаковых значений левой и правой частей
уравнений диссоциации.

4. Три иона. FeOHSO_4 — гидрососульфат железа (III) — основная соль.



5. Три иона. H_2S — сероводород.

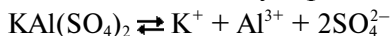


Как будут диссоциировать растворимые в воде следующие вещества:

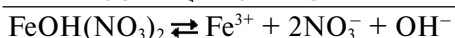
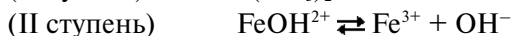
1) $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$; 2) $\text{FeOH}(\text{NO}_2)_2$; 3) MgNO_3Cl ; 4) $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$;
5) Na_2SiO_3 ?

Напишите уравнения полной диссоциации веществ. Дайте названия этим веществам.

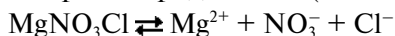
1. $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$ — калий-алюминий сульфат.



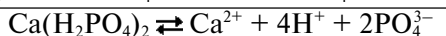
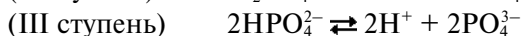
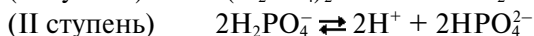
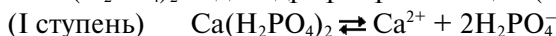
2. $\text{FeOH}(\text{NO}_3)_2$ — гидроксонитрат железа (III).



3. MgNO_3Cl — нитрат-хлорид магния (кислая соль).

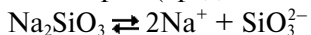


4. $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ — дигидрофосфат кальция (кислая соль).



(после сокращения одинаковых значений левой
и правой частей уравнения диссоциации)

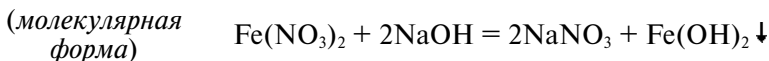
5. Na_2SiO_3 — силикат натрия (средняя соль).



Ионные реакции — реакции между ионами, а уравнения этих реакций — ионные уравнения.

Реакции между ионами проходят в случае образования:

а) осадка — слабо диссоциирующего вещества, например:



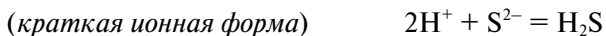
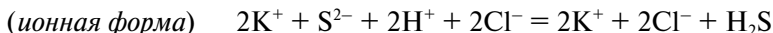
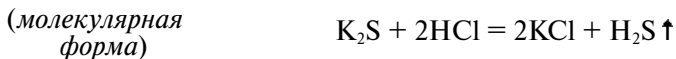
В ионной форме это уравнение будет иметь следующий вид:



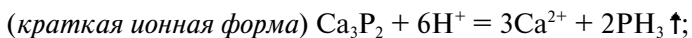
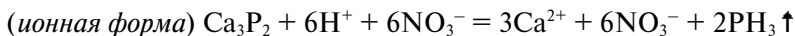
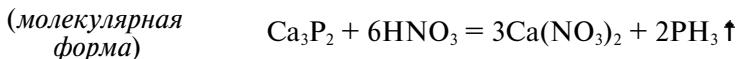
Сократив одинаковые ионы левой и правой частей ионного уравнения, получаем краткую ионную форму:



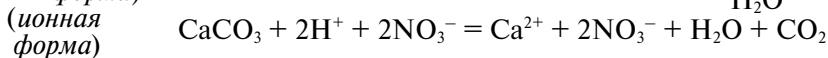
б) газа, например:



Если одно из взятых веществ является труднорастворимым в воде (неэлектролитом), то формула этого вещества записывается в молекулярной форме:



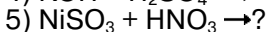
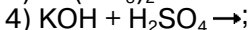
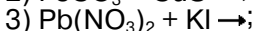
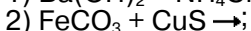
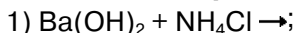
в) слабых электролитов ($\alpha < 2\%$), к которым относятся вода, слабые кислоты, труднорастворимые основания, кислоты, соли, например:



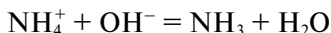
С развитием учения о химическом равновесии принимается, что реакция между ионами в растворе никогда не идет до конца. Конечные продукты реакции представляют собой равновесную систему из молекул и ионов. Так, BaSO_4 не является веществом, абсолютно растворимым в воде, в растворе останутся ионы Ba^{2+} и SO_4^{2-} , но это количество мало и практически не учитывается.

Вопросы и ответы

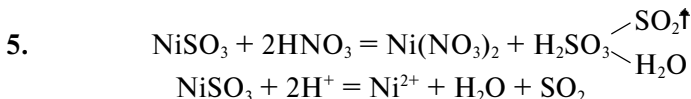
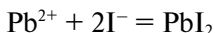
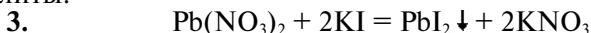
Какие ионные реакции возможны:



Напишите молекулярную и краткую ионную формы возможных реакций.



2. $\text{FeCO}_3 + \text{CuS}$ — нет реакции, так как оба вещества — неэлектролиты.



Какие из следующих электролитов содержат в водном растворе ионы хлора:

1) MgCl_2 ; 2) KClO_4 ; 3) KOCi ; 4) MgOHCl ; 5) FeClNO_3 ;

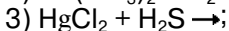
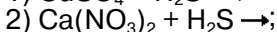
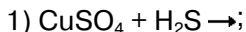
6) HCl ?

Напишите уравнения диссоциации этих веществ.



Таким образом, ионы хлора содержатся в заданиях 1, 4, 5, 6.

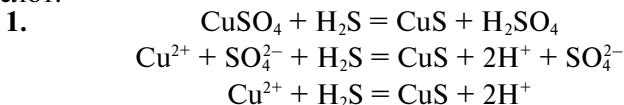
*** Какие реакции с образованием сульфидов возможны:**



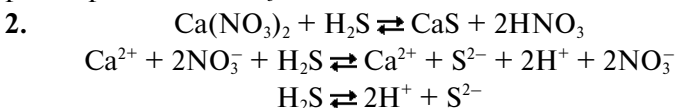
- 4) $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow$;
 5) $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow$;
 6) $\text{CaSO}_4 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow ?$

Напишите уравнения возможных реакций в молекулярной и ионной формах.

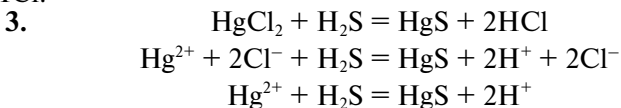
Образование сульфидов при взаимодействии слабой летучей кислоты H_2S с солями сильных и нелетучих кислот возможно. Это связано с устойчивостью сульфидов в кислой среде сильных кислот.



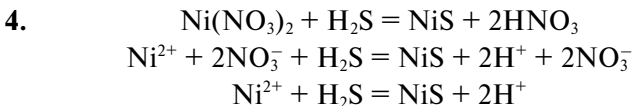
Сульфид меди не растворяется в разбавленных H_2SO_4 и HCl , но растворяется в HNO_3 .



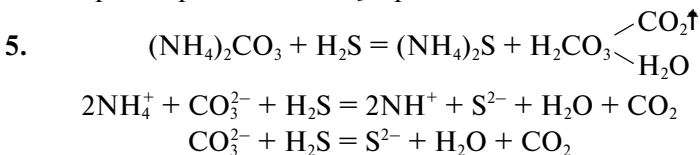
Сульфид кальция растворяется в HNO_3 , но не растворяется в HCl .



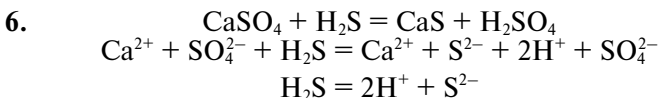
Сульфид ртути (II) не растворяется в HCl , а также в HNO_3 .



NiS не растворяется в HNO_3 и разбавленной HCl .



Слабая кислота H_2S вытесняет другую, более слабую, кислоту из ее солей, реакция проходит с образованием газа CO_2 и слабого электролита H_2O , сульфид аммония находится в растворе.

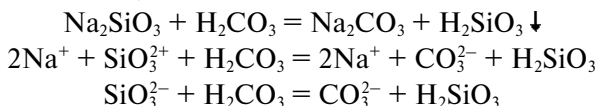


Образования сульфида кальция не происходит, так как единственным слабым электролитом является сама слабая кислота H_2S .

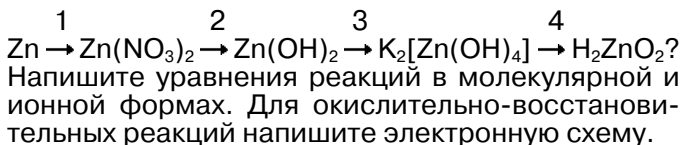
Разобранные случаи образования сульфидов являются особенностью природы сульфидов — это надо просто запомнить.

Почему канцелярский клей на воздухе мгновенно превращается в стеклообразную массу?

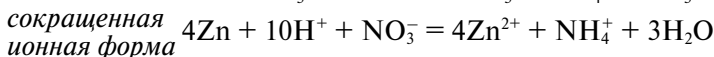
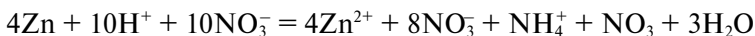
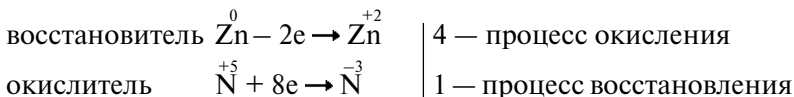
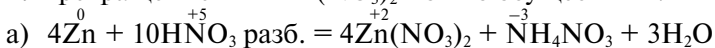
В состав клея входит соль Na_2SiO_3 слабой кислоты, на воздухе в присутствии CO_2 и H_2O происходит вытеснение H_2SiO_3 из ее соли, так как H_2CO_3 — хотя и слабая кислота, но сильнее H_2SiO_3 .



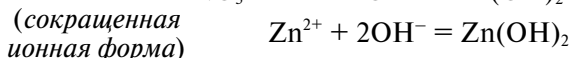
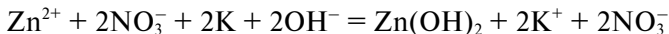
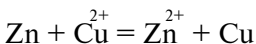
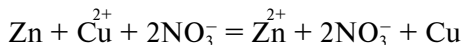
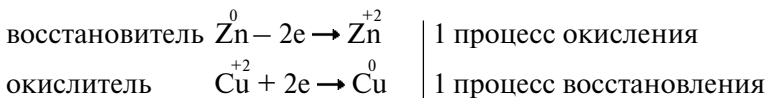
При помощи каких реакций можно осуществить следующие превращения:



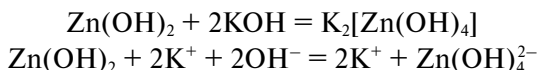
1. Превращение Zn в $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ можно осуществить:



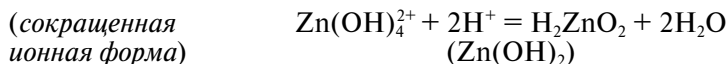
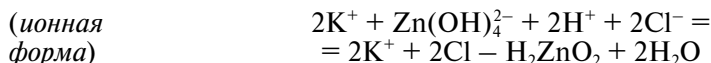
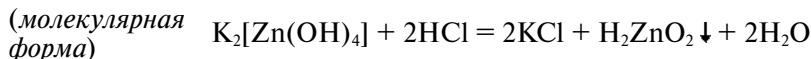
так как Zn более активный металл, чем Cu .



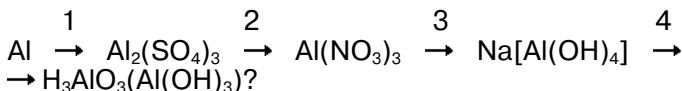
3. Гидроксид цинка — амфотерный гидроксид, в избытке концентрированной щелочи превращается в гидроксоцинкат:



4. Обратный переход в гидроксид осуществляется нейтрализацией избытка щелочи:

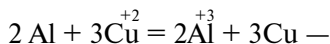
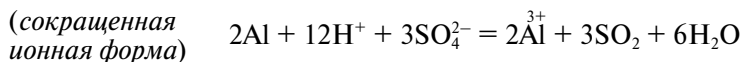
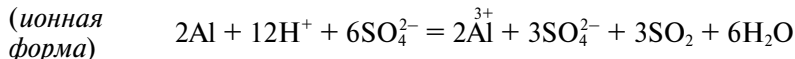
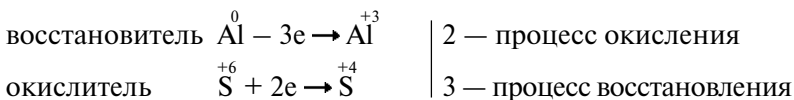
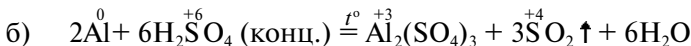
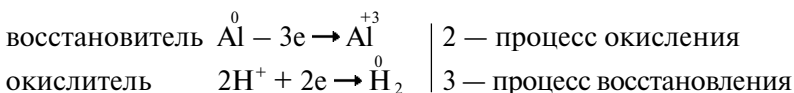
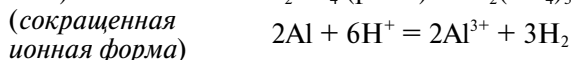
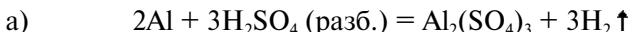


При помощи каких реакций можно осуществить следующие превращения:

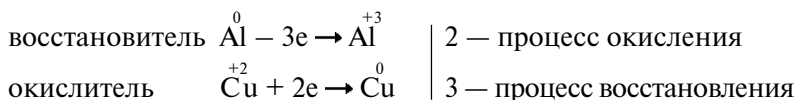


Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах. Для окислительно-восстановительных реакций напишите электронную схему.

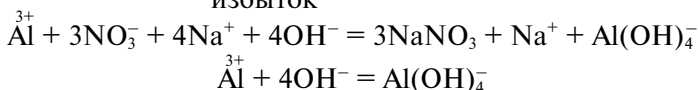
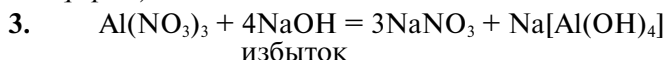
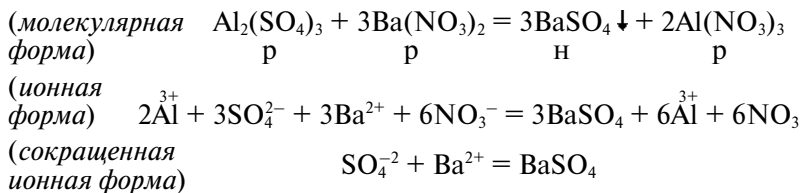
1. Превращение Al в $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ может осуществляться:



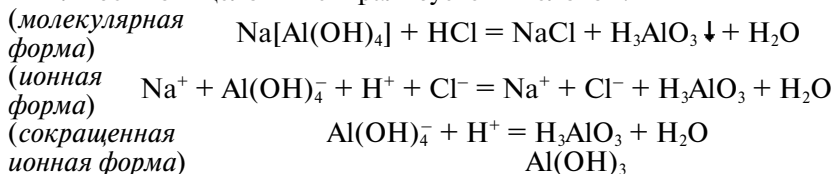
Al расположен левее в ряду напряжений металлов.



2. $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ не взаимодействует с HNO_3 , так как летучая кислота HNO_3 не может вытеснить нелетучую H_2SO_4 из ее солей, следовательно, можно взять соль азотной кислоты, учитывая закономерность правила обмена:



4. Избыток щелочи нейтрализуется кислотой:



Гидролиз соли — это реакция обмена ионов соли с ионами воды, в результате которой образуется слабый электролит.

При гидролизе смещается равновесие диссоциации воды вследствие связывания одного из ее ионов в слабый электролит соли.

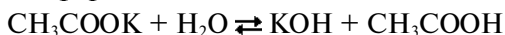
При связывании ионов H^+ в растворе накапливаются ионы OH^- , реакция среды будет щелочная, а при связывании ионов OH^- накапливаются ионы H^+ — среда кислая.

Разберем случаи гидролиза, пользуясь понятиями «слабый» и «сильный» электролит.

Соль образована сильным основанием и слабой кислотой (гидролиз протекает по аниону). Например, при гидролизе соли CH_3COOK ионы соли CH_3COO^- и K^+ взаимодействуют с ионами H^+ и OH^- из воды. При этом ацетат-ионы (CH_3COO^-) связываются с ионами водорода (H^+) в молекулы слабого электролита — уксусной кислоты (CH_3COOH), а ионы OH^- накапливаются в растворе, сообщая ему щелочную реакцию, так как ионы K^+ не могут связать ионы OH^- (KOH является сильным электролитом).

Уравнения гидролиза соли CH_3COOK будут иметь следующий вид:

в молекулярной форме



в ионной форме



в сокращенной ионной форме



При написании уравнений гидролиза можно исходить из сокращенного ионного уравнения с переходом к молекулярному, минуя полное ионное уравнение гидролиза.

Например, соль Na_2S образована сильным основанием и слабой кислотой, протекает ступенчато. В этом случае анион соли S^{2-} связывает ионы H^+ воды и в растворе накапливаются ионы OH^- , тогда уравнение в ионной форме по **первой ступени** примет вид:

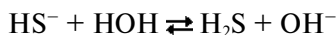


При написании молекулярного уравнения присоединяем к ионам сильный ион, получаем:

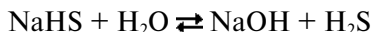


Вторая ступень (гидролиз соли NaHS):

в сокращенной ионной форме примет вид



в молекулярной форме:

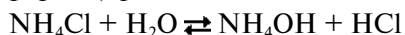


Вторая ступень гидролиза практически не проходит при обычных условиях, так как, накапливаясь, ионы OH^- сообщают раствору *сильнощелочную* реакцию, что приводит к реакции нейтрализации, сдвигу равновесия влево.

Соль образована слабым основанием и сильной кислотой (гидролиз протекает по катиону). Например, гидролиз соли NH_4Cl . Отбросим ион Cl^- , так как он с катионом воды дает сильный электролит, тогда в сокращенной ионной форме уравнение гидролиза примет следующий вид:

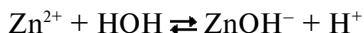


в молекулярной форме (присоединяя сильный ион):



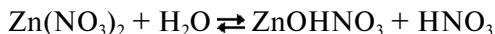
Ионы OH^- воды связываются в слабый электролит, а ионы H^+ накапливаются в растворе — среда *кислая*.

Гидролиз соли $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ протекает ступенчато. Исключим ион NO_3^- — сильного электролита, тогда первая ступень гидролиза в сокращенной форме примет вид

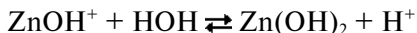


ионы OH^- связаны, а ионы H^+ накапливаются.

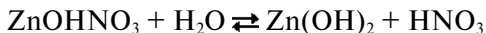
При написании уравнения гидролиза в молекулярной форме прибавляем тот ион, который исключили вначале, т. е. NO_3^- :



Вторая ступень гидролиза в сокращенной ионной форме будет иметь вид:



в молекулярной форме



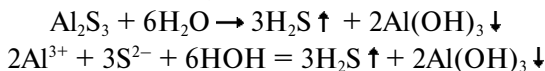
Вторая ступень гидролиза практически не происходит, так как в результате накопления ионов H^+ создается *сильнокислая* среда и гидроксид цинка растворяется.

Соль образована слабым основанием и слабой кислотой (гидролиз протекает по катиону и аниону). Например, гидролиз соли $\text{CH}_3\text{COONH}_4$. Запишем уравнение в ионной форме:



Образуются слабое основание и слабая кислота, степень диссоциации которых приблизительно одинакова, поэтому при наличии гидролиза среда будет приблизительно нейтральная.

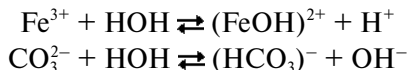
Гидролиз соли Al_2S_3 протекает полно и необратимо, так как в результате реакции образуется осадок и выделяется газ:



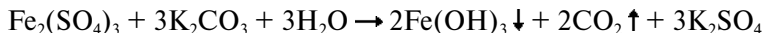
С разбавлением растворов солей гидролиз, как правило, увеличивается. Это объясняется тем, что молекулы соли полнее диссоциируют и больше образуется частиц слабого электролита.

Нагревание также способствует усилению гидролиза, так как увеличивается диссоциация воды. Например, гидролиз $\text{Fe}(\text{CH}_3\text{COO})_3$ на холоде протекает с образованием $\text{FeOH}(\text{CH}_3\text{COO})_2$, а при кипячении получается осадок $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{CH}_3\text{COO}$.

При взаимодействии растворов двух солей может происходить взаимное усиление гидролиза. Так, например, в растворах $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ и K_2CO_3 , взятых порознь, практически устанавливаются следующие равновесия:



Если смешать растворы этих солей, то ионы H^+ и OH^- в виде воды уходят из сферы реакции, что приводит к активизации последующих ступеней гидролиза и в конечном счете — к образованию основания и кислоты:

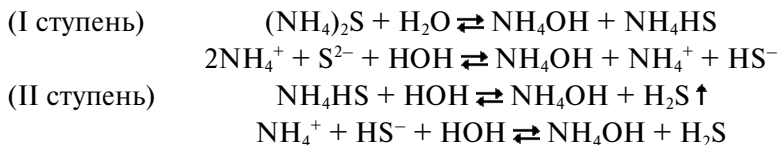


Вопросы и ответы

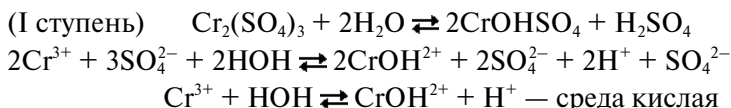
Какая среда (щелочная, кислая, нейтральная) будет в водных растворах следующих солей:

1) $(\text{NH}_4)_2\text{S}$; 2) $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$; 3) Na_2CO_3 ; 4) FeCl_3 ; 5) KNO_3 ?
Напишите уравнения гидролиза в молекулярной и ионной формах.

1. $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ — соль образована слабым основанием и слабой кислотой — гидролиз полный, среда нейтральная:

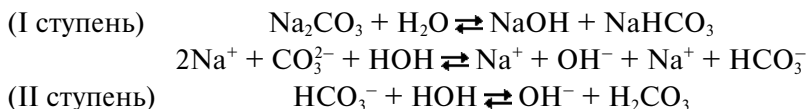


2. $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ — соль образована слабым основанием и сильной кислотой:

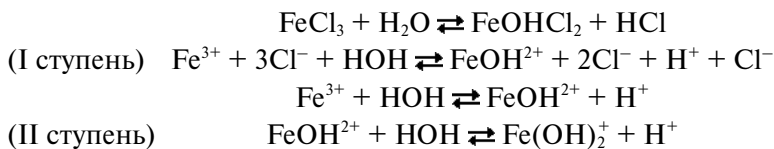


Вторая ступень гидролиза практически не происходит, так как накапливаются ионы H^+ , создавая сильноокислую среду.

3. Na_2CO_3 — соль образована сильным основанием и слабой кислотой — среда щелочная:

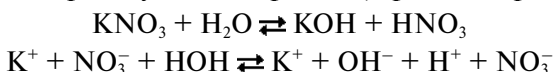


4. FeCl_3 — соль образована слабым основанием и сильной кислотой — среда кислая, так как ионы OH^- связываются в слабый электролит, а ионы H^+ накапливаются:



Уже по второй ступени гидролиз незначительный, так как накапливаются ионы H^+ с последующим растворением основной соли или основания.

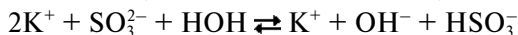
5. KNO_3 — соль образована сильным основанием и сильной кислотой — гидролизу не подвергается, среда нейтральная.



В какой цвет будет окрашиваться лакмус при гидролизе следующих солей:

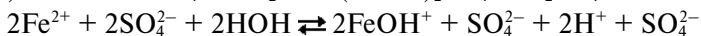
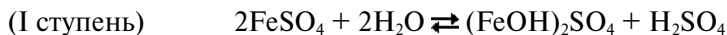
1) K_2SO_3 ; 2) $FeSO_4$; 3) $(NH_4)_2SO_3$; 4) K_2S ; 5) $KNaSO_4$?

1. K_2SO_3 — соль образована сильным основанием и слабой кислотой, среда щелочная, лакмус окрашивается в синий цвет:

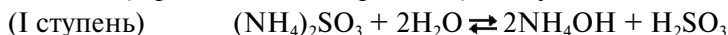


В результате гидролиза K_2SO_3 из сферы реакции уходит слабая летучая кислота, а ионы OH^- накапливаются.

2. $FeSO_4$ — соль образована слабым основанием и сильной кислотой, среда кислая, лакмус окрашивается в красный цвет:



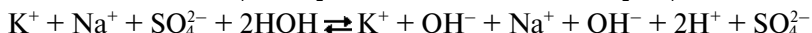
3. $(NH_4)_2SO_3$ — соль образована слабым основанием и слабой кислотой, среда почти нейтральная, лакмус цвет не меняет:



4. K_2S — соль образована сильным основанием и слабой кислотой, среда щелочная, лакмус окрашивается в синий цвет:



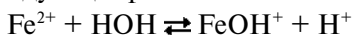
5. $KNaSO_4$ — соль образована двумя сильными основаниями и сильной кислотой, среда нейтральная, лакмус цвет не меняет, гидролиза нет:



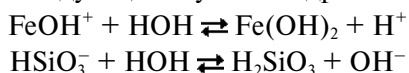
Какие реакции протекают при смешивании растворов $FeSO_4$ и K_2SiO_3 ?

Составьте уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

В растворах $FeSO_4$ и K_2SiO_3 , взятых порознь, практически устанавливается следующее равновесие:



При смешивании растворов ионы H^+ и OH^- связываются в слабый электролит H_2O и уходят из сферы реакции, что приводит к активизации последующей ступени гидролиза:



И в конечном итоге — к образованию слабого основания и слабой кислоты:



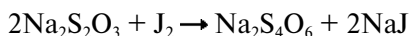
Вот почему в таблице растворимости кислот, оснований и солей в воде против соли FeSiO_3 стоит значок «—», означающий, что вещество не может быть получено с помощью реакций обмена в водном растворе.

Окислительно-восстановительные реакции: метод электронно-ионного баланса. При рассмотрении электронного метода составления уравнений окислительно-восстановительных реакций брались условные ионы, без учета диссоциации веществ.

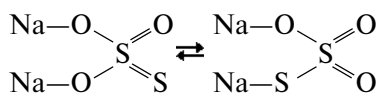
Так, например, HNO_3 диссоциирует на H^+ и NO_3^- при отсутствии в растворе ионов N^{+5} ; KMnO_4 диссоциирует на K^+ и MnO_4^- — при отсутствии ионов Mn^{+7} .

При электронно-ионном методе, во-первых, берутся ионы, реально существующие в растворе (если вещество — неэлектролит, то оно берется в молекулярной форме), во-вторых, нет необходимости определять валентность или степень окисления элементов, иногда это просто невозможно.

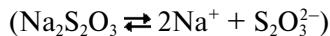
Например:



$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ может иметь следующее строение:



Определить степень окисления в данном случае трудно, поэтому берем ион, находящийся в растворе $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$:



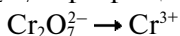
ион $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ — восстановитель, J_2 — окислитель

Вместо электронного уравнения составляются **электронно-ионные уравнения** для окислителя и восстановителя, при этом общее число электронов, перешедших к окислителю, должно быть равно общему числу электронов, потерянных восстановителем.

Рассмотрим ряд примеров реакций, проходящих в кислой, щелочной и нейтральной средах.

Пример 1. В качестве окислителя возьмем дихромат калия $K_2Cr_2O_7$, а в качестве восстановителя — нитрит натрия $NaNO_2$, которые диссоциируют с образованием дихромат-иона $Cr_2O_7^{2-}$ и нитрит-иона NO_2^- .

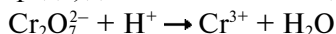
В кислой среде ион $Cr_2O_7^{2-}$ превращается в ион Cr^{3+} :



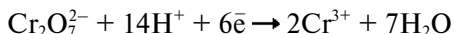
В правой части незаконченной схемы полуреакции для процесса восстановления не хватает кислорода, источником которого может быть вода:



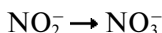
В левой части отсутствует водород: учитывая, что реакция проходит в кислой среде, добавляем ионы водорода:



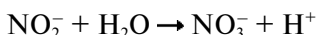
Расставим коэффициенты, определим количество полученных электронов, тогда уравнение полуреакции для окислителя примет следующий вид:



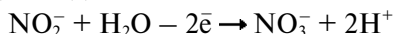
Теперь составим уравнение полуреакции для восстановителя — иона NO_2^- , который в кислой среде превращается в нитрат-ион NO_3^- :



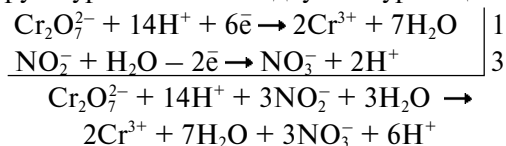
В левой части незаконченной схемы полуреакции недостает кислорода, для его компенсации добавим воду, а в правую часть — ионы водорода:



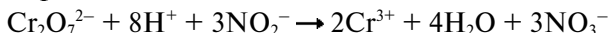
Расставим коэффициенты, определим количество потерянных электронов, тогда уравнение **полуреакции для восстановителя** примет следующий вид:



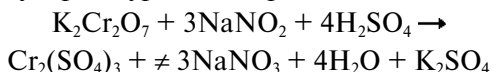
Уравниваем количество полученных и потерянных электронов и суммируем уравнение этих двух полуреакций:



Одинаковые значения обеих частей уравнения сокращаем; в полной ионной форме уравнение реакции окисления-восстановления примет вид:



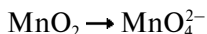
Используя в качестве среды серную кислоту, получаем следующее молекулярное уравнение реакции:



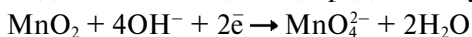
Если при написании реакций в кислой среде недостающий для восстановителя кислород компенсировался за счет молекул воды, то в щелочной среде эта компенсация происходит за счет ионов OH^- .

Пример. KClO_3 — окислитель, MnO_2 — восстановитель.

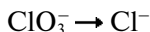
Восстановитель MnO_2 в щелочной среде превращается в манганат-ион MnO_4^{2-}



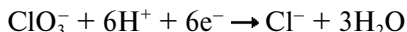
Так как среда щелочная, для компенсации кислорода в левую часть уравнения (для восстановителя) вводим ионы гидроксида, а в правую часть для компенсации водорода — воду:



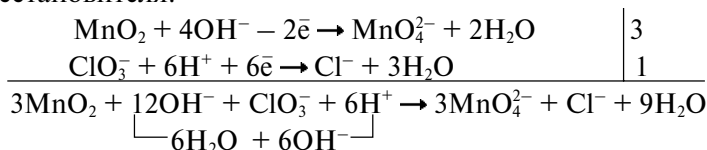
Окислитель хлорат-ион ClO_3^- — в щелочной среде превращается в хлор-ион Cl^-



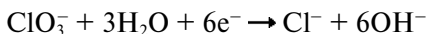
Для окислителя полуреакция будет иметь такой же вид, как и в случае кислой среды:



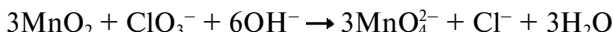
Уравниваем количество полученных и потерянных электронов, суммируем электронно-ионные уравнения для окислителя и восстановителя:



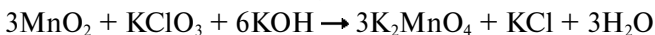
Можно полуреакцию для окислителя записать и в другой форме:



Сократив одинаковые значения, получим следующее полное ионное уравнение:



Если взять в качестве среды KOH или NaOH , то реакция в молекулярной форме примет следующий вид:

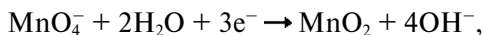


Для реакций, проходящих в **нейтральной среде** (в случае кислородосодержащих веществ или ионов), вода подставляется в левую часть электронно-ионного уравнения как для окислителя,

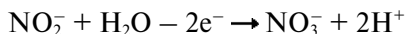
так и для восстановителя, а в правую часть, в зависимости от содержания кислорода, пишем ионы водорода или гидроксид-ионы. Если исходные вещества или ионы содержат больше кислорода, чем продукты их восстановления, то в правую часть полуреакции подставляем ионы гидроксила, а если наоборот, то к окисленным продуктам добавляем ионы водорода.

Пример. Возьмем в качестве окислителя ион MnO_4^- , который в **нейтральной среде** превращается в молекулу MnO_2 , а в качестве восстановителя — ион NO_2^- , который превращается в ион NO_3^- .

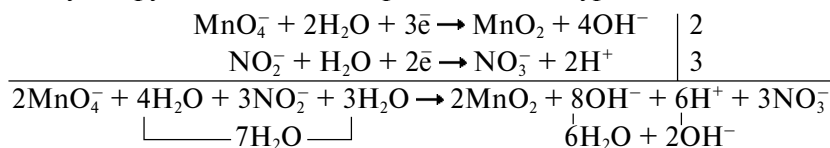
Так как в исходном ионе содержится больше кислорода, то в правую часть неполной схемы полуреакции подставляем ионы OH^- (а в левую, как сказано выше, — воду). Тогда полуреакция для окислителя примет следующий вид:



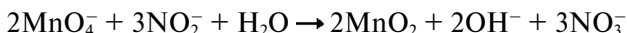
а для восстановителя в правую часть полуреакции добавляем ионы водорода:



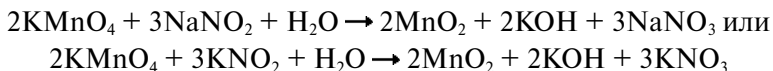
Суммируем два этих электронно-ионных уравнения:



После сокращения ионное уравнение примет вид:

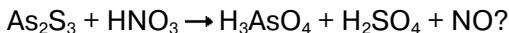


В молекулярной форме после присоединения катионов к ионам окислителя и восстановителя уравнение реакции будет иметь следующий вид:



Вопросы и ответы

Возможны ли окислительно-восстановительные процессы в следующей реакции:

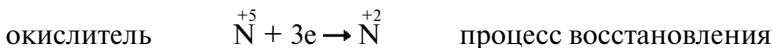
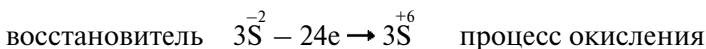
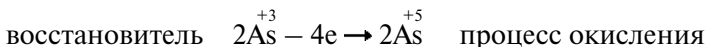


Напишите электронно-ионные уравнения для окислителя и восстановителя, расставьте коэффициенты.

Для решения этого вопроса необходимо определить окислитель и восстановитель в данной реакции, для чего определяем степень окисления элементов, изменивших ее:



Составим электронные уравнения:

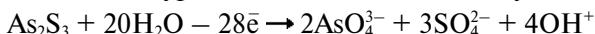


Следовательно, это окислительно-восстановительная реакция. Для написания электронно-ионного уравнения необходимо взять реально существующие ионы в растворе (As^{+3} , N^{+5} — гипотетические ионы), или если вещество — неэлектролит, то вещество берется в молекулярной форме.

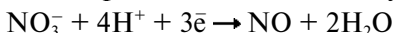
Составляем электронно-ионное уравнение для восстановителя, которым является As_2S_3 :



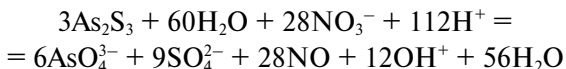
так как в правой части уравнения есть кислород, то в левую часть электронно-ионного уравнения подставляем воду:



Для окислителя электронно-ионная схема будет иметь вид:



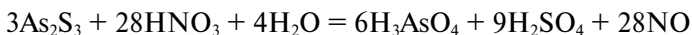
Наименьшее общее кратное будет равно 84. Вносим в электронно-ионные уравнения для окислителя коэффициент 28, для восстановителя — коэффициент 3:



После сокращения ионов водорода воды в левой и правой частях электронно-ионных уравнений получаем ионное уравнение:



Подставляя катионы, получаем молекулярное уравнение реакции:

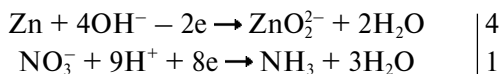


Какое вещество является окислителем, а какое восстановителем в следующей реакции:



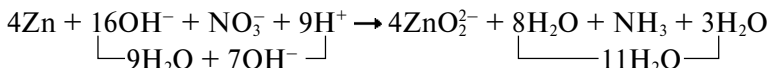
Напишите электронно-ионные схемы, расставьте коэффициенты.

Из уравнения реакции видно, что степень окисления меняется у цинка и азота. Напишем электронно-ионные схемы для них с учетом среды реакции:

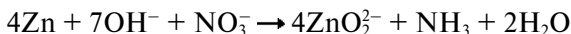


Следовательно, Zn является восстановителем, а KNO₃ — окислителем.

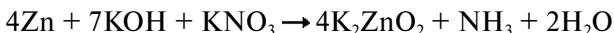
Суммируя данные электронно-ионных уравнений для окислителя и восстановителя, получаем:



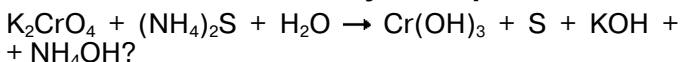
Сократив одинаковые значения левой и правой частей уравнения, получаем молекулярно-ионное уравнение:



В молекулярной форме:

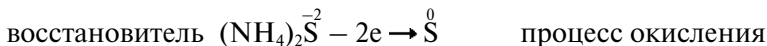
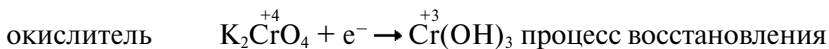


Как меняется степень окисления у окислителя и восстановителя в следующей реакции:

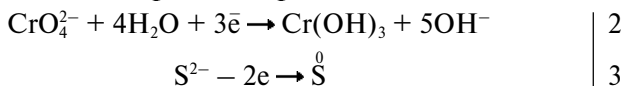


В какой среде проходит реакция? Напишите электронно-ионные схемы для окислителя и восстановителя, расставьте коэффициенты.

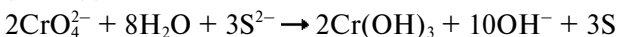
Расставим степень окисления над элементами, которые ее меняют:



При окислении идет процесс отдачи электронов — степень окисления у восстановителя увеличивается, а степень окисления у окислителя уменьшается. Напишем электронно-ионные уравнения реакций для окислителя и восстановителя с учетом, что реакция проходит в нейтральной среде:



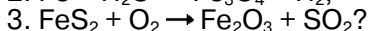
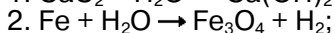
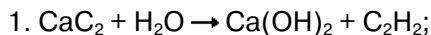
В молекулярно-ионном виде уравнение реакции будет иметь следующий вид:



В молекулярной форме:



Являются ли следующие уравнения реакций окислительно-восстановительными:

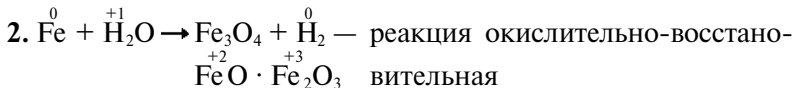


Если да, то докажите путем составления электронной или электронно-ионной схем. Расставьте коэффициенты.

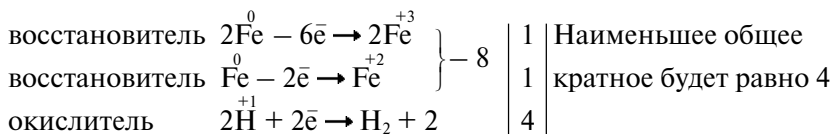
Представленные примеры реакций, во-первых, показывают, что они протекают не в растворах, следовательно, электронно-ионную схему составить нельзя. Во-вторых, в некоторых примерах есть вещества, в которых валентность и степень окисления не равны, поэтому для них необходимо строить графические формулы и по ним определять степень окисления.



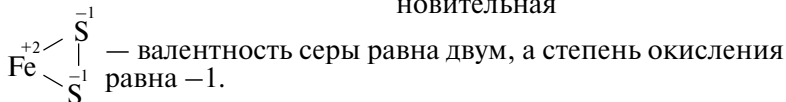
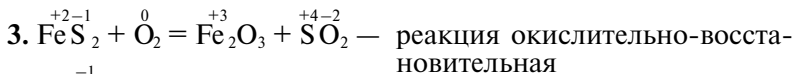
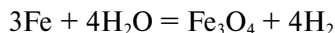
В данной реакции валентность углерода равна четырем, а степень окисления равна -1 . Данная реакция не является окислительно-восстановительной, так как не происходит изменения степени окисления ни у одного из элементов.



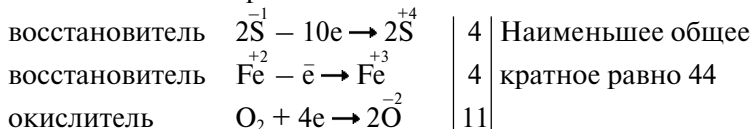
Составим электронные схемы:



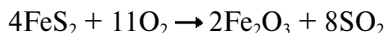
Расставим коэффициенты:



Составим электронные схемы:



Расставим коэффициенты:



Электролиз. Электролиты не только диссоциируют на ионы, но и проводят электрический ток. При прохождении постоянного электрического тока через раствор (или расплав некоторых солей и оснований) электролита происходит следующее: положительно заряженные ионы (катионы) подходят к отрицательному электроду — катоду: отрицательно заряженные ионы (анионы) подходят к положительному электроду — аноду, и за счет движения ионов проходит электрический ток. Достигнув электродов, ионы начинают приобретать или терять электроны: катионы, достигнув катода, принимают от него электроны, а анионы, достигнув анода, отдают электроны аноду; на катоде происходит процесс восстановления, на аноде — окисления. Эта реакция является окислительно-восстановительной.

Окислительно-восстановительные процессы, происходящие на электродах под воздействием постоянного электрического тока, называются электролизом.

Выскажем несколько основных положений поведения катионов и анионов при электролизе растворов.

1. При электролизе водных растворов, кроме гидротированных ионов электролита, принимают участие ионы из воды. Поскольку вода — слабый электролит, в ионных уравнениях положено записывать не ее ионы, а молекулы: восстановление на катоде $2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- = \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$, окисление на аноде $2\text{H}_2\text{O} - 4\text{e}^- = \text{O}_2 + 4\text{H}^+$. При электролизе водных растворов электролитов, таким образом, могут участвовать в катодном восстановлении ионы воды и катионы электролита, но в этой конкуренции разряжается тот катион, которому отвечает более низкое по значению напряжение разряда.

2. Чем левее располагается металл в ряду стандартных электродных потенциалов, тем труднее его ионы восстанавливаются на катоде. Катионы, стоящие в ряду стандартных электродных потенциалов до Al (Li^+ , K^+ , Ca^{2+} , Na^+ , Mg^{2+} , Al^{3+}), при электролизе водных растворов не восстанавливаются. На катоде выделяется водород из воды.

3. Катионы, стоящие в ряду стандартных электродных потенциалов от Mn до H (Mn^{2+} , Zn^{2+} , Cr^{3+} , Fe^{2+} , Ni^{2+} , Sn^{2+} , Pb^{2+} , H^+), при электролизе растворов восстанавливаются одновременно с молекулами воды.

4. Катионы, стоящие в ряду стандартных электродных потенциалов после H^+ (Cu^{2+} , Hg_2^{2+} , Ag^+), практически полностью восстанавливаются на катоде.

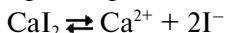
При рассмотрении анодных процессов следует руководствоваться *рядом разряженности на аноде*.

5. Анионы бескислородных кислот и их солей (F^- , Cl^- , Br^- , I^- , S^{2-} , CN^- и т. п.) удерживают свои электроны слабее иона OH^- из воды. Поэтому при электролизе водных растворов солей бескислородных кислот окисляются анионы бескислородных кислот.

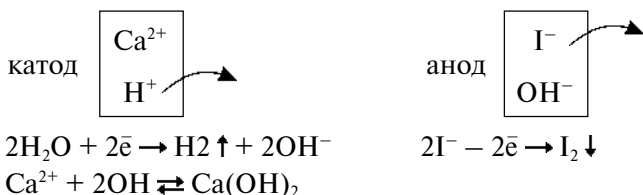
6. Анионы кислородсодержащих кислот (NO_3^- , SO_3^{2-} , CO_3^{2-} , PO_4^{3-}) удерживают свои электроны более прочно, чем ионы OH^- . Поэтому при электролизе водных растворов солей кислородсодержащих кислот окисляется молекула воды, а ионы соли остаются без изменения.

С учетом высказанных положений приведем примеры.

Пример 1. Электролиз раствора CaI_2



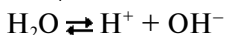
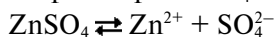
Ионы кальция расположены в ряду стандартных электродных потенциалов до алюминия, следовательно, на катоде разряжаются ионы водорода воды, а на аноде — ионы йода, так как они слабее удерживают свои электроны, чем ионы OH^- из воды:



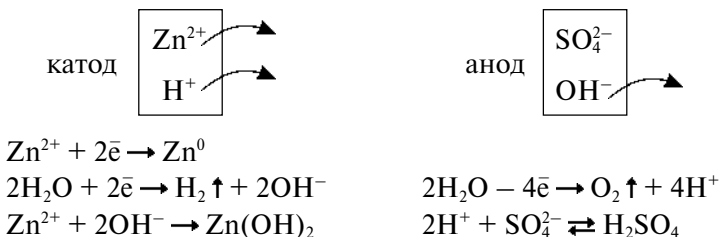
Таким образом, на катоде выделяется водород, на аноде образуется йод, а вблизи катода — раствор $Ca(OH)_2$:



Пример 2. Электролиз раствора $ZnSO_4$:



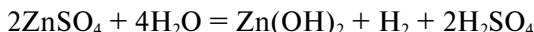
Катионы цинка расположены в ряду стандартных электродных потенциалов между Mn и H , следовательно, восстанавливаются одновременно с ионами H^+ воды, а на аноде разряжаются ионы OH^- воды, так как ионы SO_4^{2-} удерживают свои электроны более прочно, чем ионы OH^- :



При прохождении электрического тока через электролизер избыточные ионы OH^- околокатодного пространства и ионы H^+ околоанодного пространства перемещаются навстречу друг другу и вновь образуют молекулы воды.

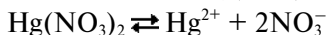
В катодном пространстве накапливается $\text{Zn}(\text{OH})_2$, в анодном — H_2SO_4 .

Таким образом, при электролизе раствора ZnSO_4 получаем следующие продукты реакции:

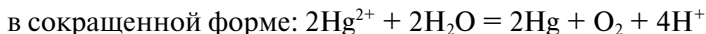
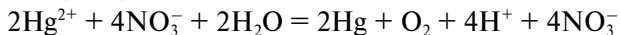
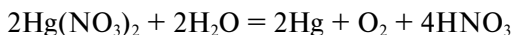
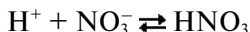
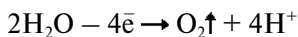
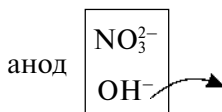
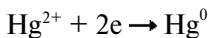
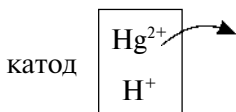


По мере того как на катоде и аноде происходит разряжение катионов и анионов, в растворе идет диссоциация нейтральных молекул, и это происходит до тех пор, пока все нейтральные молекулы ($\text{Zn}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{ZnSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$) не распадутся на ионы.

Пример 3. Электролиз раствора $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$:

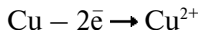
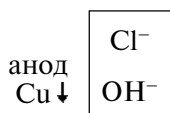
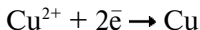
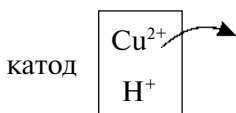
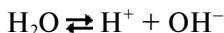


Катионы ртути расположены после водорода, следовательно, полностью восстанавливаются на катоде, а на аноде разряжаются ионы OH^- воды.



Все разобранные случаи электролиза относятся к нерастворимому аноду, изготовленному из угля, графита, платины, иридия, золота.

В случае растворимого анода (Cu , Ag , Zn , Cd , Hg , Ni и др.) при электролизе водного раствора CuCl_2 анод будет медным, тогда хлорид-ионы не окисляются (растворяется анод):

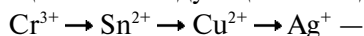


Здесь происходит переход меди с анода на катод. Количество хлорида меди в растворе остается неизменным. Электролиз с растворимым анодом широко применяется для получения металлов высокой чистоты, для покрытия одного металла слоем другого (гальваностегия), для получения рельефных изображений (гальванопластика).

Вопросы и ответы

В какой последовательности будут восстанавливаться катионы при электролизе их смеси одинаковой концентрации следующего состава: 1) Sn^{2+} ; 2) Cr^{3+} ; 3) Cu^{2+} ; 4) Ag^+ ?

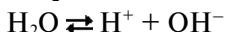
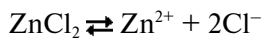
Представленные катионы расположены в ряду стандартных электродных потенциалов в следующей последовательности:



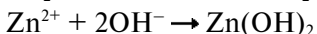
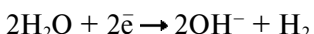
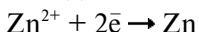
в такой последовательности они и будут восстанавливаться на катоде при электролизе их солей.

Какие процессы происходят на катоде и аноде при электролизе раствора ZnCl_2 , если:

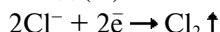
а) анод угольный, б) анод цинковый?



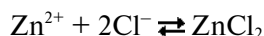
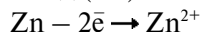
Катод



Анод (C)



Анод (Zn) \rightarrow



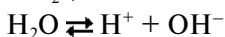
Таким образом, при цинковом аноде ионы Cl^- не разряжаются, а происходит разрядка (растворение) самого анода и концентрация ZnCl_2 увеличивается.

Будет ли меняться в процессе электролиза на угольных электродах концентрация растворов:

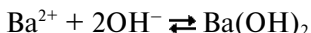
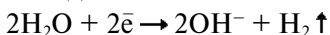
1) BaCl_2 ; 2) Na_2SO_4 ; 3) $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$; 4) $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$?

Напишите уравнения происходящих реакций.

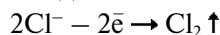
1.



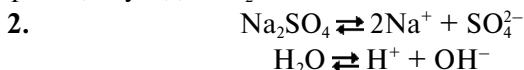
Катод



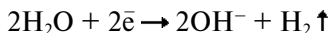
Анод



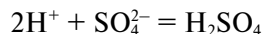
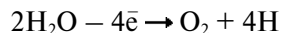
Происходит уменьшение концентрации BaCl_2 , так как из сферы реакции уходит Cl_2 .



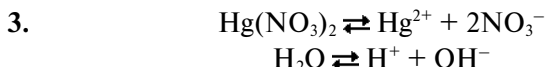
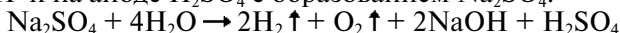
Катод



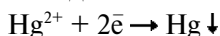
Анод



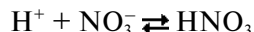
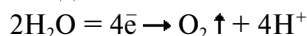
Не происходит уменьшения концентрации Na_2SO_4 , так как происходит взаимодействие образовавшихся продуктов на катоде NaOH и на аноде H_2SO_4 с образованием Na_2SO_4 :



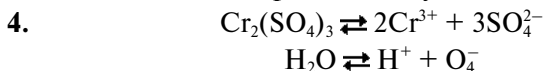
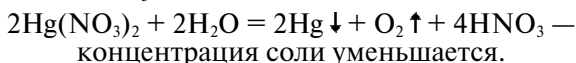
Катод



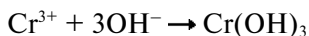
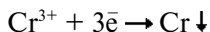
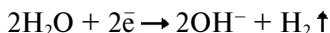
Анод



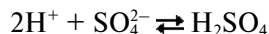
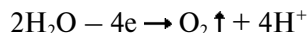
Таким образом, при электролизе раствора $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ на катоде образуется ртуть, а на аноде выделяется кислород, вблизи анода накапливается HNO_3 :



Катод



Анод



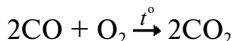
Концентрация $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ уменьшается за счет выделения из раствора Cr , хотя и происходит обратный процесс образования $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$.

Скорость химической реакции. Чтобы судить о скорости химической реакции, надо знать, как изменяется концентрация в определенные промежутки времени. Концентрацию в данном случае выражают количеством вещества (моль), содержащегося в одном литре раствора.

Если в течение промежутка времени t концентрация с одного из реагирующих веществ уменьшилась от c_1 до c_2 , то средняя скорость v реакции за этот промежуток времени была

$$v = (c_1 - c_2) / t \text{ моль(л}\cdot\text{с)}.$$

Например, реакция между CO и O₂ протекает с образованием CO₂ по уравнению:



Начальная концентрация CO была равна 0,0153 моль/л, а спустя 1 мин 30 с концентрация CO оказалась равной 0,0123 моль/л. Следовательно, средняя скорость реакции равна:

$$v = (c_1 - c_2) / t; v = 0,0153 - 0,0123 / 90 = 3,33 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л} \cdot \text{с}.$$

С течением времени скорость химической реакции уменьшается, это вызвано тем, что в растворе становится все меньше и меньше реагирующих молекул; столкновение будет происходить реже, меньше образуется новых веществ. Зависимость скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ можно выразить математическим уравнением, согласно закону:

При постоянной температуре скорость химической реакции прямо пропорциональна произведению молярных концентраций реагирующих веществ.

Этот закон, открытый Гульдбергом и Вааге в 1867 г., получил название *закона действующих масс*.

Так, для реакции $\text{A} + \text{B} = \text{C}$ скорость $v = k[\text{A}] \cdot [\text{B}]$, где k — коэффициент пропорциональности, или константа скорости, — величина постоянная для данной реакции. Она не зависит от времени и концентрации, а зависит от природы реагирующих веществ и температуры. Если во взаимодействие вступают несколько частиц какого-либо вещества, то его концентрация должна быть возведена в степень с показателем, численно равным коэффициенту при формуле вещества в химическом уравнении.

Математическое выражение закона действующих масс с учетом коэффициентов примет вид

$$v = k[\text{A}]^m \cdot [\text{B}]^n,$$

где m и n — коэффициенты уравнения реакции.

Вопросы и ответы

Как изменится скорость реакции: $3\text{H}_2 + \text{N}_2 = 2\text{NH}_3$, если концентрацию водорода увеличить в 3 раза?

После увеличения концентрации водорода в 3 раза

$$v_2 = k \cdot (3[\text{H}_2])^3 \cdot [\text{N}_2] = 27k[\text{H}_2]^3 \cdot [\text{N}_2].$$

Следовательно, скорость реакции возрастает в

$$\frac{v_2}{v_1} = \frac{27k[\text{H}_2]^3 \cdot [\text{N}_2]}{k[\text{H}_2]^3 \cdot [\text{N}_2]} = 27 \text{ раз}.$$

Рассмотренные выражения закона действующих масс относятся к гомогенным системам, когда все компоненты находятся в одинаковом физическом состоянии — в газообразном или растворенном. Если наряду с ними в реакции участвуют также и твердые вещества, то скорость реакции изменяется только в зависимости от концентрации газов или растворенных веществ. Например, скорость горения фосфора в кислороде ($4P + 5O_2 = 2P_2O_5$) пропорциональна только концентрации кислорода:

$$v = k[O_2]^5.$$

При повышении температуры химические процессы ускоряются за счет скорости движения молекул, увеличивая тем самым число столкновений между ними.

Как правило, в большинстве случаев с повышением температуры на 10°C скорость реакции увеличивается от двух до четырех раз (*правило Вант-Гоффа*).

Число, характеризующее ускорение реакции при нагревании на 10°C , называется *температурным коэффициентом скорости*.

Это правило математически выразится так:

$$v_{t_2} = v_{t_1} \cdot \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10^\circ\text{C}}},$$

где v_{t_2} — скорость реакции после повышения температуры до t_2 ; v_{t_1} — начальная скорость реакции при температуре t_1 ; γ — температурный коэффициент реакции, т. е. число, показывающее, во сколько раз увеличивается скорость реакции при повышении температуры реагирующих веществ на 10°C .

Как возрастает скорость реакции при повышении температуры с 20 до 50°C , если температурный коэффициент реакции равен 3 ?

$$v_{50} = v_{20} \cdot 3^{\frac{50-20}{10}} = v_{20} \cdot 3^3 = 27 v_{20},$$

т. е. скорость реакции возрастает в 27 раз.

Существует много таких веществ, которые изменяют скорость химической реакции, а сами по окончании реакций химически не меняются. Такие реакции получили название *каталитических реакций*, а вещества, которые изменяют их скорость, были названы *катализаторами*.

За сколько времени заканчивается реакция при температуре 70°C , если эта реакция протекает при температуре 40°C за 1 мин 30 с и температурный коэффициент скорости равен 2 ?

При увеличении температуры (t_1) 40°C до 70°C (t_2) скорость реакции возрастает:

$$\frac{v(t_2)}{v(t_1)} = \gamma \cdot \frac{t_2 - t_1}{10} = 2 \cdot \frac{70 - 40}{10} = 2^3 = 8 \text{ раз.}$$

В соответствии с определением скорость реакции обратно пропорциональна времени реакции, следовательно,

$$\frac{v(t_2)}{v(t_1)} = \frac{v(t_2)}{v(t_1)},$$

где $v(t_1)$ и $v(t_2)$ — время реакции при t_1 и t_2 .

Отсюда получаем:

$$v(t_2) = v(t_1) \cdot \frac{v(t_1)}{v(t_2)} = 90 \cdot \frac{1}{8} = 11,25 \text{ с.}$$

Как изменится скорость реакции $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$, если концентрацию NO увеличить в 2 раза?

После увеличения NO в 2 раза:

$$v_2 = k(2[\text{NO}])^2 \cdot [\text{O}_2] = 4k[\text{NO}]^2 \cdot [\text{O}_2]$$

Следовательно, скорость возрастет в

$$\frac{v_2}{v_1} = \frac{4k[\text{NO}]^2 \cdot [\text{O}_2]}{k[\text{NO}]^2 \cdot [\text{O}_2]} = \text{в } 4 \text{ раза.}$$

Как изменится скорость реакции: $4\text{Fe} + 3\text{O}_2 = 2\text{Fe}_2\text{O}_3$, если концентрацию исходных веществ увеличить в 3 раза?

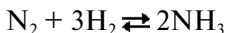
Скорость взаимодействия железа с кислородом пропорциональна только концентрации кислорода.

$$v_2 = k(3[\text{O}_2])^3 = 27k[\text{O}_2]^3$$

$$\frac{v_2}{v_1} = \frac{27k[\text{O}_2]}{k[\text{O}_2]} = \text{в } 27 \text{ раз.}$$

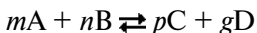
Химическое равновесие. Химические реакции делятся на **обратимые** и **необратимые**. **Необратимые** реакции протекают только в одном направлении. Так, например, реакции горения многих простых веществ в кислороде являются необратимыми, но если реакция протекает в замкнутом пространстве и полученные вещества при тех же условиях могут реагировать между собой с образованием исходных, то такая реакция называется **обратимой**.

В таких реакциях знак равенства заменен стрелками, направленными в противоположные стороны. Например:



Процесс, протекающий в направлении (указанном стрелкой) слева направо, называют *прямой реакцией*, а противоположный процесс — *обратной реакцией*.

Чтобы проанализировать течение обратимой реакции, предположим, что в закрытом сосуде протекает реакция, изображаемая следующим общим уравнением:



Согласно закону действующих масс скорости прямой $v_{\text{пр}}$ и обратной $v_{\text{обр}}$ реакций соответственно равны:

$$v_{\text{пр}} = k_{\text{пр}} \cdot [A]^m \cdot [B]^n;$$

$$v_{\text{обр}} = k_{\text{обр}} \cdot [C]^p \cdot [D]^g.$$

В момент смешения веществ А и В скорость прямой реакции будет максимальной. Затем, в связи с непрерывным уменьшением концентраций веществ А и В (так как они постепенно расходуются на образование веществ С и D), будет уменьшаться и скорость прямой реакции.

Получившиеся вещества С и D начнут реагировать друг с другом и превращаться в вещества А и В. Скорость обратного процесса, равная нулю в начальный момент, будет непрерывно возрастать по мере увеличения концентрации веществ С и D, и может наступить момент, когда скорости прямой и обратной реакций станут равными:

$$v_{\text{пр}} = v_{\text{обр}}.$$

Такое состояние системы носит название **химического равновесия**.

При состоянии химического равновесия в единицу времени расходуется столько же молей веществ А и В, сколько их вновь образуется из веществ С и D, т. е. с момента наступления химического равновесия концентрации всех четырех веществ остаются без изменения, несмотря на то что прямая и обратная реакции продолжают протекать. Тогда при установившемся равновесии $v_{\text{пр}} = v_{\text{обр}}$ и $k_{\text{пр}} \cdot [A]^m \cdot [B]^n = k_{\text{обр}} \cdot [C]^p \cdot [D]^g$, откуда

$$\frac{k_{\text{пр}}}{k_{\text{обр}}} = \frac{[C]^p \cdot [D]^g}{[A]^m \cdot [B]^n} = K,$$

где K равна отношению констант скоростей прямой и обратной

реакций $\frac{k_{\text{пр}}}{k_{\text{обр}}}$, она представляет собой характерную для каждой

обратимой реакции величину, получившую название **константы химического равновесия**.

Состояние химического равновесия сохраняется только до тех пор, пока остаются неизменными условия равновесия, т. е. концентрации реагирующих веществ и температура, а для реакций с участием газов — давление. Всякое изменение указанных условий приводит к нарушению равновесия. В системе ликвидируется равенство скоростей прямой и обратной реакций и начинает преобладать одна из них. Так продолжается до тех пор, пока снова не наступит равенство скоростей прямой и обратной реакций

и опять не установится состояние равновесия, отвечающее новым условиям. Переход системы из одного состояния равновесия в другое называется *смещением химического равновесия*.

Правило смещения химического равновесия под влиянием изменения внешних условий было сформулировано Ле Шателье (*принцип Ле Шателье*):

Если на систему, находящуюся в равновесии, производится какое-либо воздействие, то в системе возникают процессы, идущие в направлении, препятствующем этому воздействию.

То есть если изменить одно из условий, при которых система находится в состоянии химического равновесия, например концентрацию, температуру или давление, то равновесие смещается в сторону той реакции, которая противодействует произведенному изменению.

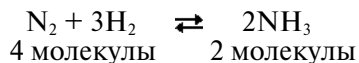
Увеличение концентрации одного из участвующих в реакции веществ вызывает в системе процесс, ведущий к уменьшению концентрации этого вещества. Так, например, если в равновесную систему $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$ ввести дополнительное количество водорода, то такое воздействие приведет к ускорению реакции взаимодействия водорода с азотом.

В результате концентрация водорода и азота будет уменьшаться, а концентрация аммиака — увеличиваться. Увеличение концентрации аммиака, в свою очередь, приведет к ускорению реакции его разложения. В конце концов устанавливается новое состояние равновесия, в котором концентрация аммиака больше, чем до введения дополнительного количества водорода.

Таким образом, происходит сдвиг равновесия в сторону прямой реакции, т. е. увеличение выхода аммиака.

При уменьшении концентрации одного из исходных веществ равновесие сдвигается в сторону обратной реакции, т. е. в сторону разложения аммиака.

Важным фактором, влияющим на состояние равновесия системы, содержащей газообразные вещества, является давление. В частности, оно имеет огромное значение при осуществлении синтеза аммиака в промышленности, происходящего по реакции



Процесс происходит с изменением числа молекул.

Если бы весь азот и водород израсходовались на образование аммиака, то система заняла бы два объема, а если бы весь аммиак разложился на азот и водород, то система заняла бы четыре объема. На самом деле число объемов должно быть промежуточным, зависящим от положения равновесия. Изменение давления в системе приводит к изменению числа молей. При увеличении давления в приведенном примере равновесие сместится в сторону

образования аммиака; уменьшение давления способствует разложению аммиака.

ВОПРОСЫ И ОТВЕТЫ

В сторону какой реакции (прямой или обратной) сместится химическое равновесие в системе $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{SO}_3$, если давление увеличить в 3 раза?

Допустим, равновесные концентрации до увеличения давления составляли:

$$[\text{SO}_2] = a \text{ (моль/л)}, \text{O}_2 = b \text{ (моль/л)}, \text{SO}_3 = c \text{ (моль/л)}.$$

Тогда скорость прямой реакции равна:

$$v_{\text{пр}} = ka^2 \cdot b,$$

скорость обратной:

$$v_{\text{обр}} = kc^2.$$

При увеличении давления в 3 раза $[\text{SO}_2] = 3a$ (моль/л),

$$[\text{O}_2] = 3b \text{ (моль/л)}, \text{SO}_3 = 3c \text{ (моль/л)}.$$

Тогда скорости прямой и обратной реакции равны:

$$v_{\text{пр}} = k(3a)^2 \cdot 3b = k27a^2b; v_{\text{обр}} = k(3c)^2 = k9c^2.$$

Отсюда:

$$v_{\text{пр}} = k \cdot 27a^2b = 27;$$
$$v_{\text{обр}} = k \cdot 9c^2 = 9.$$

Следовательно, при увеличении давления в равновесной системе в 3 раза скорость прямой реакции возрастет в 27 раз, а скорость обратной реакции — в 9 раз, т. е. равновесие сместится в сторону образования SO_3 .

Чему равны константы равновесия и исходные концентрации веществ в системе $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2$, если при некоторой температуре равновесные концентрации составили: $[\text{NO}] = 0,03$ моль/л, $[\text{O}_2] = 0,05$ моль/л, $[\text{NO}_2] = 0,02$ моль/л?

Из уравнения реакции видно, что для образования 0,02 моль/л NO_2 расходуется 0,02 моль/л NO и 0,01 моль/л O_2 . Следовательно, исходная концентрация NO равна 0,02 моль/л + 0,03 моль/л = 0,05 моль/л, а исходная концентрация O_2 равна 0,01 моль/л + 0,05 моль/л = 0,06 моль/л. Отсюда константа равновесия будет составлять:

$$K = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{NO}]^2 \cdot [\text{O}_2]} = \frac{0,02^2}{0,05^2 \cdot 0,06} = 2,6.$$

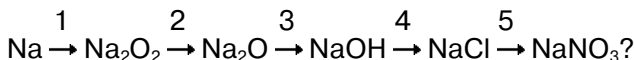
НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Глава 3. МЕТАЛЛЫ

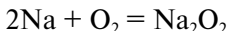
Химические свойства металлов и неметаллов, а также их соединений раскроем в ответах на вопросы.

I группа (главная и побочная подгруппы)

При помощи каких реакций можно осуществить следующие превращения:



1. При взаимодействии щелочных металлов с кислородом образуются пероксиды (но не оксиды):



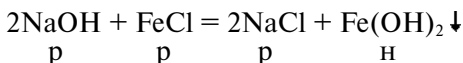
2. Оксид натрия может быть получен только при нагревании Na_2O_2 с натрием:



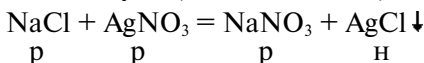
3. Гидроксид натрия получают действием воды на оксид натрия:



4. Хлорид натрия можно получить при действии на NaOH хлороводородной кислотой или растворимой солью хлорида тяжелого металла:

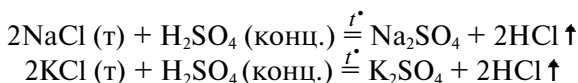


5. А вот азотной кислотой на NaCl действовать нельзя, так как обе кислоты сильные летучие, следовательно, надо взять соль:



Какова массовая доля NaCl и KCl в смеси, если 64 г ее обработали концентрированной H_2SO_4 при нагревании, общая масса полученных в результате этой реакции сульфатов оказалась равной 76 г?

Примем массу NaCl в смеси за x , а массу KCl за y , тогда $x + y = 64$ г. Реакции хлоридов с концентрированной серной кислотой происходят по уравнениям:



из $2 \cdot 58$ NaCl образуется 142 Na_2SO_4 $a = 1,214x$,
из x NaCl образуется a Na_2SO_4

из $2 \cdot 74,5$ KCl образуется 174 K_2SO_4 $b = 1,167y$.
из y KCl образуется b K_2SO_4

Следовательно, второе алгебраическое уравнение имеет вид

$$1,214x + 1,167y = 76.$$

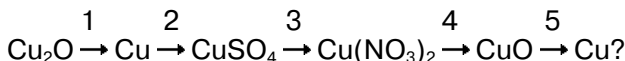
Решив полученную систему уравнений

$$\begin{array}{rcl} x + y & = & 64 \\ 1,214x + 1,167y & = & 76 \end{array} \quad \begin{array}{rcl} x & = & 24 \\ y & = & 40, \end{array}$$

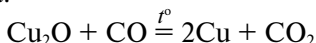
определим массовую долю KCl и NaCl в смеси:

$$(24 \cdot 100) / 64 = 37,5\% \text{ NaCl}; \quad (40 \cdot 100) / 64 = 62,5\% \text{ KCl}.$$

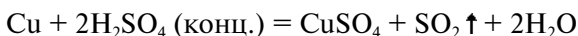
При помощи каких реакций можно осуществить следующие превращения:



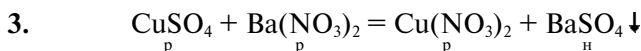
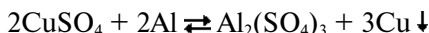
1. При нагревании с восстановителями Cu_2O легко восстанавливается до металла:



2. Медь может растворяться в концентрированной серной кислоте, но не в разбавленной:

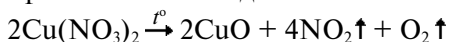


или взаимодействовать с металлом, расположенным в ряду напряжений до Cu (но не щелочным и не щелочно-земельным):

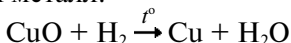


Брать HNO_3 нельзя, так как летучая азотная кислота не вытеснит из соли сильную нелетучую кислоту.

4. Нитраты тяжелых металлов (от Mg до Cu включительно) разлагаются с образованием оксидов:

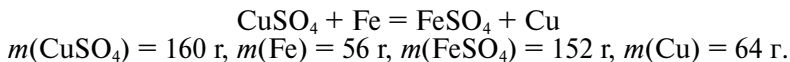


5. Восстановлением CuO водородом или оксидом углерода(II) получают свободный металл:



Каковы масса выделившейся меди и молярная концентрация FeSO_4 в образовавшемся растворе, если в раствор CuSO_4 объемом 250 мл поместили железную пластину массой 40 г и после реакции масса пластинки оказалась равной 42 г?

Реакция взаимодействия железа с сульфатом меди (II) протекает по уравнению:



Из уравнения видно, что при выделении на железной пластинке 1 моль меди 1 моль железа переходит в раствор и масса пластинки увеличивается на 8 г ($64 - 56 = 8$). По условию задачи масса пластинки увеличивается на 2 г ($42 - 40 = 2$). Значит, при увеличении массы на 8 г выделяется 64 г Cu, при увеличении массы на 2 г выделяется x г Cu.

$$x = (2 \text{ г} \cdot 64 \text{ г}) / 8 \text{ г} = 16 \text{ г Cu}.$$

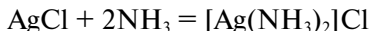
На железной пластинке выделилось 16 г меди, что составляет

$$\nu = m/M = 16 \text{ г} / 64 \text{ г/моль} = 0,25 \text{ моль Cu}.$$

Из уравнения реакции видно, что при выделении 1 моль меди в растворе образуется 1 моль FeSO_4 , следовательно, при выделении 0,25 моль меди в 250 мл раствора образуется 0,25 моль FeSO_4 , а в 1 л такого раствора должно содержаться $0,25 \cdot 4 = 1$ моль FeSO_4 и раствор будет 1 М.

Почему нерастворимые в воде AgCl легко растворяются в водном растворе аммиака?

Растворение AgCl происходит вследствие превращения иона серебра Ag^+ в комплексный ион $[\text{Ag}(\text{CNH}_3)_2]^+$, при этом получается комплексная соль $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$:

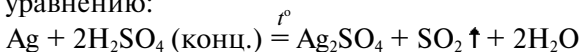


С какими из следующих веществ будет взаимодействовать серебро:

1) HCl ; 2) H_2SO_4 (конц.); 3) O_2 ; 4) HNO_3 (разб.); 5) S?

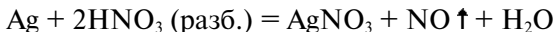
1. Ag расположено в ряду напряжений после водорода и вытеснить его из кислоты не может — нет реакции.

2. С концентрированной горячей H_2SO_4 серебро взаимодействует по уравнению:

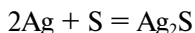


3. С кислородом серебро не взаимодействует.

4. С разбавленной азотной кислотой серебро взаимодействует:

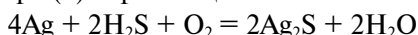


5. С серой серебро взаимодействует с образованием сульфида серебра (1):



Почему на воздухе наблюдается потемнение серебряных изделий?

В присутствии сероводорода на воздухе серебро покрывается сульфидом серебра (1) черного цвета:



Являются ли следующие реакции получения серебра из нитрата серебра (1) окислительно-восстановительными:

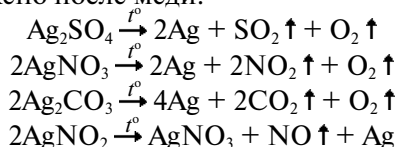
1. $\text{AgNO}_3 + \text{FeSO}_4 \rightarrow \text{Ag} + \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$
2. $\text{AgNO}_3 + \text{Mn}(\text{NO}_3)_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Ag} + \text{MnO}_2 + \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

Составьте электронную или электронно-ионную схему, определите окислитель и восстановитель, расставьте коэффициенты.

1. $\text{Ag}^+ + \text{e} \rightarrow \text{Ag}^0$ | 3 | Ag^+ — окислитель
 $3\text{Fe}^{2+} - 3\text{e} \rightarrow 3\text{Fe}^{3+}$ | 1 | Fe^{2+} — восстановитель
 $3\text{AgNO}_3 + 3\text{FeSO}_4 = 3\text{Ag} + \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$
2. $\text{Ag}^+ + \text{e} \rightarrow \text{Ag}^0$ | 2 | Ag^+ — окислитель
 $\text{Mn}^{2+} + 4\text{OH}^- - 2\text{e} \rightarrow \text{MnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ | 1 | Mn^{2+} — восстановитель
 $2\text{AgNO}_3 + \text{Mn}(\text{NO}_3)_2 + 4\text{NaOH} =$
 $= 2\text{Ag} + \text{MnO}_2 + 4\text{NaNO}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$

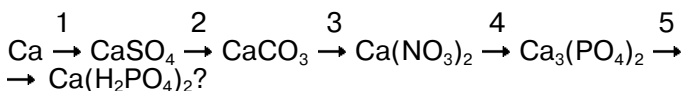
При разложении каких сложных веществ можно получить серебро?

Ag можно получить при разложении некоторых солей, кислотосодержащих кислот с учетом того, что серебро в ряду напряжений расположено после меди:

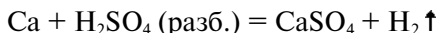


II группа (главная и побочная подгруппы)

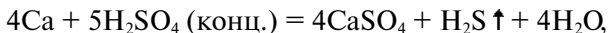
При помощи каких реакций можно осуществить следующие превращения:



1. Са легко растворяется в разбавленной H_2SO_4 :

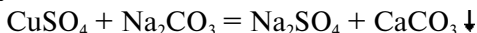


С концентрированной H_2SO_4 Са взаимодействует медленно:

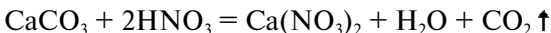


а вот с солью не взаимодействует, так как левее Са в ряду напряжений металлов расположены щелочные металлы, которые в первую очередь взаимодействуют с водой раствора.

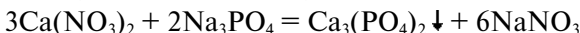
2. CaSO_4 — мало растворимая соль, а CaCO_3 — нерастворимая соль; CuSO_4 — соль сильной кислоты, CaCO_3 — соль слабой кислоты, поэтому взять можно только соль:



3. CaCO_3 легко взаимодействует с сильной HNO_3 :



4. А вот кислота средней силы H_3PO_4 не может вытеснить из $\text{Ca(NO}_3)_2$ сильную HNO_3 , поэтому надо взять соль:



5. Из средней соли $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ можно получить кислоту $\text{Ca(H}_2\text{PO}_4)_2$ при действии избытком кислоты:



Какова общая жесткость воды объемом 4 л, в которой содержится 220 мг $\text{Ca(HCO}_3)_2$ и 160 мг $\text{Mg(HCO}_3)_2$?

1-й способ. Жесткость воды выражается в миллиэквивалентах (мэкв) ионов Ca^{2+} и Mn^{2+} в 1 л воды:

$$\text{Ж} = \frac{m_1}{\mathcal{E}_1 V} + \frac{m_2}{\mathcal{E}_2 V},$$

где m_1 — масса $\text{Ca(HCO}_3)_2$; m_2 — масса $\text{Mg(HCO}_3)_2$; \mathcal{E}_1 и \mathcal{E}_2 — эквиваленты соответствующих солей; V — объем воды. Эквиваленты

$$M(1/2\text{Ca(HCO}_3)_2) = 162,11 / 2 = 81,05;$$

$$M(1/2\text{Mg(HCO}_3)_2) = 146,34 / 2 = 73,17.$$

Следовательно,

$$\begin{aligned} \text{Ж} &= 220 / (81,05 \cdot 4) + 160 / (73,17 \cdot 4) = \\ &= 0,642 + 0,553 = 1,195 \text{ мэкв/л.} \end{aligned}$$

2-й способ. Содержание $\text{Ca(HCO}_3)_2$ в 1 л жесткой воды составляет:

в 4 л содержится 220 мг $\text{Ca(HCO}_3)_2$

в 1 л содержится x $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$

$$x = (1 \text{ л} \cdot 220 \text{ мг}) / 4 \text{ л} = 55 \text{ мг.}$$

Содержание $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$ в 1 л жесткой воды составляет:

в 4 л содержится 160 мг $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$

в 1 л содержится x $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$

$$x = (1 \text{ л} \cdot 160 \text{ мг}) / 4 \text{ л} = 40 \text{ мг.}$$

Концентрация ионов Ca^{2+} в 1 л воды:

в 162 мг $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ содержится 40 мг Ca^{2+}

в 55 мг $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ содержится x Ca^{2+}

$$x = (55 \text{ мг} \cdot 40 \text{ мг}) / 162 \text{ мг} = 13,57 \text{ мг.}$$

Концентрация ионов Mg^{2+} в 1 л воды:

в 146 мг $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$ содержится 24 мг Mg^{2+}

в 40 мг $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$ содержится y Mg^{2+}

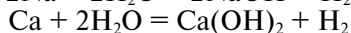
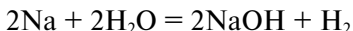
$$y = (40 \text{ мг} \cdot 24 \text{ мг}) / 146 \text{ мг} = 6,57 \text{ мг.}$$

Жесткость воды равна:

$$\begin{aligned} J &= m(\text{Ca}^{2+}) / M(^{1/2}\text{Ca}^{2+}) + m(\text{Mg}^{2+}) / M(^{1/2}\text{Mg}^{2+}) = \\ &= 13,58 / 20,04 + 6,57 / 12,16 = 1,217 \text{ мэкв/л.} \end{aligned}$$

Какова массовая доля (%) металлов натрия и кальция, если 6,3 г этой смеси растворили в воде, при этом выделяется газ объемом 3,36 л (у. н.)?

1-й способ. Металлы взаимодействуют с водой по уравнениям:



Предположим, что вся смесь состоит только из натрия, определим объем выделившегося при этом водорода:

46 г Na выделяют 22,4 л H_2

6,3 г Na выделяют x л H_2

$$x = (6,3 \text{ г} \cdot 22,4 \text{ л}) / 46 \text{ г} = 3,06 \text{ л } \text{H}_2.$$

Предположим, что вся смесь состоит только из кальция, и определим объем выделившегося при этом водорода:

40 г Ca выделяют 22,4 л H_2

6,3 г Ca выделяют x л H_2

$$x = (6,3 \text{ г} \cdot 22,4 \text{ л}) / 40 \text{ г} = 3,53 \text{ л } \text{H}_2.$$

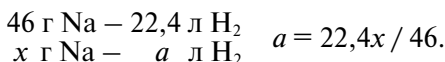
В первом случае имеем недостаток водорода ($3,36 \text{ л} - 3,06 \text{ л} = 0,3 \text{ л}$), во втором — избыток ($3,53 \text{ л} - 3,36 \text{ л} = 0,17 \text{ л}$.) Находим отношение недостатка к избытку: $0,3 : 0,17 = 1,7 : 1$. Общее число частей $1,7 + 1 = 2,7$. Натрия в смеси:

$$(6,3 \cdot 1) / 2,7 = 2,3 \text{ г}; \omega(\text{Na}) = (2,3 / 6,3) \cdot 100\% = 36,5\%;$$

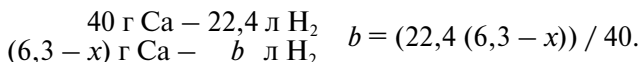
кальция в смеси:

$$(6,3 \cdot 1,7) / 2,7 = 4 \text{ г}; \omega(\text{Ca}) = (4 / 6,3) \cdot 100\% = 63,5\%.$$

2-й способ. Обозначим массу натрия через x г, тогда масса кальция составит $(6,3 - x)$ г. Определим объем водорода, выделившегося при взаимодействии с x г Na:



Объем водорода, выделившегося при взаимодействии с $(6,3 - x)$ г Ca:



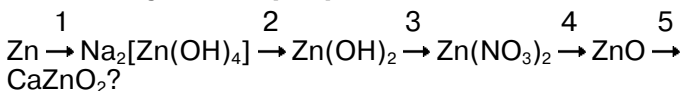
Зная, что $a + b = 3,36$ л, составляем уравнение с одним неизвестным:

$$22,4 / 46 + (22,4 (6,3 - x)) / 40 = 3,36, \text{ отсюда } x = 2,3,$$

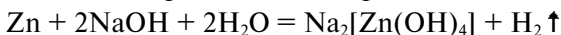
следовательно, в смеси 2,3 г Na, а Ca — $(6,3 - 2,3) = 4$ г.

Соответственно, Na в смеси 36,5%, Ca — 63,5%.

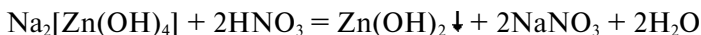
При помощи каких реакций можно осуществить следующие превращения:



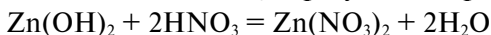
1. Zn — амфотерный элемент, он растворяется в концентрированных щелочах с образованием гидроксоцинката:



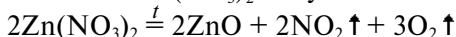
2. При обработке гидроксоцинката кислотой образуется гидроксид цинка:



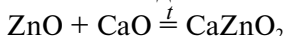
3. При избытке кислоты HNO_3 образуется нитрат цинка:



4. При прокаливании $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ получаем:



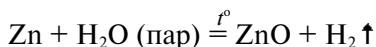
5. Так как ZnO — амфотерный оксид, то он может сплавляться с кислотными и основными оксидами:



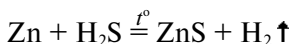
С какими из следующих веществ будет взаимодействовать цинк:

1) H_2O ; 2) H_2S ; 3) NH_4OH ; 4) AgNO_3 ; 5) H_2SO_4 (конц.)?

1. Цинк, нагретый при температуре плавления, разлагает пары воды:



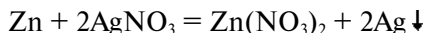
2. При нагревании цинк взаимодействует с H_2S :



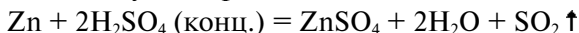
3. Цинк растворяется в водном растворе аммиака с образованием комплексной соли — дигидроксоаммиаката цинка:



4. Цинк вытесняет из растворов солей менее активные металлы:



5. Цинк легко вступает в реакции с кислотами — окислителями:

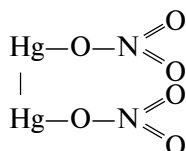


*** Каковы степень окисления и валентность ртути в следующих соединениях:**

- 1) $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2$; 2) $[\text{HgNH}_2]\text{Cl}$; 3) $\text{Hg}_2(\text{NH}_2)\text{Cl}$; 4) HgO ;
5) $\text{Na}_2[\text{HgS}_2]$?

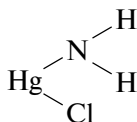
Из приведенных формул нельзя определить валентность и степень окисления, не построив графических формул.

1. Графическая формула $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2$ будет иметь следующий вид:



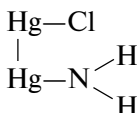
где валентность ртути равна II, а степень окисления +1.

2. Строим графическую формулу для $[\text{HgNH}_2]\text{Cl}$:



где валентность (II) и степень окисления +2.

3. Для $\text{Hg}_2(\text{NH}_2)\text{Cl}$ графическая формула имеет вид:



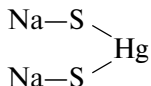
где валентность ртути равна (II), а степень окисления +1.

4. Для Hg_2O графическая формула имеет вид:



где валентность ртути равна (II), а степень окисления +1.

5. Для $\text{Na}_2[\text{HgS}_2]$ графическая формула:



где валентность ртути II, а степень окисления +2.

Таким образом, степень окисления не всегда равна валентности данного элемента. Атомы ртути могут связываться друг с другом ковалентной связью, образуя группировку $\cdot\text{Hg}:\text{Hg}\cdot$, каждый атом которой имеет степень окисления +1.

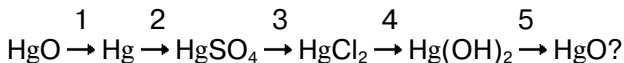
*** Можно ли получить ртуть при взаимодействии следующих веществ друг с другом или при разложении веществ?**

1. $\text{HgS} + \text{Fe} \rightarrow$;
2. $\text{HgS} + \text{O}_2 \rightarrow$;
3. $\text{HgSO}_4 \rightarrow$;
4. $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow$;
5. $\text{Hg}_2(\text{NH}_2)\text{Cl} \rightarrow$?

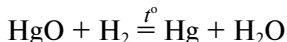
Закройте ответ, выполните задание и сверьте с ответом.

1. $\text{HgS} + \text{Fe} \xrightarrow{t^\circ} \text{Hg} + \text{FeS}$ (при высокой температуре)
2. $\text{HgS} + \text{O}_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{Hg} + \text{SO}_2$ (при прокаливании)
3. $\text{HgSO}_4 \xrightarrow{t^\circ} \text{Hg} + \text{SO}_2 + \text{O}_2$ (при высокой температуре)
4. $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{Hg} + 2\text{NO}_2 + \text{O}_2$ (при высокой температуре)
5. $[\text{Hg}_2(\text{NH}_2)]\text{Cl} \rightleftharpoons [\text{Hg}(\text{NH}_2)]\text{Cl} + \text{Hg}$ — разложение при осаждении.

При помощи каких реакций можно осуществить следующие превращения:



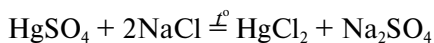
1. При незначительном нагревании HgO восстанавливается водородом:



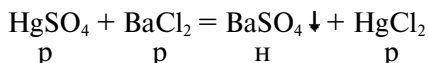
2. При обработке ртути концентрированной H_2SO_4 выделяется газ — оксид серы (IV) SO_2 :



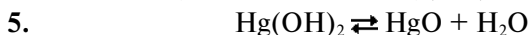
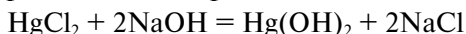
3. HgCl_2 (сулему) обычно получают нагреванием смеси HgSO_4 с NaCl :



Из водного раствора хлорид ртути (II) кристаллизуется.
Можно и так:



4. При обработке HgCl_2 щелочью образуется белый осадок $\text{Hg}(\text{OH})_2$, который мгновенно разлагается:

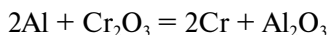


III группа (главная подгруппа)

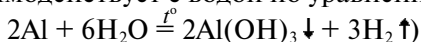
С какими из следующих веществ будет взаимодействовать алюминий:

1. Cr_2O_3 ; 2) H_2O ; 3) HNO_3 (хол.); 4. H_2SO_4 (горяч.);
5) NaOH (раств.)?

1. Алюминий легко отнимает кислород у оксидов других, более тяжелых, металлов:

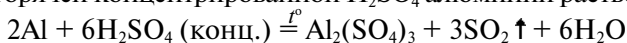


2. К воде Al практически устойчив, так как он покрыт тонким слоем оксида, при высокой температуре, лишенный защитной пленки, он взаимодействует с водой по уравнению:

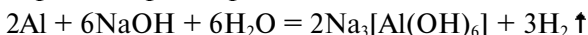


3. Холодная HNO_3 пассивирует алюминий, образуя нерастворимый оксид алюминия.

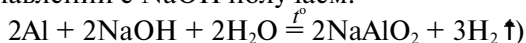
4. В горячей концентрированной H_2SO_4 алюминий растворяется:



5. Растворяется в растворах щелочей:



(При сплавлении с NaOH получаем:

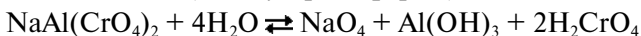


Как изменится окраска индикаторов лакмуса, фенолфталеина и метилоранжа при гидролизе (по I ступени) следующих солей алюминия:

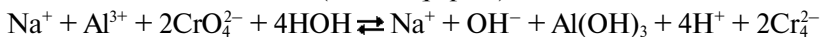
- 1) $\text{NaAl}(\text{CrO}_4)_2$; 2) $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$; 3) KAlO_2 ; 4) AlOHSO_4 ;
5) $(\text{NH}_4)_3\text{AlO}_3$?

1. $\text{NaAl}(\text{CrO}_4)_2$ — соль образована сильной кислотой, сильным и слабым основанием — **среда кислая**: лакмус окрашивается в красный цвет, метилоранж — в красный, фенолфталеин — бесцветный.

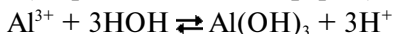
(молекулярная форма)



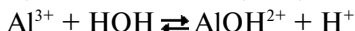
(ионная форма)



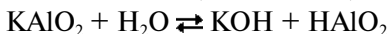
(сокращенная ионная форма)



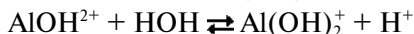
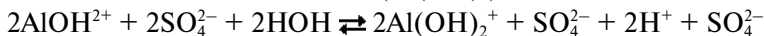
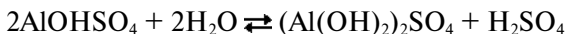
2. Соль $\text{Al}(\text{NO}_3)_2$ образована слабым основанием и сильной кислотой — **среда кислая**, лакмус — в красный, метиловый оранжевый — в красный, фенолфталеин — бесцветный.



3. Соль KAlO_2 образована сильным основанием и слабой кислотой — **среда щелочная**, лакмус — синий, метилоранж — желтый, фенолфталеин — красный (малиновый).

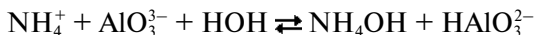


4. Основная соль AlOHSO_4 образована сильной кислотой и слабым основанием — **среда кислая**.



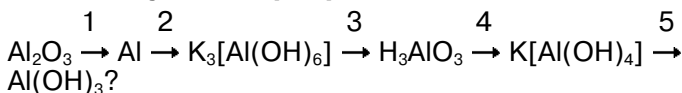
Изменение цвета индикаторов смотри в ответах на вопросы 1 и 2.

5. Соль $(\text{NH}_4)_3\text{AlO}_3$ образована слабым основанием и слабой кислотой — **среда нейтральная** — индикаторы цвета не меняют:



Ионы NH_4^+ и AlO_3^{3-} связаны в слабые электролиты одинаковой силы.

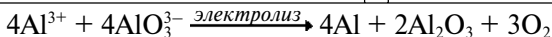
При помощи каких реакций можно осуществить следующие превращения:



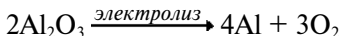
1. Al выделяют из Al_2O_3 электролитическим способом. Оксид алюминия (в расплаве криолита) диссоциирует на ионы:



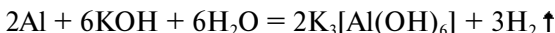
на катоде: $\text{Al}^{3+} + 3\bar{e} \rightarrow \text{Al}$ | 4 | процесс восстановления
 на аноде: $4\text{AlO}_3^{3-} - 12\bar{e} \rightarrow 2\text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{O}_2$ | 1 | процесс окисления



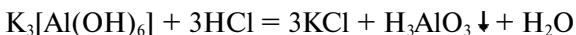
После сокращений получаем:



2. Al — амфотерный элемент — растворяется как в кислотах, так и в щелочах:



3. К образовавшейся соли $\text{K}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$ добавляем кислоты:



4. Как и Al, гидроксид алюминия H_3AlO_3 обладает амфотерными свойствами — растворяется в щелочах:

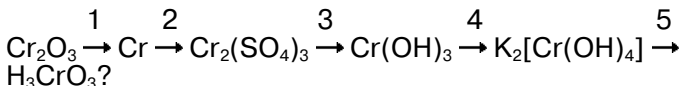


5. Обратный перевод из соли в гидроксид осуществляется действием кислоты:

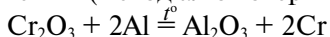


VI группа (побочная подгруппа)

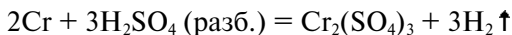
*** При помощи каких реакций можно осуществить следующие превращения:**



1. Оксид хрома (III) легко может быть восстановлен алюминием при воспламенении (метод алюмотермии):



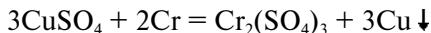
2. Хром с разбавленной H_2SO_4 реагирует медленно после растворения оксидной пленки:



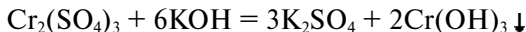
В горячей концентрированной H_2SO_4 растворяется с выделением SO_2 :



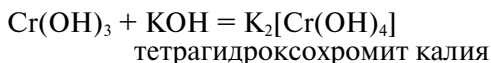
Можно использовать растворимую соль серной кислоты менее активного металла:



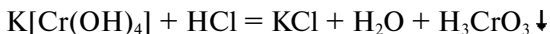
3. При недостатке щелочи $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ превращается в $\text{Cr}(\text{OH})_3$:



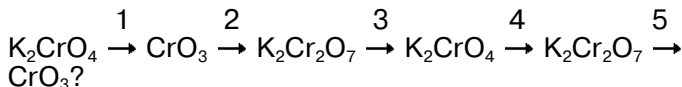
4. При избытке щелочи, как амфотерный гидроксид хрома (III), превращается в соль:



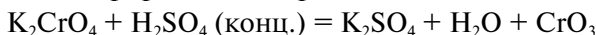
5. Обратный перевод в гидроксид хрома (III) осуществляется кислотой:



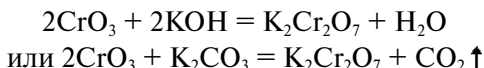
*** При помощи каких реакций можно осуществить следующие превращения:**



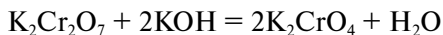
1. Оксид хрома (VI) CrO_3 может быть получен при действии на хроматы концентрированной серной кислоты:



2. При действии гидроксидами или карбонатами на CrO_3 получают дихромат:



3. Под действием щелочи дихромат-ионы переходят в хромат-ионы:

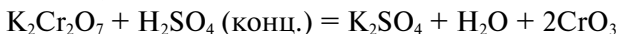


4. В присутствии кислоты хромат ионы CrO_4^{2-} переходят в дихромат-ионы $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$:



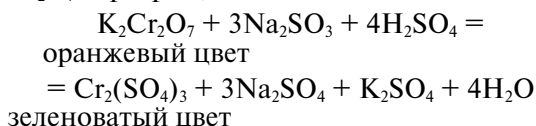
(Таким образом, хроматы в кислой среде переходят в дихроматы, последние в щелочной среде переходят в хроматы.)

5. При добавлении избытка концентрированной H_2SO_4 к $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ может быть получен CrO_3 :

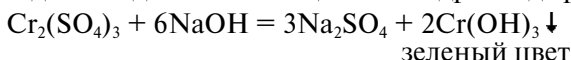


*** Какое вещество было взято и какой объем 2 М раствора NaOH потребовался для полного растворения осадка, если раствор соли калия оранжевого цвета, содержащего 29,4 г соли, подкислили, а затем в него внесли избыток Na_2SO_3 ? Окраска раствора изменилась на зеленоватую: при постепенном добавлении к нему раствора NaOH сначала выпал осадок зеленого цвета, который при дальнейшем добавлении щелочи растворился.**

В оранжевый цвет окрашиваются растворы, содержащие дихромат-ионы $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$. В присутствии восстановителя Na_2SO_3 в кислой среде $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ превращается в ионы Cr^{3+} зеленоватого цвета:



При медленном прибавлении щелочи натрия к сульфату хрома (III) выпадает осадок зеленого цвета — гидроксид хрома (III)



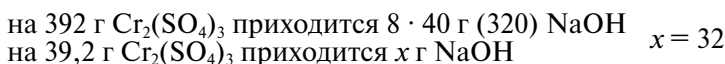
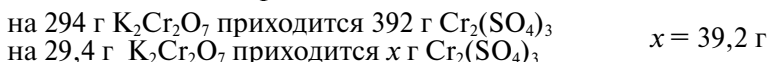
При избытке NaOH осадок $\text{Cr}(\text{OH})_3$ растворяется:



Суммируя последние две реакции, получаем:



Определим массу NaOH , которая была использована при взаимодействии с солями хрома:



Определяем объем 2 М раствора NaOH , принявшего участие в реакциях:

В 1000 мл 1 М раствора NaOH содержится 40 г NaOH

В x мл 2 М раствора NaOH содержится 32 г NaOH

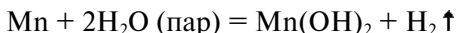
$$x = (1000 \text{ мл} \cdot 1 \text{ М} \cdot 32 \text{ г}) / (2 \text{ М} \cdot 40 \text{ г}) = 400 \text{ мл}$$

VII группа (побочная подгруппа)

*** С какими из следующих веществ будет взаимодействовать марганец:**

1) H_2O ; 2) HNO_3 (конц.); 3) N_2 ; 4) MgSO_4 ; 5) Fe_2O_3 ?

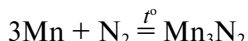
1. Марганец взаимодействует с парами воды:



2. С концентрированной горячей HNO_3 марганец взаимодействует:



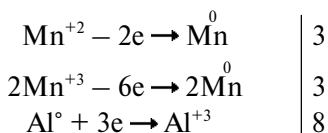
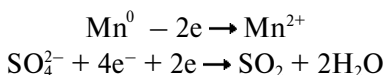
3. В порошкообразном состоянии и при нагревании марганец непосредственно соединяется со многими неметаллами, в том числе и с азотом:



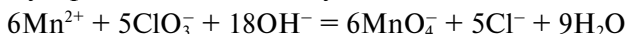
5. Марганец может восстанавливать оксиды многих металлов:

$$\text{Mn} + \text{Fe}_2\text{O}_3 \xrightarrow{t^0} 3\text{MnO} + 2\text{Fe}$$

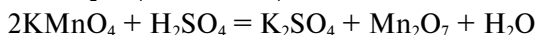
1 2 3 4 5
 $\text{MnO}_2 \rightarrow \text{Mn}_3\text{O}_4 \rightarrow \text{Mn} \rightarrow \text{Mn}(\text{SO}_4)_2 \rightarrow \text{KMnO}_4 \rightarrow \text{Mn}_2\text{O}_7?$
 Для окислительно-восстановительных реакций напишите электронную или электронно-ионную схему.

$$3\text{MnO}_2 \xrightarrow{t^0} \text{Mn}_3\text{O}_4 + \text{O}_2$$
$$3\text{Mn}_3\text{O}_4 + 8\text{Al} \xrightarrow{t^0} 9\text{Mn} + 4\text{Al}_2\text{O}_3$$

$$\text{Mn} + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{конц.}) \xrightarrow{t^0} \text{MnSO}_4 + \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$$

$$\text{Mn} + \text{CuSO}_4 = \text{MnSO}_4 + \text{Cu} \downarrow$$
$$\begin{array}{l}
 6\text{MnSO}_4 + 5\text{KClO}_3 + 18\text{KOH} = \\
 = 6\text{KMnO}_4 + 5\text{KCl} + 6\text{K}_2\text{SO}_4 + 9\text{H}_2\text{O} \\
 \text{Mn}^{2+} + 8\text{OH}^- - 5\text{e}^- \rightarrow \text{MnO}_4^- + 4\text{H}_2\text{O} \quad \left| \begin{array}{l} 6 \\ 5 \end{array} \right. \\
 \text{ClO}_3^- + 6\text{H}^+ + 6\text{e}^- \rightarrow \text{Cl}^- + 3\text{H}_2\text{O} \\
 6\text{Mn}^{2+} + 48\text{OH}^- + 5\text{ClO}_3^- + 3\text{OH}^+ \rightleftharpoons \\
 \quad \quad \quad \underbrace{\quad 3\text{H}_2\text{O} + 18\text{OH}^- \quad} \\
 \rightleftharpoons 6\text{MnO}_4 + 24\text{H}_2\text{O} + 5\text{Cl}^- + 15\text{H}_2\text{O} \\
 \quad \quad \quad \underbrace{\quad 39\text{H}_2\text{O} \quad}
 \end{array}$$

Молекулярно-ионная схема будет иметь вид:



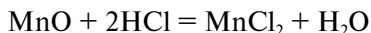
5. Оксид марганца (VII) Mn_2O_7 может быть получен при действии холодной H_2SO_4 на KMnO_4 :



*** Какими свойствами обладают следующие оксиды марганца:**

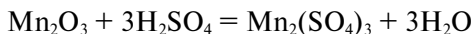
1) MnO ; 2) Mn_2O_3 ; 3) MnO_2 ; 4) MnO_3 ; 5) Mn_2O_7 ?

1. MnO — **основной оксид**, ему соответствует гидроксид марганца (II), взаимодействует с кислотами:

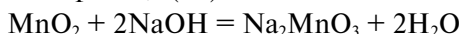


В воде плохо растворяется.

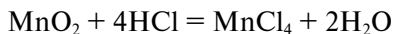
2. Mn_2O_3 — **основной оксид**, ему соответствует основание $\text{Mn}(\text{OH})_3$, под действием кислот превращается в соединения марганца (III):



3. MnO_2 — оксид марганца (IV), вещество **амфотерного** характера. При действии кислот и щелочей на MnO_2 получаются неустойчивые соли марганца (IV) — **манганиты**:



манганит натрия

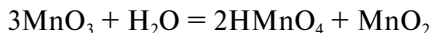


хлорид

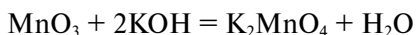
марганца (IV)

4*. MnO_3 — оксид марганца (VI) — **кислотный оксид**.

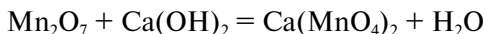
Растворяется в воде с образованием HMnO_4 (а не H_2MnO_4):



MnO_3 растворяется в щелочах с образованием солей — манганатов:

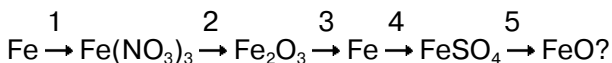


5. Mn_2O_7 — оксид марганца (VII) — **кислотный оксид**, растворяется в воде с образованием сильной кислоты HMnO_4 — марганцевой, существующей только в растворе $\text{Mn}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{HMnO}_4$, с гидроксидами образует соли — перманганаты:

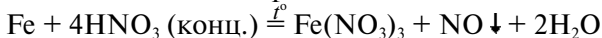


VIII группа (побочная подгруппа)

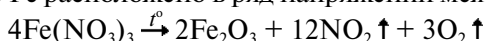
При помощи каких реакций можно осуществить следующие превращения:



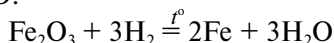
1. Железо в трехвалентное состояние может переходить только при взаимодействии с горячей концентрированной HNO_3 (при взаимодействии с солями железо проявляет степень окисления +2):



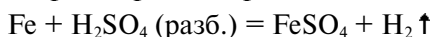
2*. Fe_2O_3 можно получить при прокаливании нитрата железа (III), учитывая, что Fe расположено в ряд напряжений между Mg и Cu:



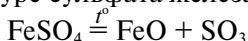
3. Fe_2O_3 при высокой температуре восстанавливается в присутствии H_2 или CO :



4. Железо легко растворяется в разбавленной серной кислоте:



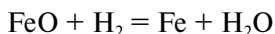
5*. Оксид железа (II) можно получить только при разложении при высокой температуре сульфата железа (II):



Какова формула оксида железа, если на восстановление 23,2 г этого оксида израсходовали водород объемом 8,96 л (условия нормальные)?

Используем метод предположений, зная, что железо образует оксиды с формулами FeO , Fe_2O_3 , Fe_3O_4 .

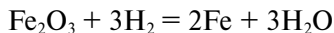
Предположим, что искомая формула FeO , тогда:



на восстановление 72 г FeO затрачено 22,4 л H_2
 на восстановление 23,2 г FeO затрачено x л H_2 $x = 1,76$ л,

т. е. недостаток H_2 составляет $8,96 - 1,76 = 7,2$ л.

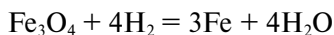
Предположим, что это Fe_2O_3 :



на восстановление 160 г Fe_2O_3 затрачено $3 \cdot 22,4$ л H_2
 на восстановление 23,2 г Fe_2O_3 затрачено x л H_2 $x = 9,7$ л,

т. е. избыток составляет $9,7 - 8,96 = 0,74$ л.

Проведем подобные расчеты с Fe_3O_4 :



на 232 г Fe_3O_4 приходится $4 \cdot 22,4$ л H_2
 на 23,2 г Fe_3O_4 приходится x л H_2 $x = 8,96$ л.

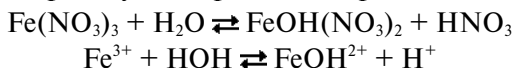
Следовательно, на восстановление был взят Fe_3O_4 .

Какие из следующих солей железа будут подвергаться гидролизу:

1) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$; 2) Fe_2S_3 ; 3) FeSO_3 ; 4) FeBr_3 ; 5) FeSO_4 ?
6) Почему при смешивании растворов $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$ и Na_2CO_3 выделяется CO_2 и образуется осадок $\text{Fe}(\text{OH})_2$?

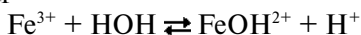
Составьте молекулярные и ионные уравнения гидролиза.

1. $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ — соль образована слабым основанием и сильной кислотой — гидролизу подвергается — среда кислая:

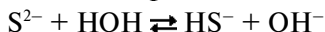


2. Fe_2S_3 — соль образована слабым многокислотным основанием и слабой многоосновной кислотой, в водных растворах подвергается полному гидролизу.

Вследствие гидролиза ион железа связывает гидроксид-ионы:



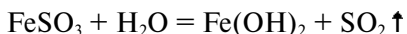
а сульфид-ион — ионы водорода:



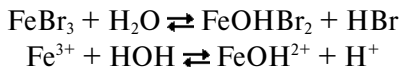
В результате в растворе не накапливаются ни ионы H^+ , ни ионы OH^- и гидролиз протекает вплоть до образования конечных продуктов.



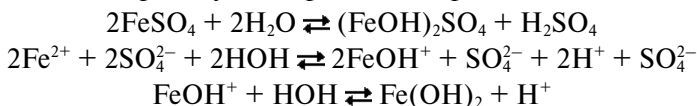
3. По той же схеме, что и гидролиз Fe_2S_3 , протекает гидролиз FeSO_3 :



4. FeBr_3 — соль образована слабым основанием и сильной кислотой — гидролизу подвергается — среда кислая:

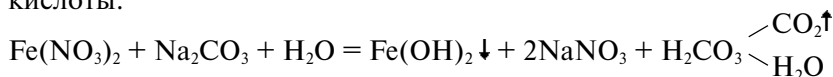


5. FeSO_4 — соль образована слабым основанием и сильной кислотой — гидролизу подвергается — среда кислая:



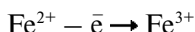
6. При смешивании растворов $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$ и Na_2CO_3 происходит взаимное усиление гидролиза. Так как соль $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$ образована слабым основанием и сильной кислотой, то при гидролизе образуются свободные ионы H^+ , а при гидролизе Na_2CO_3 соль образована сильным основанием и слабой кислотой — образуются ионы OH^- , которые в виде воды уходят из сферы реакции, что

приводит к активизации последующих ступеней гидролиза и в конечном счете — к образованию слабого основания и слабой кислоты:

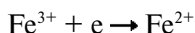


Какова массовая доля (%) веществ в смеси, если на 13 г смеси $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$ и $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ израсходовано 1,58 г KMnO_4 в кислой среде?

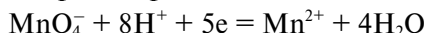
Соли железа (II) являются восстановителями:



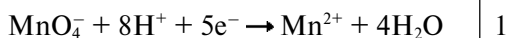
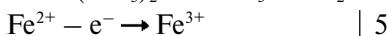
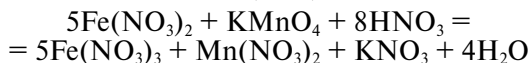
Соли железа (III) являются окислителями:



MnO_4^- в кислой среде переходит в ион Mn^{2+} :



Следовательно, MnO_4^- является окислителем, а значит, будет взаимодействовать только с $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$:



на взаимодействие $5 \cdot 180$ г $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$ приходится 158 г KMnO_4

на взаимодействие x г $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$ приходится 1,58 г KMnO_4

$$x = 9 \text{ г.}$$

Массовая доля $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2 = (9 \text{ г} / 13 \text{ г}) \cdot 100\% = 69,2\%$.

Массовая доля $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 = (4 \text{ г} / 13 \text{ г}) \cdot 100\% = 30,8\%$.

НЕМЕТАЛЛЫ**VII группа (главная подгруппа)**

Какие из следующих взаимодействий могут закончиться получением водорода:

- 1) $\text{H}_2\text{O} + \text{K} \rightarrow$
- 2) $\text{H}_2\text{O} + \text{C} \rightarrow$
- 3) $\text{H}_2\text{O} + \text{CaH}_2 \rightarrow$
- 4) $\text{Cr} + \text{NaOH} \rightarrow$
- 5) $\text{Ag} + \text{HCl} \rightarrow$
- 6) $\text{Ni} + \text{HCl} \rightarrow ?$

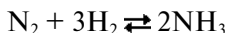
Все, кроме п. 5:

- 1) $2\text{H}_2\text{O} + 2\text{K} = 2\text{KOH} + \text{H}_2 \uparrow$
- 2) $\text{H}_2\text{O} + \text{C} \xrightarrow{t^\circ} \text{CO} + \text{H}_2 \uparrow$
- 3) $\text{H}_2\text{O} + \text{CaH}_2 = \text{Ca(OH)}_2 + \text{H}_2 \uparrow$
- 4) $2\text{Cr} + 2\text{NaOH} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{NaCrO}_2 + 3\text{H}_2 \uparrow$
- 5) $\text{Ag} + \text{HCl} \nrightarrow$
- 6) $\text{Ni} + 2\text{HCl} = \text{NiCl}_2 + \text{H}_2 \uparrow$

С какими из следующих веществ будет взаимодействовать водород:

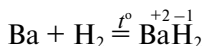
- 1) N_2 ; 2) Ba ; 3) FeO ; 4) Ag_2O ; 5) CO ?

1. N_2 взаимодействует с H_2 — это основной современный способ производства аммиака:

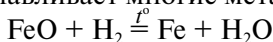


Реакция обратимая, поэтому для смещения равновесия в сторону образования аммиака используют катализатор — железо, при давлении и высокой температуре.

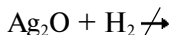
2. При нагревании барий взаимодействует с водородом с образованием гидрида бария, где водород имеет степень окисления -1 (одна из причин нахождения водорода в VII группе — группе галогенов).



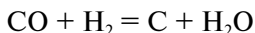
3. Водород восстанавливает многие металлы из их оксидов:



4. Ag_2O не восстанавливается водородом, как и многие «благородные» металлы:



5. Восстановительные свойства водород проявляет и по отношению к CO:



Вопросы и ответы

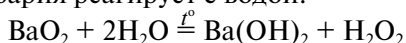
С какими веществами будет взаимодействовать вода:

1) Fe; 2) BaO₂; 3) P₂O₅; 4) C; 5) PCl₃?

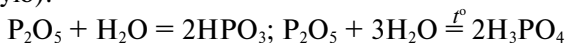
1. Как уже было изучено, вода при обычных условиях реагирует со щелочными и щелочно-земельными металлами, а с менее активными металлами — только с парами воды:



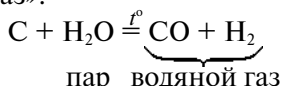
2. Пероксид бария реагирует с водой:



3. P₂O₅ — кислотный оксид, с холодной водой образует HPO₃ — метафосфорную кислоту, с горячей — ортофосфорную кислоту (фосфорную):

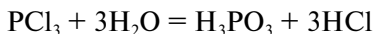


4. Если пропустить водяной пар через раскаленный уголь, то образуется «водяной газ»:



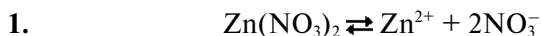
который используется как топливо.

5. Галогениды неметаллов являются ковалентными соединениями, нерастворимыми в воде, но легко гидролизуются под ее воздействием:



Как осложняется электролиз водных растворов электролитов участием в электродных процессах ионов H⁺ и OH⁻ воды следующих солей:

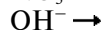
1) Zn(NO₃)₂; 2) MgCl₂?



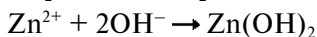
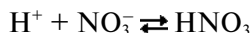
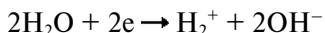
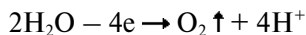
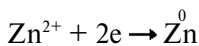
Катод



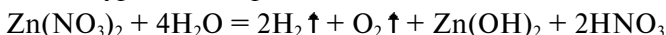
Анод



(стрелка показывает разрядку ионов)

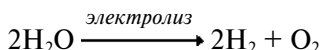


Таким образом, при электролизе раствора $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ на катоде выделяется водород, а на аноде — кислород, т. е. идет разрядка ионов H^+ и OH^- . У катода возрастает концентрация ионов OH^- , которые частично связываются в слабый электролит $\text{Zn}(\text{OH})_2$. На аноде возрастает концентрация ионов H^+ , которые частично связываются ионами NO_3^- в HNO_3 . И электролиз соли $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ будет идти по уравнению реакции:



$\text{Zn}(\text{OH})_2$ взаимодействует с HNO_3 с образованием $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$.

Отсюда суммарное уравнение гидролиза воды следует записать так:

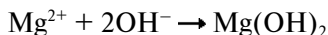
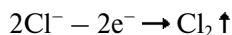
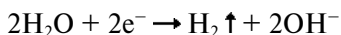


2.

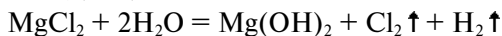


Катод

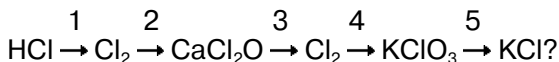
Анод



Таким образом, при электролизе раствора MgCl_2 на катоде выделяется водород, а на аноде — хлор, в катодном пространстве накапливается $\text{Mg}(\text{OH})_2$:



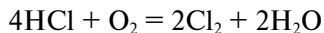
Как осуществить следующие превращения:



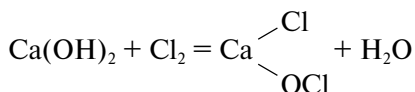
1. Хлор можно получить действием сильных окислителей (MnO_2 , KMnO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ и др.) на хлороводородную кислоту:



или окислением хлороводорода кислородом при высокой температуре и катализаторе CuCl_2 :



2. $\text{Ca}(\text{OH})_2$ при недостатке хлора образует смешанную соль — хлорид-гипохлорит кальция — **хлорную известь** CaOCl_2 :



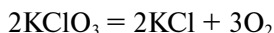
3. При действии на хлорную известь хлороводородной кислотой получаем:



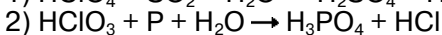
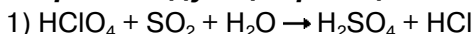
4. При пропускании хлора в горячий раствор щелочи калия получаем соль хлорат калия (бертолетову соль), плохо растворимую в воде:



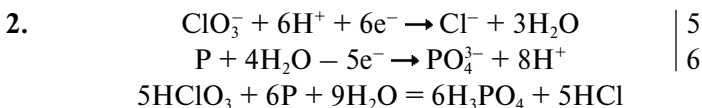
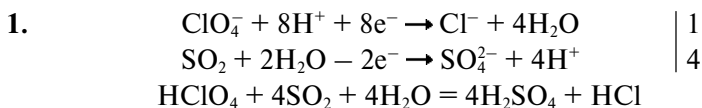
5. При нагревании KClO_3 в присутствии катализатора MnO_2 разлагается:



В роли окислителей или восстановителей выступают кислородосодержащие соединения хлора в следующих реакциях:



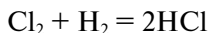
Составьте электронно-ионные схемы этих реакций, расставьте коэффициенты.



Таким образом, кислородосодержащие соединения хлора выступают в роли окислителей.

Какова масса хлорной извести (хлорид-гипохлорит кальция), если неизрасходованный газ после взрыва хлора объемом 3,36 л с водородом объемом 2,24 л пропущен через раствор гашеной извести объемом 30,8 мл (пл. 1,2) с массовой долей гашеной извести 20%?

Хлор взаимодействует с водородом при высокой температуре.

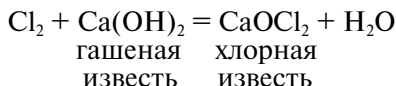


Из уравнения реакции видно, что газы взаимодействуют в объемных соотношениях 1 : 1, следовательно, 1,12 л хлора (3,36 – 2,24) не вступят в реакцию.

Находим массу гашеной извести $\text{Ca}(\text{OH})_2$ в растворе:

$$\frac{(30,8 \text{ мл} \cdot 1,2 \text{ г/мл}) \cdot 20\%}{100\%} = 7,4 \text{ г.}$$

Взаимодействие Cl_2 с $\text{Ca}(\text{OH})_2$ можно выразить следующим уравнением:



Проверим, все ли вещества вступили в реакцию:

на 22,4 л Cl_2 приходится 74 г $\text{Ca}(\text{OH})_2$
на 1,12 л Cl_2 приходится x г $\text{Ca}(\text{OH})_2$ $x = 3,7 \text{ г.}$

Следовательно, $\text{Ca}(\text{OH})_2$ взят в избытке ($7,4 - 3,7 = 3,7 \text{ г.}$).
Поэтому расчет образования CaOCl_2 ведем по хлору:

на 22,4 л Cl_2 приходится 127 г CaOCl_2 $x = 6,35 \text{ г.}$
на 1,12 л Cl_2 приходится x г CaOCl_2

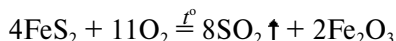
Таким образом, образуется 6,35 г хлорной извести.

VI группа (главная подгруппа)

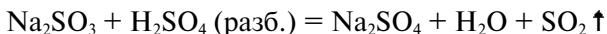
При взаимодействии с какими веществами можно получить SO_2 из:

1) FeS_2 ; 2) Na_2SO_3 ; 3) S ; 4) H_2S ; 5) Ni ?

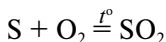
1. Пирит (железный колчедан) FeS_2 широко используется в промышленности для получения SO_2 путем обжига FeS_2 в токе кислорода:



2. Na_2SO_3 — сульфит натрия — соль слабой кислоты, поэтому вытеснить ее из соли можно, используя более сильную кислоту:



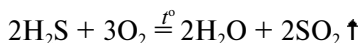
3. Взаимодействие серы с кислородом — промышленный метод получения SO_2 :



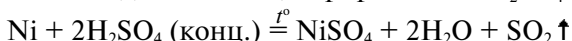
4. Схему $\text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{SO}_2$ можно закончить, используя сильный окислитель, например H_2SO_4 :



Или в избытке кислорода сгорание H_2S происходит по уравнению:



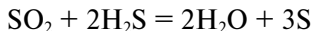
5. Получить SO_2 с использованием никеля можно только взаимодействием последнего с концентрированной H_2SO_4 :



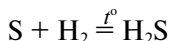
Как осуществить следующие превращения:



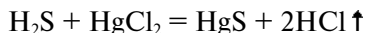
1. При прохождении SO_2 через сероводородную воду выделяется сера:



2. H_2S можно получить путем непосредственного соединения серы с водородом:



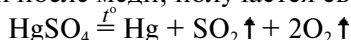
3. HgS не может быть получен из H_2S ни при взаимодействии металла, ни при взаимодействии его оксида, но может взаимодействовать с солью сильной кислоты:



так как HgS не растворяется в HCl и HNO_3 , но растворяется в H_2SO_4 :

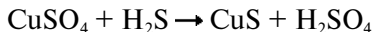


5. При разложении солей серной кислоты металлов, стоящих в ряду напряжений после меди, получается свободный металл:



Какова масса образовавшегося после выпаривания остатка, если через раствор сульфата меди (II) массой 80 г с массовой долей CuSO_4 20% пропустили сероводород (н. у.) объемом 3,36 л? Образовавшийся осадок отфильтровали, а неизрасходованный газ пропустили через раствор щелочи натрия объемом 33,06 мл с массовой долей NaOH 30% и плотностью 1,21. На отфильтрованный осадок CuS подействовали раствором азотной кислоты. Полученный газ пропустили через тот же раствор NaOH . Определите массу образовавшегося после выпаривания остатка.

При действии слабой летучей кислоты на соль сильной нелетучей кислоты реакция протекает по уравнению:



так как CuS не растворяется в H_2SO_4 .

Определяем массу CuSO_4 , подставляя известные величины в формулу:

$$\omega(\text{CuSO}_4) = \frac{m(\text{CuSO}_4)}{m(\text{p-ра})\text{CuSO}_4} 100\%;$$

$$m(\text{CuSO}_4) = \frac{20\% \cdot 80 \text{ г}}{100\%} = 16 \text{ г.}$$

Определяем массу образовавшегося осадка CuS:

из 160 г CuSO₄ образуется 96 г CuS

из 16 г CuSO₄ образуется x г CuS

$$x = 9,6 \text{ г.}$$

Объем вступившего в реакцию H₂S равен:

на 160 г CuSO₄ израсходовано 22,4 л H₂S

на 16 г CuSO₄ израсходовано x л H₂S

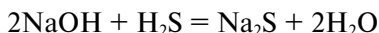
$$x = 2,24 \text{ л,}$$

3,36 – 2,24 = 1,12 л H₂S не вступило в реакцию.

Определяем массу NaOH:

$$m(\text{NaOH}) = \frac{30\% (33,06 \cdot 1,21) \text{ г}}{100\%} = 12 \text{ г.}$$

Определяем массу образовавшейся соли, убедившись, что все вещества вступили в реакцию:



на 2 · 40 г NaOH израсходовано 22,4 л H₂S

на 12 г NaOH израсходовано x л H₂S

$$x = 3,36 \text{ л.}$$

Следовательно, весь газ вступил в реакцию:

из 2 · 40 г NaOH образуется 78 г Na₂S

из 12 г NaOH образуется x г Na₂S

$$x = 11,7 \text{ г}$$

или

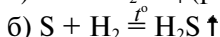
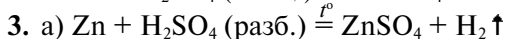
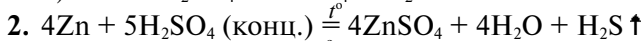
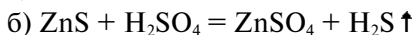
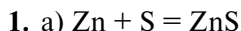
из 22,4 л H₂S образуется 78 г Na₂S

из 3,36 л H₂S образуется x г Na₂S

$$x = 11,7 \text{ г.}$$

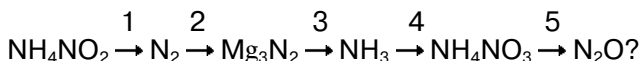
Следовательно, масса образовавшегося остатка равна 11,7 г.

Как можно получить сероводород, имея S, H₂SO₄ (конц. и разб.), Zn? Напишите уравнения реакции трех путей получения.

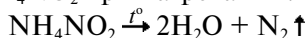


V группа (главная подгруппа)

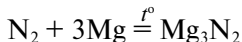
Как осуществить следующие превращения:



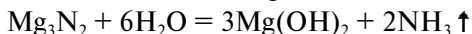
1. Разложение NH_4NO_2 при нагревании:



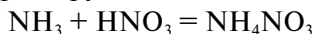
2. При высоких температурах (кроме Li) азот реагирует со многими металлами:



3. Нитриды активных металлов разлагаются водой:



4. Аммиак легко реагирует со многими кислотами:



5. Соль NH_4NO_3 — нитрат аммония, образована кислотой-окислителем, поэтому при разложении происходит окисление аммиака до N_2O :

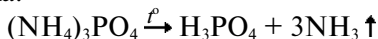


*** Как разлагаются соли аммония при нагревании:**

1) $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$; 2) $(\text{NH}_4)_2\text{S}$; 3) NH_4Cl ; 4) NH_4SO_3 ;

5) NH_4MnO_4 ?

1. Соли аммония нелетучих кислот разлагаются только с образованием аммиака:



2. Соли аммония летучих кислот разлагаются с образованием аммиака и газа соответствующей кислоты:



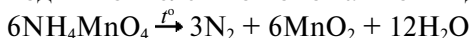
3. NH_4Cl — соль летучей кислоты:



4. $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_3$ — соль слабой кислоты:



5. Разложение солей аммония, образованных кислотами-окислителями, приводит к окислению ионов аммония до N_2 :



Смесь газов, выделившихся при разложении нитрата свинца (II) массой 33,1 г, растворена в воде объемом 10 мл. Какая кислота при этом образуется и какова ее массовая доля (в %), масса 0,1 М раствора гидроксида калия (пл. 1,05), необходимая для нейтрализации кислоты?

1. Масса оксида азота (IV), выделившаяся при разложении $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ массой 33,1 г, равна:



из $2 \cdot 331$ г $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ образуется $4 \cdot 46$ г NO_2

из 33,1 г $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ образуется x г NO_2

$$x = \frac{33,1 \text{ г} \cdot 4 \cdot 46 \text{ г}}{2 \cdot 331 \text{ г}} = 9,2 \text{ г } \text{NO}_2.$$

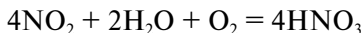
2. Масса кислорода, выделившаяся при разложении $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ массой 33,1 г, составляет:

из $2 \cdot 331$ г $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ образуется 32 г O_2

из 33,1 г $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ образуется x г O_2

$$x = 1,6 \text{ г } \text{O}_2.$$

3. Масса азотной кислоты, образующаяся из 9,2 г NO_2 , составляет:



из $4 \cdot 46$ г NO_2 образуется $4 \cdot 63$ г HNO_3

из 9,2 г NO_2 образуется x г HNO_3

$$x = 12,6 \text{ г } \text{HNO}_3.$$

Найдем массу раствора азотной кислоты, которая получилась при растворении 9,2 г NO_2 и 1,6 г O_2 в 10 мл H_2O :

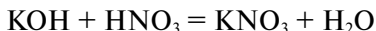
$$1,6 + 9,2 + 10 = 20,8 \text{ г}.$$

В этой массе раствора содержится 12,6 г кислоты.

4. Подсчитываем массовую долю азотной кислоты:

$$\omega(\text{HNO}_3) = \frac{m(\text{HNO}_3)}{m(\text{р-ра})\text{HNO}_3} 100\% = \frac{12,6 \text{ г}}{20,3 \text{ г}} 100\% = 62\%.$$

5. Масса KOH , необходимая для нейтрализации 12,6 г HNO_3 , равна:



на 56 г KOH необходимо 63 г HNO_3

на x г KOH необходимо 12,6 г HNO_3

$$x = 11,2 \text{ г } \text{KOH}.$$

6. Объем 0,1 М раствора KOH , необходимый для нейтрализации кислоты:

в 1000 мл 1 М раствора KOH содержится 56 г KOH

в x мл 0,1 М раствора KOH содержится 11,2 г KOH

$$x = \frac{1000 \text{ мл} \cdot 1 \text{ М} \cdot 11,2 \text{ г}}{0,1 \text{ М} \cdot 56 \text{ г}} = 2000 \text{ мл}.$$

7. Масса 0,1 М раствора KOH , необходимая для нейтрализации кислоты:

$$m = 2000 \text{ мл} \cdot 1,05 \text{ г/мл} = 2100 \text{ г}.$$

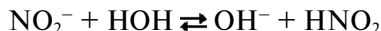
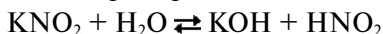
Ответ: 2100 г 0,1 М KOH ; 62% HNO_3 .

Какие из солей подвергаются гидролизу:

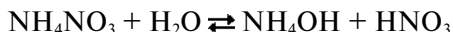
1) KNO_2 ; 2) NH_4NO_3 ; 3) $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$; 4) $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_3$;
5) $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$?

Напишите уравнения реакций гидролиза в молекулярной и ионной формах. Какая среда реакции?

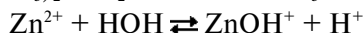
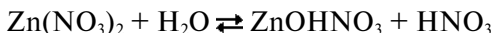
1. KNO_2 — нитрит калия, соль образована сильным основанием и слабой кислотой — среда реакции щелочная:



2. NH_4NO_3 — нитрат аммония, соль образована слабым основанием и сильной кислотой — среда кислая:



3. $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ — соль слабого основания и сильной кислоты — среда кислая:



4. $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_3$ сульфит аммония — соль образована слабым основанием и слабой кислотой — среда почти нейтральная.

I стадия $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{HSO}_3 + \text{NH}_4\text{OH}$

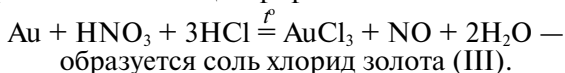
II стадия $\text{NH}_4\text{HSO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{OH} + \text{H}_2\text{SO}_3 \begin{matrix} \nearrow \text{SO}_2\uparrow \\ \searrow \text{H}_2\text{O} \end{matrix}$



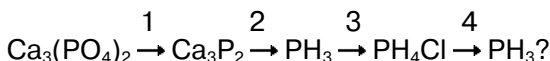
5. $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ — соль образована сильным основанием и сильной кислотой — гидролизу не подвергается.

Соль какого состава образуется при растворении в избытке «царской водки» золота?

«Царская водка» — смесь одного объема концентрированной HNO_3 и трех объемов концентрированной HCl :



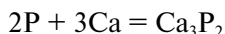
Как можно осуществить следующие превращения:



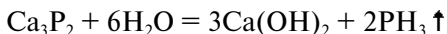
При действии на фосфат кальция $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, содержащегося в апатите и фосфорите, песком и коком в электрической печи происходит его восстановление:



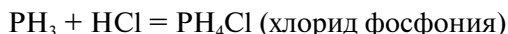
1. С щелочными и щелочно-земельными металлами фосфор образует **фосфиды**:



2. Фосфид кальция легко гидролизруется с образованием газа фосфина PH_3 :



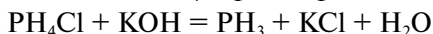
3. С сильными кислотами фосфин может образовывать соли **фосфония**:



4. PH_4Cl — вещество непрочное, водой разлагается на фосфин и хлороводород:



Лучше при действии на PH_4Cl раствором щелочи калия:

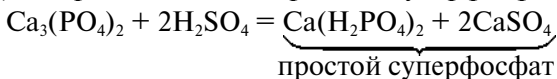


Как осуществить схему превращения фосфорных удобрений? Какими свойствами они обладают при использовании сельскохозяйственных культур?

- 1) простой суперфосфат;
- 2) двойной суперфосфат;
- Фосфат → 3) преципитат;
- (апатит) → 4) H_3PO_4 ;
- 5) аммофос;
- 6) нитрофоска.

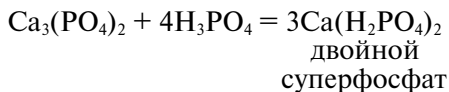
В состав фосфорита $(3Ca_3(PO_4)_2 \cdot Ca(OH)_2)$ и апатита $(3Ca_3(PO_4)_2 \times Ca(FCl)_2)$ входит $Ca_3(PO_4)_2$.

1. При обработке $Ca_3(PO_4)_2$ серной кислотой образуется смесь двух солей, которая называется простым суперфосфатом.



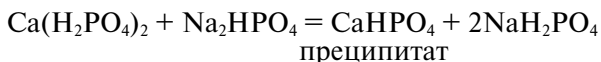
$Ca(H_2PO_4)_2$ дигидрофосфат хорошо растворяется в воде и легко усваивается растениями, тогда как $CaSO_4$ плохо растворяется в воде и является балластом фосфорных удобрений.

2. Для освобождения от него фосфорит или апатит обрабатывают фосфорной кислотой:



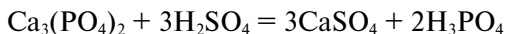
При этом получается **двойной суперфосфат**.

3. При обработке $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ гидрофосфатами щелочных металлов можно получить гидрофосфат кальция CaHPO_4 , называемый **преципитатом**:

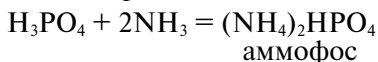


CaHPO_4 плохо растворяется в воде, но хорошо — в органических кислотах почвы.

4. При обработке фосфорита или апатита серной кислотой получают техническую фосфорную кислоту:



5. При нейтрализации фосфорной кислоты аммиаком можно получить дигидрофосфат аммония $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$, называемый **аммофосом**, который хорошо растворяется в воде и содержит два питательных вещества для растений:

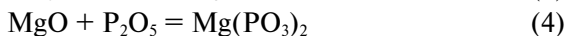
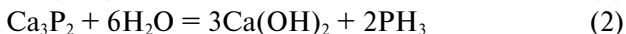
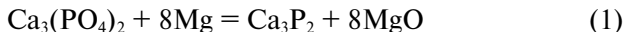


6. Если смешать аммофос и хлорид калия с расплавленной аммиачной селитрой, то образуется **сложное удобрение**, содержащее три питательных для растений элемента: азот, фосфор, калий. Такое удобрение называется **нитрофоской**, хорошо растворимой в воде:



Фосфид кальция, образованный при взаимодействии ортофосфата кальция с магнием, был гидролизован водой. Выделившийся газ фосфин был сожжен на воздухе, в результате чего был получен оксид фосфора (V). Сколько литров воздуха, содержащего 21% кислорода (по объему), пошло на сгорание фосфина и сколько граммов метафосфата магния можно получить, если для восстановления фосфида кальция было израсходовано магния массой 2,4 г, а объемы газов измерялись при нормальных условиях?

Уравнения происходящих реакций:



Из уравнения (1) следует

из $8 \cdot 24$ г Mg образовалось $8 \cdot 40$ г MgO
из 2,4 г Mg образовалось x г MgO

$$x = \frac{2,4 \cdot 8 \cdot 40}{8 \cdot 24} = 4 \text{ г MgO};$$

из $8 \cdot 24$ г Mg образовалось 182 г Ca_3P_2 $x = 2,275$ г Ca_3P_2 .
из 2,4 г Mg образовалось x г Ca_3P_2

Так как все необходимые для расчетов вещества реагируют в эквивалентном отношении, то, исходя из реакций (2) и (3), определяем объем кислорода, затраченный на горение фосфина:

на горение 182 г Ca_3P_2 затрачено $4 \cdot 22,4$ л O_2

на горение 2,275 г Ca_3P_2 затрачено x л O_2

$$x = \frac{2,275 \text{ г} \cdot 4 \cdot 22,4 \text{ г}}{182 \text{ г}} = 1,12 \text{ л } \text{O}_2,$$

следовательно, воздуха будет израсходовано:

1,12 л O_2 — 21%

x л O_2 — 100%

$$x = \frac{100\% \cdot 1,12 \text{ л}}{21\%} = 5,33 \text{ л воздуха}.$$

Из уравнения (4) находим массу метафосфата магния:

из 40 г MgO образовалось 182 г $\text{Mg}(\text{PO}_3)_2$

из 4 г MgO образовалось x г $\text{Mg}(\text{PO}_3)_2$

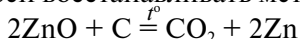
$$x = \frac{4 \text{ г} \cdot 182 \text{ г}}{40 \text{ г}} = 18,2 \text{ г } \text{Mg}(\text{PO}_3)_2.$$

IV группа (главная подгруппа)

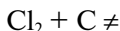
С какими из следующих веществ взаимодействует углерод:

1) ZnO; 2) Cl_2 ; 3) HNO_3 (конц.); 4) H_2O ; 5) H_2 ?

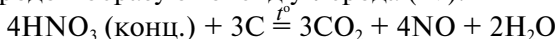
1. Углерод способен восстанавливать металлы из их оксидов:



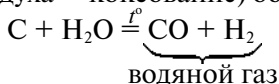
2. С галогенами углерод непосредственно не взаимодействует (за исключением фтора):



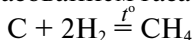
3. Концентрированные кислоты — окислители при нагревании с углеродом образуют оксид углерода (IV):



4. При пропускании водяных паров через раскаленный уголь или кокс (твердый остаток после сильного нагревания каменного угля без доступа воздуха — коксование) образуется **водяной газ**:



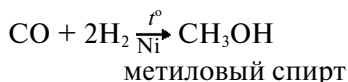
5. При температуре электрической дуги углерод взаимодействует с водородом с образованием газа метана CH_4 :



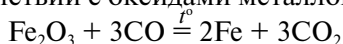
С какими из следующих веществ взаимодействует оксид углерода (II):

1) H_2 ; 2) Fe_2O_3 ; 3) NaOH ; 4) Cl_2 ; 5) H_2SO_4 ?

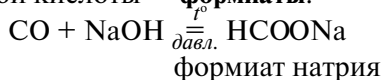
1. При высокой температуре и в присутствии катализатора никеля CO взаимодействует с водородом и образуется метиловый спирт:



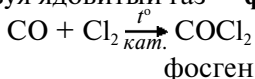
2. Так же как и углерод, CO проявляет восстановительные свойства при взаимодействии с оксидами металлов:



3*. При обычных условиях CO является безразличным (несолеобразующим) оксидом, однако при повышенной температуре и давлении ведет себя как кислотный оксид, образуя со щелочами соли муравьиной кислоты — **формиаты**:



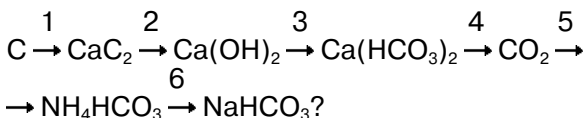
4. В отличие от углерода CO в присутствии катализатора реагирует с хлором, образуя ядовитый газ — **фосген**:



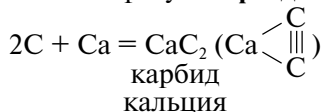
5. С кислотами CO не взаимодействует:



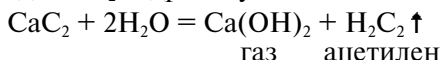
Как можно осуществить следующие превращения:



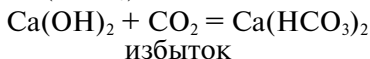
1. При высокой температуре углерод со многими металлами или с оксидами металлов образует **карбиды**:



2. В чистой воде CaC_2 гидролизруется:



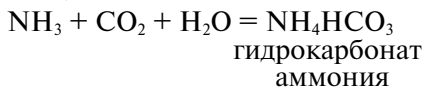
3. В избытке CO_2 гидроксид кальция превращается в гидрокарбонат кальция $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$:



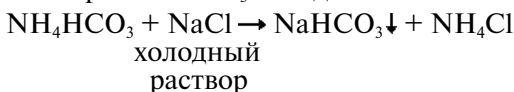
4. При нагревании гидрокарбонаты переходят в карбонаты с выделением CO_2 :



5. Под давлением во влажной среде происходит взаимодействие газов CO_2 и NH_3 :

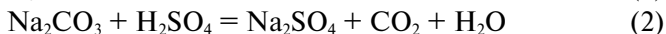


6. При взаимодействии гидрокарбоната аммония с холодным раствором NaCl образуется плохо растворимый в холодной воде гидрокарбонат натрия NaHCO_3 — **сода пищевая**:



Определите массы кристаллической и безводной соды, необходимые для нейтрализации раствора серной кислоты массой 24,5 кг с массовой долей H_2SO_4 20%. Какую из них выгоднее применить для нейтрализации?

1. Реакции между кристаллической и безводной содой и серной кислотой протекают по уравнениям:



$$M_r(\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = 286; M_r(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 106$$

$$m\text{H}_2\text{SO}_4 = \omega m_1 = 0,2 \cdot 24,5 = 4,9 \text{ кг } \text{H}_2\text{SO}_4$$

2. Из уравнения (1) следует:

на 286 г $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ требуется 98 г H_2SO_4

на x г $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ требуется 4,9 г H_2SO_4

$$x = 14,3 \text{ кг } \text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$$

Из уравнения (2) следует:

на 106 г Na_2CO_3 требуется 98 г H_2SO_4

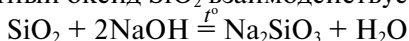
на x г Na_2CO_3 требуется 4,9 г H_2SO_4 $x = 5,3 \text{ г } \text{Na}_2\text{CO}_3$.

Следовательно, экономичнее использовать безводную соду.

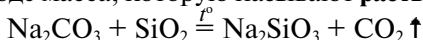
С какими из следующих веществ будет взаимодействовать оксид кремния (IV) SiO_2 :

1) KOH ; 2) Na_2CO_3 ; 3) C ; 4) HF ; 5) Mg ; 6) C ?

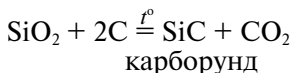
1. Как кислотный оксид SiO_2 взаимодействует со щелочами:



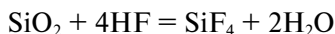
2. При сплавлении Na_2CO_3 с SiO_2 образуется стеклообразная растворимая в воде масса, которую называют **растворимым стеклом**.



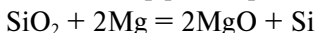
3. При накаливании смеси SiO_2 с углем образуется очень твердое вещество — карбид кремния (**карборунд**), по твердости уступает только алмазу:



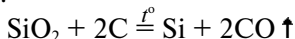
4. Оксид кремния (IV) не реагирует с кислотами, но растворяется в плавиковой кислоте:



5. При сильном прокаливании кварцевого песка SiO_2 с порошком магния образуется **аморфный кремний**:

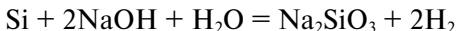


6. При прокаливании смеси SiO_2 с коксом (C) образуется **кристаллический кремний**:



При действии раствора гидроксида натрия с массовой долей NaOH 36% (пл. 1,4) на смесь графита и кремния массой 2 г выделился газ объемом 1,12 л (н. у.). Каковы массовая доля графита в смеси и объем раствора гидроксида натрия, израсходованный в реакции?

C гидроксидом натрия реагирует только кремний:



По уравнению реакции определяем массы кремния и чистого гидроксида натрия, израсходованные в результате взаимодействия:

$$\begin{array}{l} \text{на } 28 \text{ г Si приходится } 44,8 \text{ л H}_2 \\ \text{на } x \text{ г Si приходится } 1,12 \text{ л H}_2 \end{array} \quad x = \frac{28 \text{ г} \cdot 1,12 \text{ л}}{44,8 \text{ л}} = 0,7 \text{ г Si}.$$

Следовательно, графита в смеси было 1,3 г ($2 \text{ г} - 0,7 \text{ г}$), что составляет:

$$1 \text{ г} - 100\%$$

$$1,3 \text{ г} - x\% \quad x = 65\% \text{ графита,}$$

$$\text{на } 28 \text{ г Si приходится } 80 \text{ г NaOH}$$

$$\text{на } 0,7 \text{ г Si приходится } x \text{ г NaOH}$$

$$x = \frac{0,7 \text{ г} \cdot 80 \text{ г}}{28 \text{ г}} = 2 \text{ г}.$$

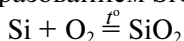
На растворение смеси было израсходовано 2 г раствора NaOH с массовой долей 36%.

$$\omega = \frac{m_{\text{в-ва}} 100}{V(\text{мл}) \rho}; V(\text{NaOH}) = \frac{m_{\text{в-ва}} 100}{\omega \rho} = \frac{2 \cdot 100}{36 \cdot 1,4} = 3,95 \text{ мл NaOH}.$$

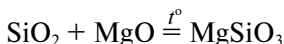
Как осуществить следующие превращения:



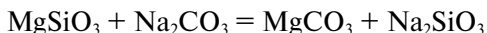
1. При температуре электрической дуги кремний взаимодействует с кислородом с образованием SiO_2 :



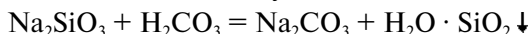
2. При сплавлении SiO_2 с основным оксидом MgO образуется силикат магния:



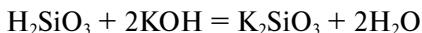
3. Силикаты легко вступают во взаимодействие с расплавленными карбонатами щелочных металлов:



4. Na_2SiO_3 — растворимая соль слабой кремниевой кислоты, ее может вытеснить даже слабая угольная кислота:

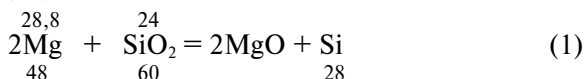


5. Как и многие кислоты, кремниевая кислота взаимодействует со щелочами:



Оксид кремния (IV) массой 24 г прокалили с магнием массой 28,8 г. При обработке образовавшейся массы соляной кислотой выделился водород объемом 6,72 л (н. у.). Какова масса полученного кремния?

Оксид кремния (IV) реагирует с магнием согласно уравнению:



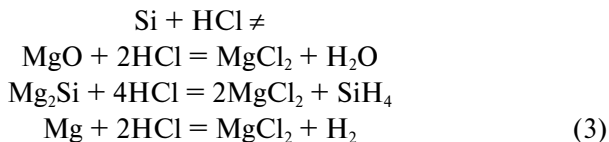
Из приведенных данных видно, что магния в этой смеси избыток:

$$\begin{array}{l} \text{из } 48 \text{ г Mg образовалось } 60 \text{ г SiO}_2 \\ \text{из } x \text{ г Mg образовалось } 24 \text{ г SiO}_2 \end{array} \quad x = 19,2 \text{ г Mg}.$$

Магний массой 9,6 г ($28,8 - 19,2$) не вступит в реакцию с SiO_2 , а раз магний в избытке, то образовавшийся кремний может взаимодействовать с ним согласно уравнению



Таким образом, смесь состоит из магния, кремния, оксида магния и силицида магния, которые взаимодействуют с соляной кислотой согласно уравнениям:



Из приведенных уравнений видно, что водород выделяется только при взаимодействии соляной кислоты с магнием. Определяем массу магния (см. уравнение (3)), затраченную на реакцию с соляной кислотой:

на 24 г Mg затрачено 22,4 л H_2

на x г Mg затрачено 6,72 л H_2

$$x = 7,2 \text{ г Mg.}$$

Следовательно, на взаимодействие с кремнием по уравнению (2) пошло 2,4 г магния (9,6 г = 7,2 г), а кремния на образование силицида магния пошло:

48 г Mg — 28 г Si

2,4 г Mg — x г Si

$$x = 1,4 \text{ г Si.}$$

Ответ: 1,4 г Si.

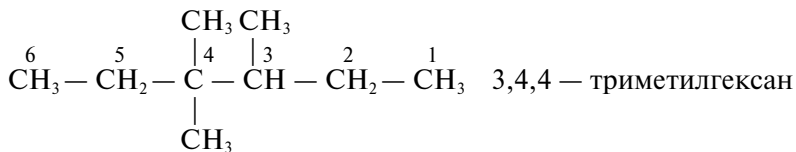
ОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Глава 5. ПРЕДЕЛЬНЫЕ И НЕПРЕДЕЛЬНЫЕ ОРГАНИЧЕСКИЕ СОЕДИНЕНИЯ

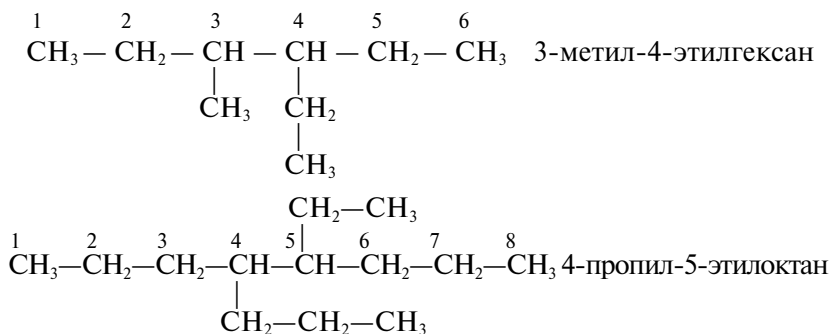
Номенклатура и изомерия органических соединений — это основополагающие принципы составления их названий. Названия должны отражать состав молекулы органического вещества, структурную формулу соединения. Первоначально использовались *тривиальные* (обыкновенные) названия, происходящие от природных источников получения этих веществ (древесный спирт, мочеви́на, яблочная кислота и т. д.). Во второй половине XIX в. начали пользоваться рациональной номенклатурой для названий несложных органических соединений, и чем сложнее формула, тем труднее ее назвать по *рациональной* номенклатуре, а часто это и невозможно. Поэтому чаще используют названия по *систематической*, или *современной международной, номенклатуре*. Она известна как *правила ИЮПАК* — правила Комиссии союза частой и прикладной химии — правила IUPAC.

Далее на отдельных классах органических соединений будет использоваться как систематическая, так и рациональная номенклатура и тривиальные названия.

Для названия углеводорода по систематической (официальной) номенклатуре (эта система во многом одинакова для других классов органических соединений (ИЮПАК) выбирается наиболее длинная цепь углеродных атомов и перенумеровывается арабскими цифрами, начиная нумерацию с того конца, к которому ближе любое разветвление (радикалы) (начиная с простейшего); в конце пишется название углеводорода, которому соответствует длинная цепь. Если один и тот же радикал в боковой цепи встречается несколько раз, то перед ним ставят приставку ди-, три-, тетра- и т. д., чтобы указать число этих радикалов, а положение каждого из них обозначают различными цифрами. Например:



При наличии нескольких различных радикалов, одинаково удаленных от концов цепи, следует их нумеровать и перечислять в алфавитном порядке:



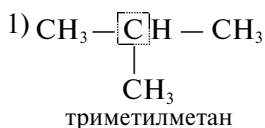
Предельные, или насыщенные, углеводороды (алканы, или парафины) — углеводороды, в молекулах которых атомы углерода связаны между собой простой (одинарной) связью.

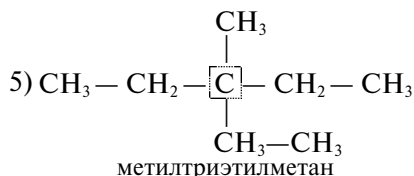
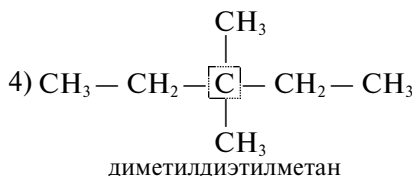
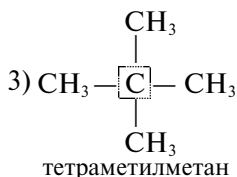
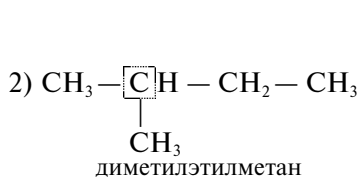
Гомологический ряд предельных углеводородов отвечает общей формуле $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$.

Углеводород (алкан)		Радикал (алкил)	
Формула	Название	Формула	Название
CH_4	Метан	CH_3^-	Метил
C_2H_6	Этан	C_2H_5^-	Этил
C_3H_8	Пропан	C_3H_7^-	Пропил
C_4H_{10}	Бутан	C_4H_9^-	Бутил
C_5H_{12}	Пентан	$\text{C}_5\text{H}_{11}^-$	Пентил
C_6H_{14}	Гексан	$\text{C}_6\text{H}_{13}^-$	Гексил
C_7H_{16}	Гептан	$\text{C}_7\text{H}_{15}^-$	Гептил
C_8H_{18}	Октан	$\text{C}_8\text{H}_{17}^-$	Октил
C_9H_{20}	Нонан	$\text{C}_9\text{H}_{19}^-$	Нонил
$\text{C}_{10}\text{H}_{22}$	Декан	$\text{C}_{10}\text{H}_{21}^-$	Декил

Рациональная номенклатура для предельных углеводородов рассматривает их как производные метана, в котором один или несколько атомов водорода замещены на углеводородные радикалы.

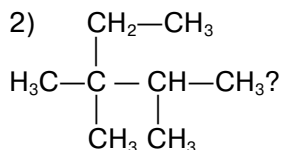
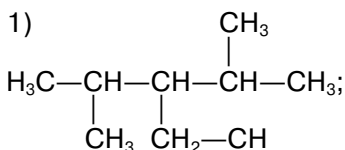
Причем выбирается тот углеродный атом, у которого больше всего заместителей (радикалов). Радикалы перечисляются в порядке усложнения, а если имеются несколько одинаковых заместителей, то перед названием их ставятся греческие числительные (ди — два, три — три, тетра — четыре, пента — пять и т. д.). Например,





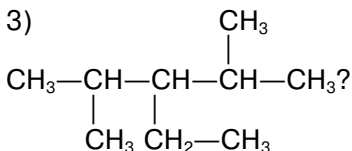
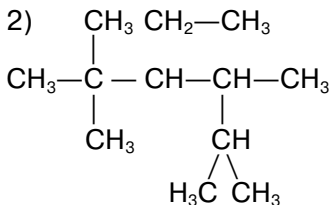
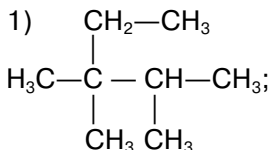
Вопросы и ответы

Какое название по рациональной номенклатуре имеют следующие алканы:

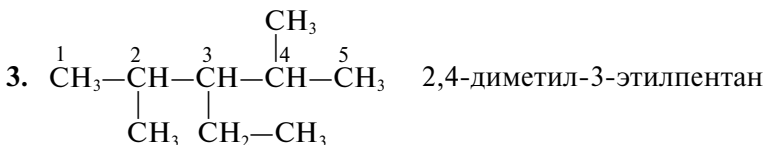
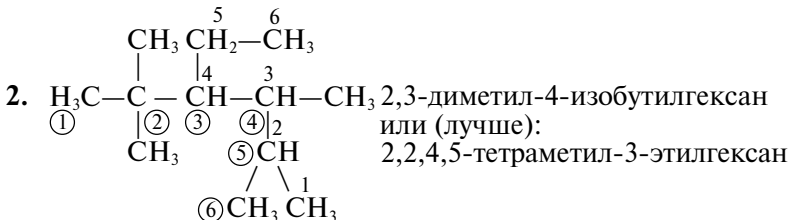
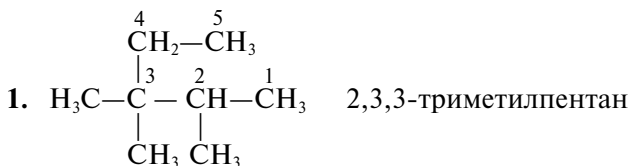


1. Диизопропилэтилметан
2. Диметилизопропилэтилметан

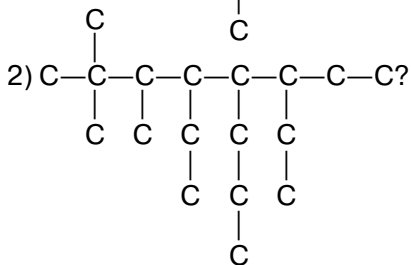
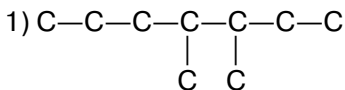
Какое название имеют следующие алканы по систематической номенклатуре?



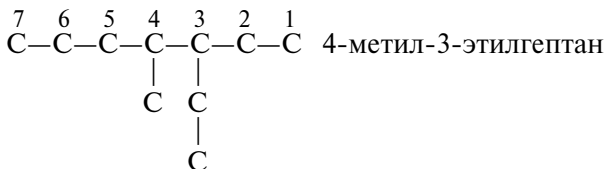
Выбирается наиболее длинная цепь углеродных атомов и перенумеровывается, начиная с того конца, к которому ближе расположен простейший заместитель:



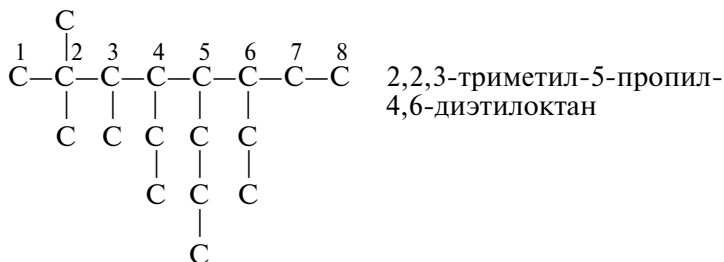
Какое название имеют алканы по систематической номенклатуре, имеющие следующий углеродный скелет:



1. В этом соединении нумерацию определяет радикал этил как ближайший к краю цепи (локант) с цифрой 3, но метил по алфавиту предшествует этилу, поэтому в названии ставится первым:



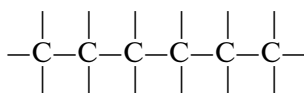
2. В этом соединении нумерацию определяют радикалы метила как простейшие, но пропил по алфавиту предшествует этилу, поэтому в названии ставится на первое место:



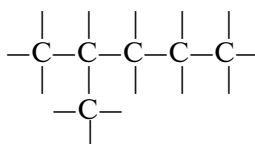
Что понимается под изомерией? Напишите структурные формулы изомеров гексана. Какое название по систематической номенклатуре они имеют?

Под **изомерией** понимают существование молекул с одинаковым составом и молекулярной массой, но с различным расположением атомов в пространстве и с различными химическими и физическими свойствами изомерных веществ.

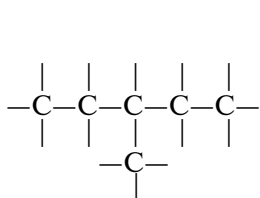
Гексан C_6H_{14} имеет 5 изомеров:



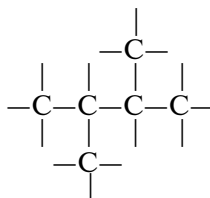
гексан



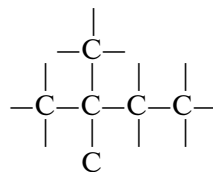
2-метилпентан



3-метилпентан



2,3-диметилбутан



2,2-диметилбутан

Какой ряд называется гомологическим рядом предельных углеводородов? В чем сходство и различие гомологов и изомеров? Где в ряду этан, пектан и 2-метилбутан гомологи, а где — изомеры?

Гомологические ряды характерны для всех классов органических соединений.

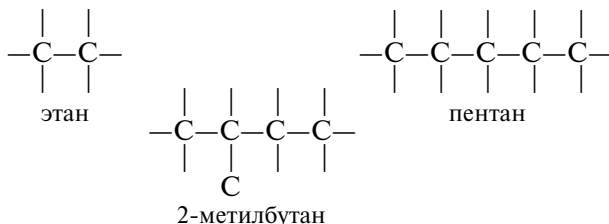
Для предельных углеводородов их состав выражается формулой C_nH_{2n+2} , где у каждого члена гомологического ряда на n атомов углерода приходится $2n + 2$ атомов водорода.

Например, если $n = 8$, то углеводород (октан) будет выражаться формулой C_8H_{18} . Каждый член ряда отличается от предыдущего на одну группу CH_2 , называемую **гомологической разностью**.

У гомологов качественный состав одинаковый, а количественный — разный, они обладают близкими химическими свойствами и закономерным изменением физических свойств.

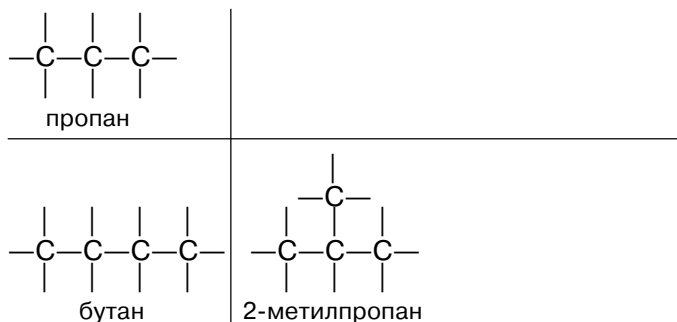
Гомологи и изомеры находятся в определенной взаимной связи. Гомологи и изомеры алканов (предельных углеводородов) имеют одинаковый качественный состав, строение (у всех открытая углеродная цепь), общие свойства. Во-вторых, понятия «гомологи» и «изомеры» являются относительными, т. е. одно и то же вещество может быть относительно другого гомологом, а по отношению к третьему — изомером.

Так, сопоставим состав и строение этана, пентана и 2-метилбутана:



приходим к выводу, что этан и пентан — гомологи, а пентан и 2-метилбутан — изомеры.

Где в этих вертикальной и горизонтальной группировках гомологи, а где — изомеры?



$\begin{array}{c} & & & & \\ -C & -C & -C & -C & -C- \\ & & & & \end{array}$ <p>пентан</p>	$\begin{array}{c} & & \\ & -C- & \\ & & & \\ -C & -C & -C & -C \\ & & & \end{array}$ <p>2-метилбутан</p>	$\begin{array}{c} & & & \\ & & -C- & \\ & & & \\ -C & -C & -C & \\ & & & \\ & & -C- & \\ & & & \end{array}$ <p>2,2-диметилпропан</p>
$\begin{array}{c} & & & & & \\ -C & -C & -C & -C & -C & -C \\ & & & & & \end{array}$ <p>гексан</p>	$\begin{array}{c} & & \\ & -C- & \\ & & & & \\ -C & -C & -C & -C & -C \\ & & & & \end{array}$ <p>2-метилпентан</p>	$\begin{array}{c} & & & \\ & & -C- & \\ & & & \\ -C & -C & -C & -C \\ & & & \\ & & -C- & \\ & & & \end{array}$ <p>2,2-диметилбутан</p>

В трех вертикальных группировках расположены гомологи: в первой группе — пропан, бутан, пентан, гексан; во второй — 2-метилпропан, 2-метилбутан, 2-метилпентан; в третьей — 2,2-диметилпропан, 2,2-диметилбутан.

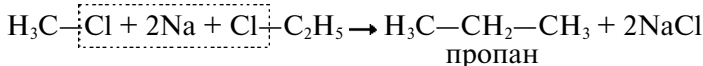
В горизонтальных группировках расположены изомеры: бутан, 2-метилпропан; пентан, 2-метилбутан, 2,2-диметилпропан; гексан, 2-метилпентан, 2,2-диметилбутан.

Как можно получить пропан по реакции Вюрца?

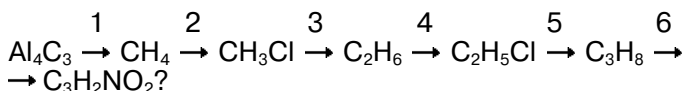
Если на метан и этан подействовать хлором, то образуются галогенопроизводные:



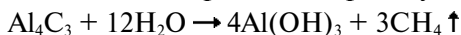
При действии на галогенопроизводные металлическим натрием получаем гомолог предельного углеводорода — пропан:



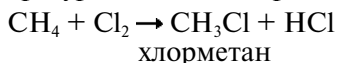
Как можно осуществить следующие превращения:



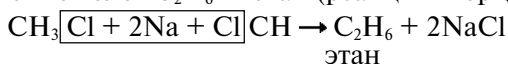
1. Карбид алюминия подвергается гидролизу:



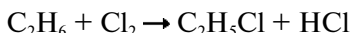
2. Важнейшая реакция алканов — галогенирование, которая протекает при температуре и катализаторе:



3. Из двух молекул CH_3Cl в присутствии металлического натрия получается гомолог C_2H_6 — этан (реакция Вюрца):



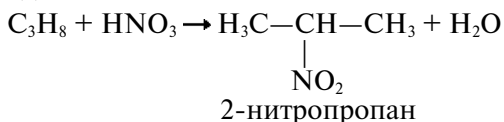
4. Галогенирование этана с образованием галогенопроизводного — хлорэтана:



5. По реакции французского химика А. Вюрца галогенопроизводные $\text{C}_2\text{H}_5\text{Cl}$ и CH_3Cl в присутствии металлического натрия образуют пропан C_3H_8 :



6. Алканы взаимодействуют с разбавленной HNO_3 при нагревании и (реакция русского ученого М. И. Коновалова) образуют нитропроизводные алканов.



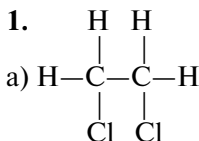
Почему газообразные алканы, например метан, этан, пропан, горят на воздухе бесцветным несветящимся пламенем, а парафиновая свеча горит светящимся пламенем, хотя парафин — предельный углеводород?

Газообразные алканы легко воспламеняются при нагревании с образованием CO_2 и H_2O . Твердые алканы мало реакционно-способны (отсюда происходит их старое название **парафины**). Твердый парафин — воск — применяется для изготовления свечей, при неполном сгорании парафина, кроме CO_2 и H_2O , образуются частички углерода, которые и светятся.

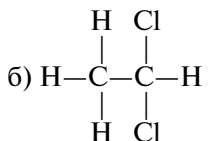
У каких из следующих галогенопроизводных предельных углеводородов могут быть изомеры:

1) $C_2H_4Cl_2$; 2) CH_2Cl_2 ; 3) $C_3H_6Cl_2$?

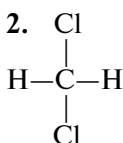
Назовите по систематической номенклатуре все указанные соединения и напишите их структурные формулы.



1,2 — дихлорэтан

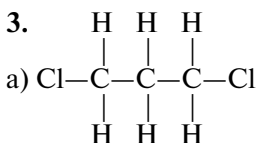


1,1-дихлорэтан

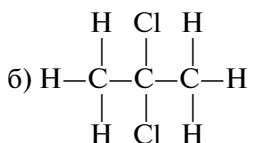


дихлорметан

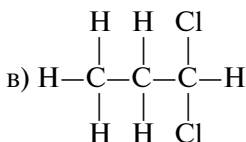
нет изомера



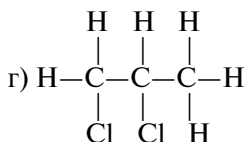
1,3-дихлорпропан



2,2-дихлорпропан



1,1-дихлорпропан



1,2-дихлорпропан

Какова молекулярная формула газа, если при сжигании газообразного углеводорода объемом 1,12 л было получено CO_2 8,8 г и H_2O 4,5 г? Плотность газа по водороду составляет 29.

Молекулярная масса газа равна:

$$M(\text{водорода}) = 2 \text{ г/моль} \cdot D_{H_2} = 29$$

$$M(\text{газа}) = 2 \text{ г/моль} \cdot 29 = 58 \text{ г/моль}$$

Масса углерода и водорода в 1,12 л углеводорода составляет:

$$12 \text{ г углерода образуют } 44 \text{ г } CO_2$$

$$x \text{ г углерода образуют } 8,8 \text{ г } CO_2$$

$$x = 2,4 \text{ г C}$$

2 г водорода образуют 18 г H_2O $x = 0,5 \text{ г Н}$
 $x \text{ г водорода образуют } 4,5 \text{ г } \text{H}_2\text{O}$

Масса углерода и водорода в сожженном газе составляет $2,4 \text{ г} + 0,5 \text{ г} = 2,9 \text{ г}$.

Рассчитаем массу $1,12 \text{ л}$ углеводорода:

58 г углеводорода занимают объем $22,4 \text{ л}$ $x = 2,9 \text{ г}$
 $x \text{ г}$ углеводорода занимают объем $1,12 \text{ л}$

Значит, газ состоит только из углерода и водорода. Следовательно,

$$\text{C} : \text{H} = 2,4/12 : 0,5/1 = 0,2 : 0,5 = 1 : 2,5$$

откуда простейшая формула $\text{CH}_{2,5}$ $\text{Мг} = 14,5$.

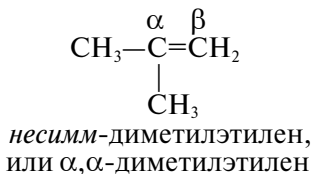
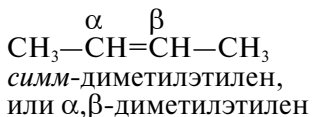
Отношение массы истинного соединения к массе простейшего составляет $58 : 14,5 = 4$. Следовательно, простейшую формулу надо увеличить в 4 раза, отсюда истинная формула газа C_4H_{10} .

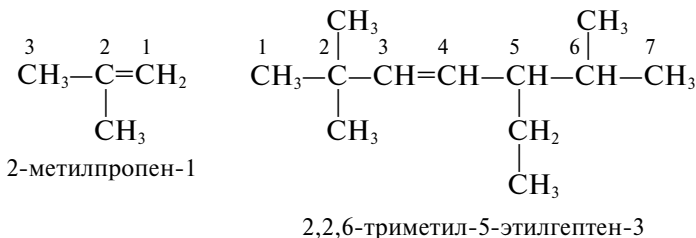
Непредельные углеводороды с одной двойной связью — алкены (этиленовые углеводороды, олефины). Гомологический ряд этилена имеет общую формулу C_nH_{2n} .

Гомологический ряд непредельных углеводородов ряда олефинов

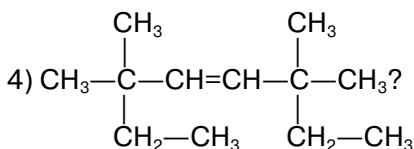
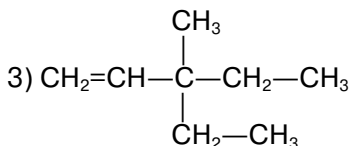
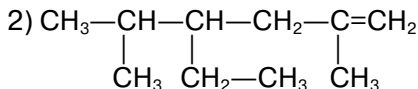
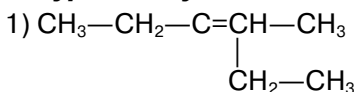
Молекулярная формула	Формула строения	Название по номенклатуре	
		рациональной	систематической
C_2H_4	$\text{H}_2\text{C}=\text{CH}_2$	этилен	этен
C_3H_6	$\text{H}_2\text{C}=\text{CH}-\text{CH}_3$	пропилен	пропен
C_4H_8	$\text{H}_2\text{C}=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$	бутилен	бутен
C_5H_{10}	$\text{H}_2\text{C}=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$	амилен	пентен

Названия этиленовых углеводородов **по рациональной номенклатуре** производятся от названий соответствующих предельных углеводородов с заменой окончания *-ан* на *-илен*. Часто рациональная номенклатура рассматривает олефины как производные этилена, у которых один или несколько атомов водорода замещены на другие углеводородные радикалы. Для определения положения радикалов у разных атомов этиленового скелета вводятся греческие буквы α и β :

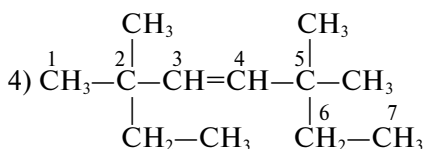
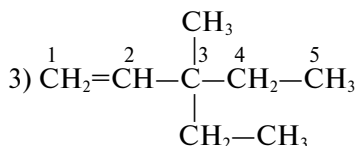
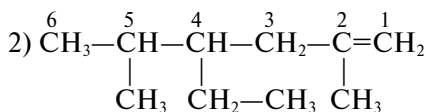
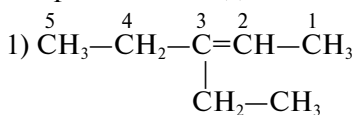


$$\begin{array}{ccc} \begin{array}{c} 4 \quad 3 \quad 2 \quad 1 \\ \text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH} = \text{CH}_2 \\ \text{бутен-1} \end{array} & & \begin{array}{c} \quad \quad \quad 1 \\ \quad \quad \quad \text{C} \text{H}_2 \\ \quad \quad \quad \parallel \\ 2 \\ 4 \quad 3 \quad 2 \\ \text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{C} - \text{CH}_3 \\ \text{2-метилбутен-1} \end{array} \end{array}$$


Как называются по систематической номенклатуре следующие алкены:



Пронумеруем цепи атомов начиная с того конца, к которому ближе расположена двойная связь:



1. 3-этилпентен-2

2. 2,5-диметил-4-этилгексен-1

3. 3-метил-3-этилпентен-1

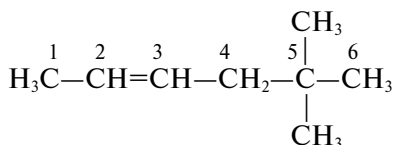
4. 2,5,5-триметил-2-этилгептен-3

Какой вид будут иметь структурные формулы следующих углеводородов:

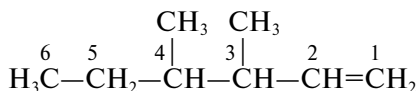
1) 5,5-диметилгексен-2;

2) 4-метил-3-этилгексен-1?

1. Пишем длинную цепь углеводородных атомов, обозначаем положение двойной связи и наносим радикалы:



2. В названии углеводорода радикалы (заместители) расположены в алфавитном порядке, т. е. радикал метил называется перед этилом:



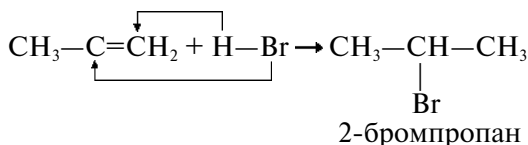
1) H_2 ; 2) Cl_2 ; 3) HBr ; 4) H_2O ; 5) O_2 ?

$$\text{H}_3\text{C}-\text{CH}=\text{CH}_2 + \text{H}_2 \xrightarrow{\text{кат.}} \text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$$

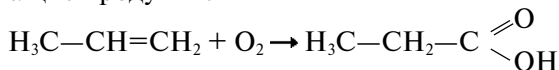
пропен пропан

$$\text{H}_3\text{C}-\text{CH}=\text{CH}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{CH}_3-\underset{\text{Cl}}{\underset{|}{\text{CH}_2}}-\underset{\text{Cl}}{\underset{|}{\text{CH}_2}}$$

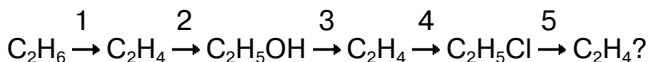
3. Присоединение галогеноводородов идет по **правилу В. В. Марковникова**: присоединение к олефинам (непредельным углеводородам) происходит так, что водород присоединяется к наиболее гидрогенизированному (связанному с большим числом атомов водорода — метильная группа выступает в качестве донора электронов), а остатки молекул — к наименее гидрогенизированному:


$$\text{H}_3\text{C}-\text{CH}=\text{CH}_2 + \text{H}-\text{OH} \rightarrow \text{H}_3\text{C}-\underset{\text{OH}}{\text{CH}}-\text{CH}_3$$

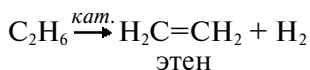
5. Окисление пропена в присутствии молекулярного кислорода идет сложнее, чем с атомарным, при этом образуются кислородосодержащие продукты:



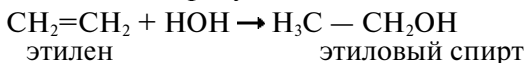
Как можно осуществить следующие превращения:



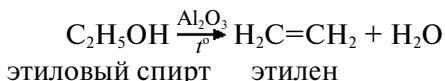
1. Дегидрирование этана в присутствии катализатора Cr_2O_3 приводит к образованию этена (название по систематической номенклатуре):



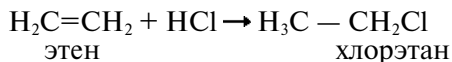
2. Гидратация этилена в присутствии H_2SO_4 :



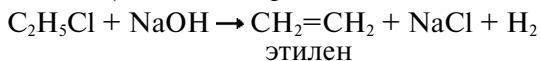
3. Дегидратация спирта (отщепление воды) в присутствии Al_2O_3 при температуре 170°C (при температуре 140°C получается диэтиловый эфир $\text{C}_2\text{H}_5-\text{O}-\text{C}_2\text{H}_5$):



4. Гидрогалогенирование этена (HCl) приводит к образованию хлорэтана:



5. При действии спиртовым раствором щелочи на хлорэтан можно получить этилен (название по рациональной номенклатуре):

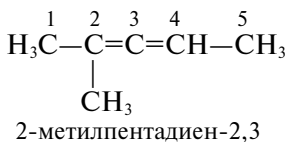


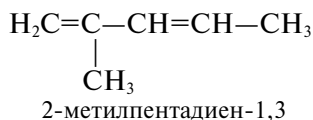
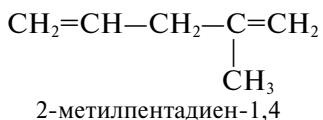
Диеновые углеводороды (алкадиены) — непредельные углеводороды с двумя двойными связями.

По систематической номенклатуре диеновые углеводороды называются так же, как этиленовые, заменяя суффикс **-ен** на **-диен**. Положение двойных связей указывается номерами углеродных атомов, от которых отходят эти связи. Например:



Изомерия алкадиенов зависит от различного положения двойных связей в углеродной цепи и от расположения радикалов:



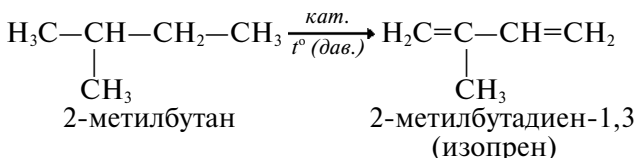
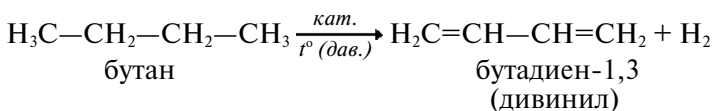


Особое значение имеют из диеновых углеводородов бутадиен (дивинил) и 2-метилбутадиен-1,3 (изопрен).

Вопросы и ответы

Как получают дивинил и изопрен в промышленности?

Их можно получить дегидрированием соответствующих предельных углеводородов на алюмохромовых катализаторах под атмосферным давлением при высокой температуре:

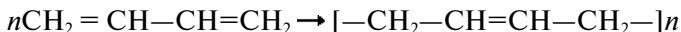


Бутадиен-1,3 может быть получен из этилового спирта по способу С. В. Лебедева в присутствии катализаторов Al_2O_3 и ZnO :

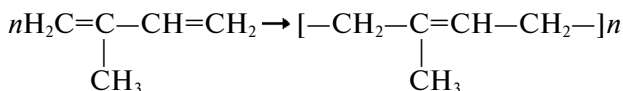


Дивинил и изопрен широко используются для производства синтетического каучука. Каким способом получается каучук?

В настоящее время получение бутадиенового каучука осуществляется полимеризацией бутадиена в растворе с участием катализаторов:



С 1932 г. для производства каучука использовался метод С. В. Лебедева: из этилового спирта получали бутадиен-1,3, который полимеризовался в присутствии металлического натрия в бутадиеновый каучук. В настоящее время этот метод имеет ограниченное применение. Изопреновый каучук получают из 2-метилбутадиена-1,3 в результате полимеризации:

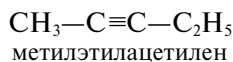
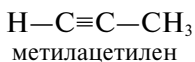


Непредельные углеводороды с тройной связью — алкины (ряд ацетилена) образуют свой гомологический ряд с общей формулой $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$.

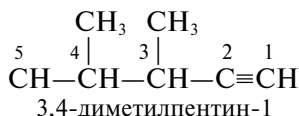
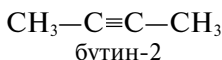
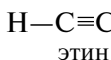
Молекулярная формула	Формула строения	Название по номенклатуре	
		рациональной	систематической
C_2H_2	$\text{HC}=\text{CH}_2$	ацетилен	этин
C_3H_4	$\text{HC}=\text{C}-\text{CH}_3$	метилацетилен	пропин
C_4H_6	$\text{HC}=\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$	этилацетилен	бутин-1
	$\text{H}_3\text{C}-\text{C}=\text{C}-\text{CH}_3$	диметилацетилен	бутин-2

Названия алкинов строятся по такому же принципу, что и алканов.

По **рациональной номенклатуре** соединение рассматривается как производное ацетилена, у которого один или оба атома водорода замещены на радикалы:

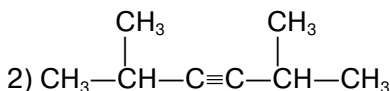
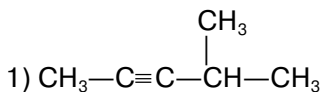


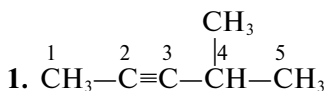
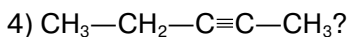
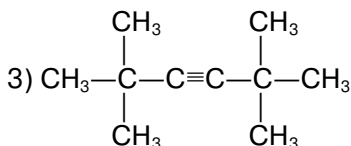
По **систематической номенклатуре** названия ацетиленовых углеводородов происходят от названий соответствующих алканов, в которых окончание *-ан* заменяется на *-ин*, положение тройной связи обозначается в конце слова:



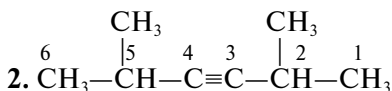
Вопросы и ответы

Как называются следующие углеводороды по систематической и рациональной номенклатурам:

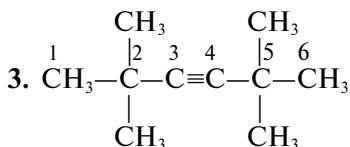




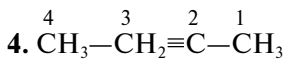
4-метилпентин-2
метилизопропилацетилен



2,5-диметилгексин-3
диизопропилацетилен

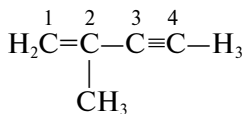


2,2,5,5-тетраметилгексин-3
диизобутилацетилен

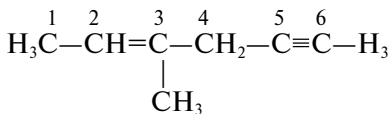


бутин-2
диметилацетилен

Если углеводород содержит двойную и тройную связи, то предпочтение в нумерации отдают двойной связи:

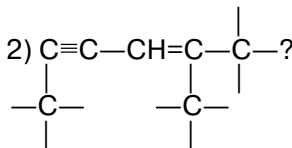
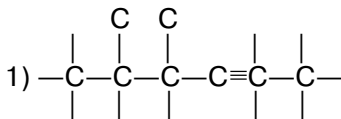


2-метилбутен-1-ин-3



3-метилгексен-2-ин-5

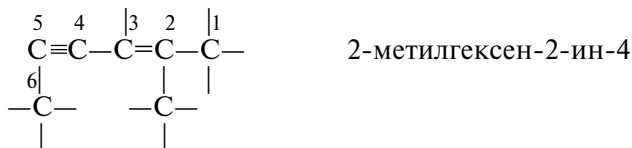
Какое название следующих непредельных углеводородов по систематической номенклатуре:



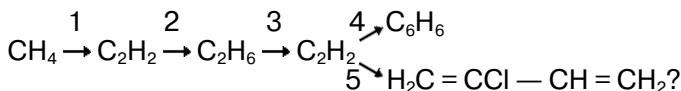
1. Нумеруем углеродную цепь с того конца, который ближе к тройной связи:



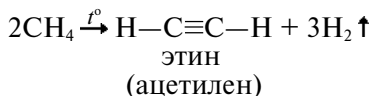
2. При нумерации этой цепи углеродных атомов предпочтение отдается двойной связи:



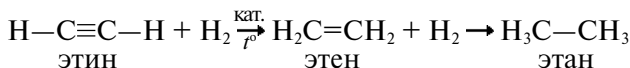
Как можно осуществить следующие превращения:



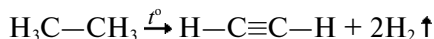
1. CH_4 , содержащийся в природном газе, подвергают термоокислительному пиролизу:



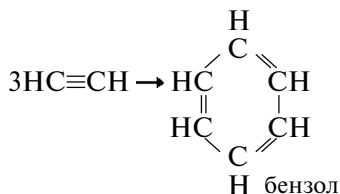
2. При гидрировании ацетилена в присутствии катализаторов образуются сначала алкены, а затем алканы.



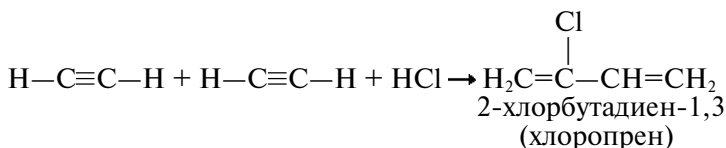
3. При высокотемпературном разложении этана, содержащегося в природном газе, образуется ацетилен и выделяется водород:



4. При нагревании в присутствии катализатора никеля ацетилен полимеризуется в **бензол** C_6H_6 :

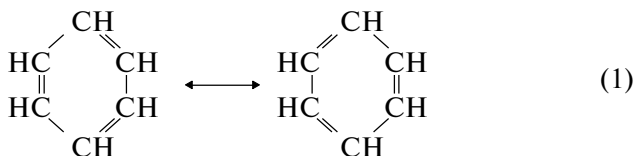


5. При полимеризации ацетилена в присутствии хлороводородной кислоты образуется **хлоропрен**, который широко используется для получения синтетического каучука:

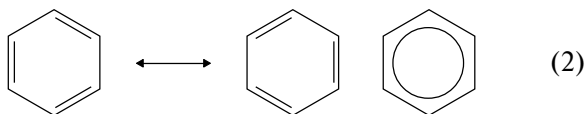


Ароматические углеводороды (арены). Бензол

В основе ароматического ряда углеводородов лежит ядро углеводорода бензола с формулой C_6H_6 . Бензол обладает гексагональной структурой, в которой все шесть углерод-углеродных связей имеют одинаковую длину и каждый углеродный атом связан с одним атомом водорода. Каждый атом углерода образует sp^2 -связь со своим водородом и с соседними атомами углерода. Поэтому получить молекулу, содержащую кольцевую с тремя сопряженными двойными связями, не удастся (1). А более устойчивая форма бензола получается, когда шесть π -электронов *циклогексатриена* распределяются равномерно по всей кольцевой системе (2).

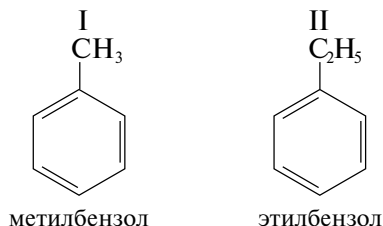


или упрощенно



Во многих случаях пользуются формулой 1 (упрощенной) (формулой Кекуле) вместо реальной формулы 2.

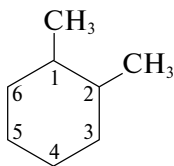
Названия углеводородов ряда бензола по рациональной номенклатуре составляются из названий радикалов боковых цепей с добавлением окончания *-бензол*. Например:



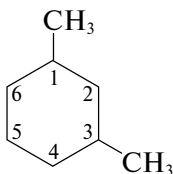
Эти же углеводороды можно рассматривать как производные соответствующего углеводорода жирного ряда, у которого один атом водорода замещен на одновалентный радикал бензола — C_6H_5 , называемый **фенилом**. В этом случае углеводороды называются I-фенилметан, II-фенилэтан.

Некоторые гомологи бензола имеют эмпирические (тривиальные) названия. Так, например, метилбензол $C_6H_5CH_3$ называют толуолом; диметилбензол $C_6H_4(CH_3)_2$ — ксилолом и т. д.

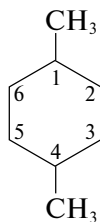
При наличии в бензольном кольце одного заместителя изомеров быть не может, так как все углеродные атомы в бензоле равноценны. В зависимости от расположения двух и более заместителей относительно друг друга в ароматическом ряду имеет место изомерия, и назвать эти изомеры по рациональной номенклатуре невозможно. Применяется систематическая (научная) номенклатура. Так, диметилбензол $C_6H_4(CH_3)_2$, или ксилол, может существовать в виде трех изомеров. Для обозначения положения заместителей в бензольном кольце атомы углерода нумеруют:



1,2-диметилбензол



1,3-диметилбензол

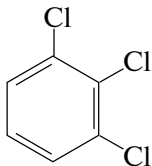


1,4-диметилбензол

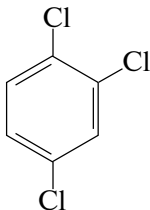
Вопросы и ответы

Сколько изомеров может иметь трихлорбензол? Назовите их.

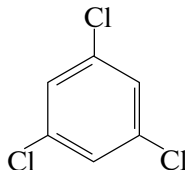
$C_6H_3Cl_3$ может иметь три изомера:



1,2,3-трихлорбензол

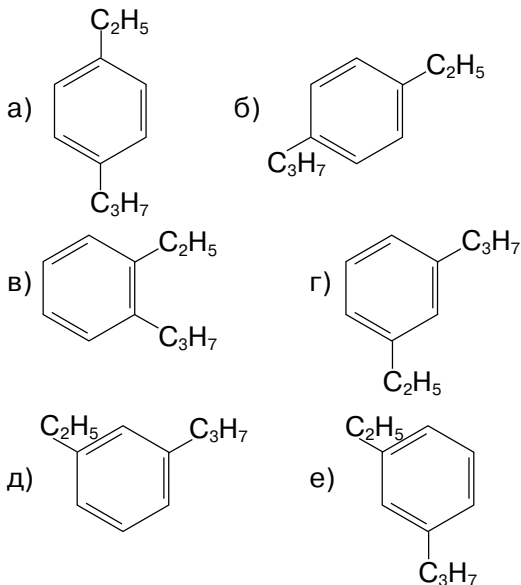


1,2,4-трихлорбензол



1,3,5-трихлорбензол

Сколько соединений изображено ниже:



Назовите эти соединения.

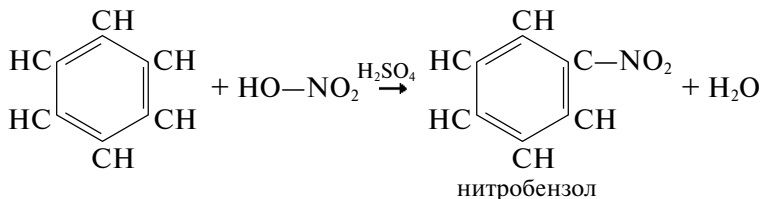
- а) 1-этил-4-пропилбензол;
 б) 2-этил-5-пропилбензол;
 в) 2-этил-3-пропилбензол;
 г) 2-пропил-4-этилбензол;
 д) 2-пропил-6-этилбензол;
 е) 2-этил-4-пропилбензол.

На схеме изображено шесть соединений.

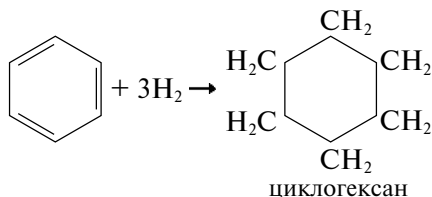
С какими из следующих веществ будет взаимодействовать бензол:

- 1) HNO_3 ; 2) H_2 ; 3) Br_2 ; 4) HCl ; 5) O_2 ?

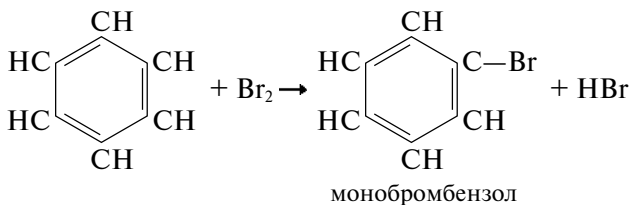
1. При действии концентрированной HNO_3 с смеси с H_2SO_4 на бензол образуется **нитробензол**:



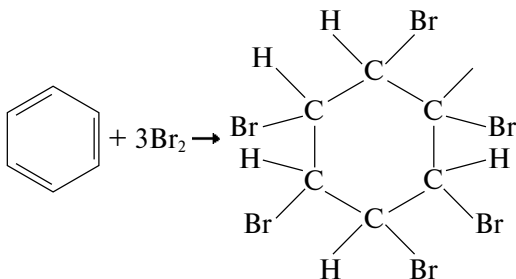
2. При высокой температуре в присутствии никелевого или платинового катализатора и при обычной температуре бензол присоединяет 3 моль водорода и превращается в **циклогексан**:



3. Замещение атомов водорода галогенами приводит к получению галогенопроизводных бензола:

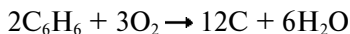


Если смесь бензола и брома подвергнуть действию солнечного света при отсутствии кислорода, то бензол присоединит шесть атомов брома и превратится в гексабромциклогексан:



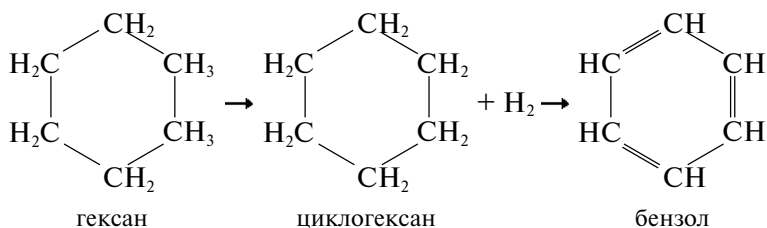
4. Галогеноводороды к бензолу не присоединяются.

5. На воздухе бензол горит коптящим пламенем:



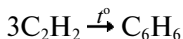
Как можно получить бензол? Приведите примеры не менее трех способов.

1. Важнейшим сырьем для получения бензола и его гомологов является нефть. Цепь с числом углеродных атомов не менее шести предельного углеводорода замыкается в циклогексановое кольцо, образовавшийся циклоалкен дегидрируется в бензол:



2. Другим важным способом получения ароматических углеводородов из природного сырья является коксование каменного угля в коксовых печах без доступа воздуха до 1000—1200 °С. В результате образуются твердые (кокс), жидкие и газообразные продукты. Из жидкого продукта — **каменноугольного дегтя** при температуре 160—170 °С отгоняются бензол и его гомологи. Эта **реакция каталитического реформинга** была открыта **Н. Ю. Зелинским**.

3. Пропускание ацетилен через раскаленную трубу:



КИСЛОРОДОСОДЕРЖАЩИЕ ОРГАНИЧЕСКИЕ СОЕДИНЕНИЯ

Спирты — производные углеводороды, в которых один или несколько атомов водорода замещены на гидроксогруппу.

В зависимости от числа гидроксогрупп спирты делятся на:

- а) одноатомные, содержащие одну гидроксогруппу;
- б) многоатомные, содержащие две, три и более гидроксогрупп.

Одноатомные спирты предельного ряда образуют гомологический ряд, в котором все члены ряда отличаются друг от друга на группу CH_2 . Общая формула одноатомных спиртов предельного ряда $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{OH}$.

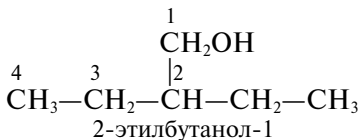
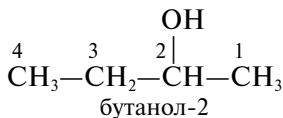
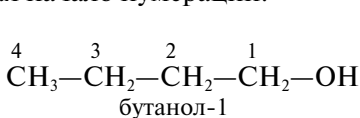
По рациональной номенклатуре названия спиртов предельного ряда производят от соответствующего радикала с добавлением слова «спирт»:

CH_3OH
метилвый
спирт

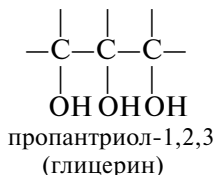
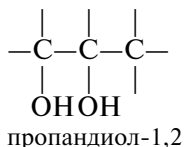
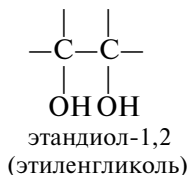
$\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—OH}$
этиловый спирт

$\text{CH}_3\text{—CHON—CH}_3$
изопропиловый спирт

По правилам современной систематической номенклатуры названия спиртов производят от названий углеводородов с добавлением окончания *-ол* и цифры, обозначающей номер углеродного атома, при котором стоит гидроксогруппа, определяющая начало нумерации:

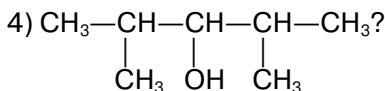
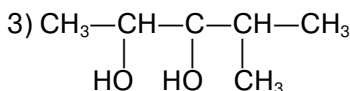
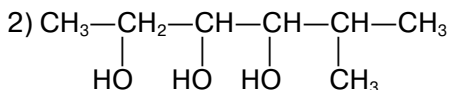
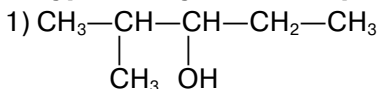


Существуют спирты с двумя и тремя гидроксогруппами. По систематической номенклатуре их называют соответственно, добавляя к названию углеводорода суффиксы *-диол*, *-триол*:



Вопросы и ответы

Как называются по систематической номенклатуре следующие спирты:



1. Главную цепь нумеруем с того конца, к которому ближе расположена гидроксильная группа (в данном задании она находится на одинаковом расстоянии). Определяем простейший заместитель (им является метил) — он будет определяться номером 2.

Называется одноатомный спирт будет 2-метилпентанол-3.

2. Трехатомный спирт называется 5-метилгексантиол-2,3,4.

3. Двухатомный спирт называется 4-метилпентандиол-2,3.

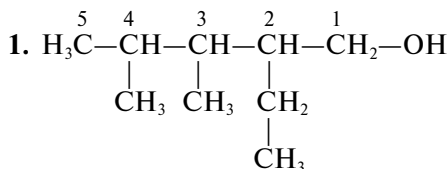
4. По расположению гидроксила нумерацию цепи можно начинать с любого конца: 2,4-диметилпентанол-3.

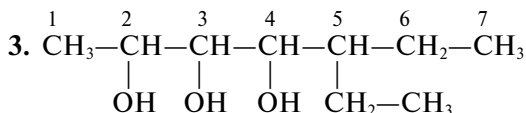
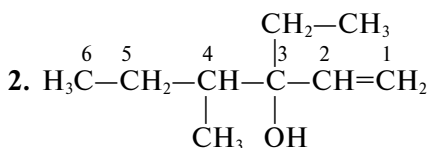
Какова структурная формула следующих спиртов:

1) 3,4-диметил-2-этилпентанол-1;

2) 4-метил-3-этилгексен-1-ол3;

3) 5-этилгептантиол-2,3,4.

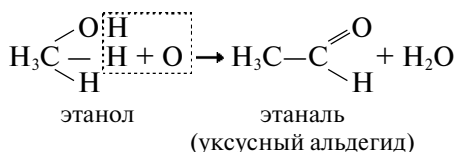




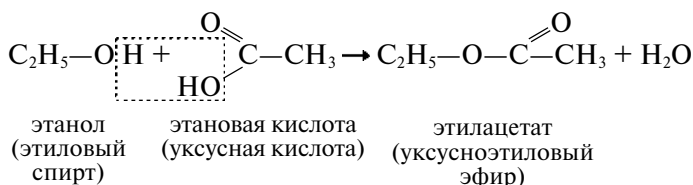
С какими из следующих веществ будет взаимодействовать этанол:

1) [O]; 2) CH₃COOH; 3) HCl; 4) K; 5) H₂SO₄ (конц.)?

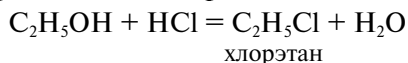
1. Предельные спирты легко окисляются. (В качестве окислителей используют K₂Cr₂O₇ + H₂SO₄ или 2KMnO₄ + H₂SO₄ = 2MnO₂ + K₂SO₄ + H₂O + 3[O].)



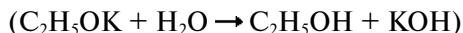
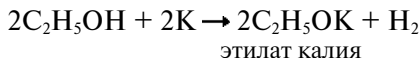
2. Этанол взаимодействует с органическими кислотами (и неорганическими) с образованием **сложных эфиров (реакция этерификации)**.



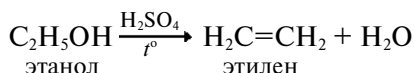
3. Этанол взаимодействует с галогеноводородами с образованием галогенопроизводного хлорэтана:



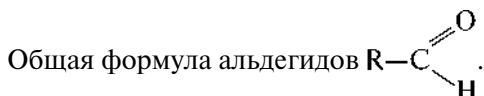
4. Со щелочными металлами спирты взаимодействуют (как одноатомные, так и многоатомные) с образованием солей **алкоголятов**, которые легко гидролизуются в воде с образованием спиртов:



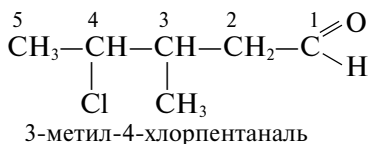
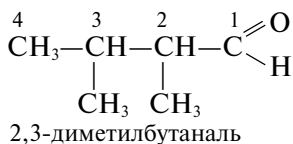
5. В присутствии концентрированной H_2SO_4 при нагревании этанол превращается в этилен:



Альдегиды — органические вещества, молекулы которых содержат **карбонильную группу** — $\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{C} \\ \diagdown \\ \text{H} \end{array}$, соединенную с углеводородным радикалом.

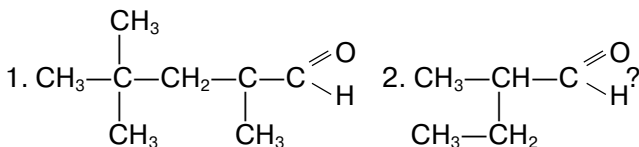


По систематической номенклатуре названия альдегидов производят от названий соответствующих углеводородных радикалов, включающих карбонильную группу, прибавляя окончание *-аль*. Нумерацию начинают с углерода альдегидной группы. Например:



Вопросы и ответы

Как называются по систематической номенклатуре следующие альдегиды:

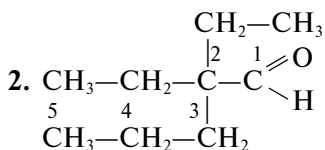
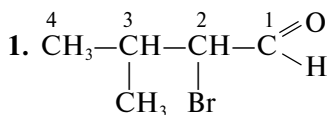


1. Углеродный атом карбонильной группы всегда получает номер 1 — название альдегида: 2,4,4-триметилпентаналь.

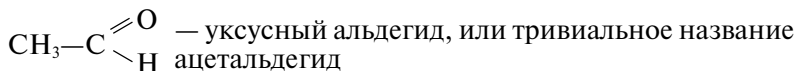
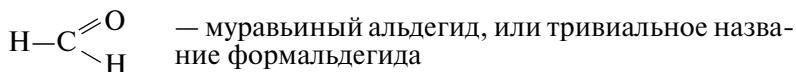
2. Выбирается наиболее длинная цепь углеродных атомов начиная с карбонильной группы — название альдегида: 2-метилбутаналь.

Какую структурную формулу будут иметь:

- 3-метил-2-бромбутаналь;
- 2,2-диэтилпентаналь?



По **рациональной номенклатуре** названия ряда альдегидов происходят от названий предельных кислот, в которые они превращаются при окислении. Например:



Название альдегидов гомологического ряда

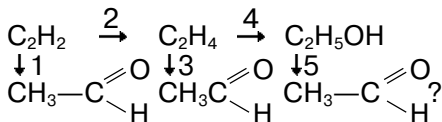
Формула	Название	
	рациональное (тривиальное)	систематическое
$\text{H}-\text{C} \begin{array}{l} // \\ \backslash \end{array} \begin{array}{l} \text{O} \\ \text{H} \end{array}$	Муравьиный (формальдегид)	Метаналь
$\text{H}_3\text{C}-\text{C} \begin{array}{l} // \\ \backslash \end{array} \begin{array}{l} \text{O} \\ \text{H} \end{array}$	Уксусный (ацетальдегид)	Этаналь
$\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{C} \begin{array}{l} // \\ \backslash \end{array} \begin{array}{l} \text{O} \\ \text{H} \end{array}$	Пропионовый	Пропаналь
$\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{C} \begin{array}{l} // \\ \backslash \end{array} \begin{array}{l} \text{O} \\ \text{H} \end{array}$	Масляный	Бутаналь
$\text{H}_3\text{C}-(\text{CH}_2)_3-\text{C} \begin{array}{l} // \\ \backslash \end{array} \begin{array}{l} \text{O} \\ \text{H} \end{array}$	Валериановый	Пентаналь

Какое название альдегида $\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{C} \begin{array}{l} // \\ \backslash \end{array} \begin{array}{l} \text{O} \\ \text{H} \end{array}$ правильное: 1) бутаналь; 2) бутаналь-1?

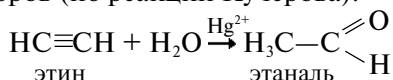
1. Правильное название бутаналь.

2. Не совсем правильное — нумерацию начинают с углерода альдегидной группы, и эта группа всегда находится в начале углеродной цепи.

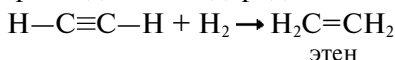
Как можно осуществить следующие превращения:



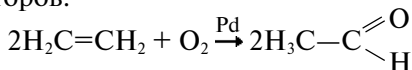
1. Прямая гидратация ацетилена водяным паром в присутствии катализаторов (по реакции Кучерова):



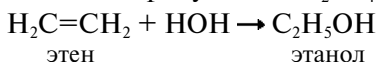
2. C_2H_2 легко присоединяет водород:



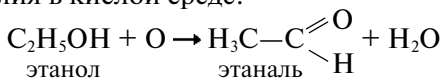
3. Прямое окисление этилена кислородом воздуха в присутствии катализаторов:



4. Гидратация этилена в присутствии H_2SO_4 и катализаторов:



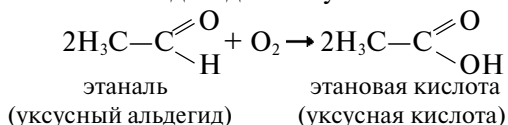
5. Этаналь можно получить окислением этилового спирта перманганатом калия в кислой среде:



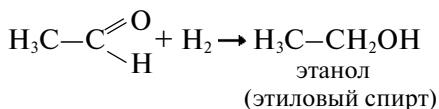
С какими из следующих веществ будет взаимодействовать этаналь:

1) O_2 ; 2) H_2 ; 3) $\text{Cu}(\text{OH})_2$; 4) Ag_2O ; 5) PCl_3 ; 6) NaOH ?

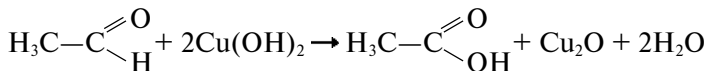
1. При окислении альдегидов получают кислоты:



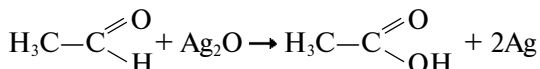
2. Реакция присоединения водорода к альдегиду приводит к образованию первичных спиртов за счет разрыва связи $\text{C}=\text{O}$:



3. При нагревании смеси этанола с $\text{Cu}(\text{OH})_2$ образуются кислота и осадок красного цвета — Cu_2O оксид меди (I):

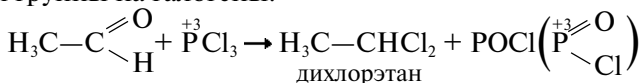


4. При окислении уксусного альдегида Ag_2O образуется серебро (реакция серебряного зеркала):

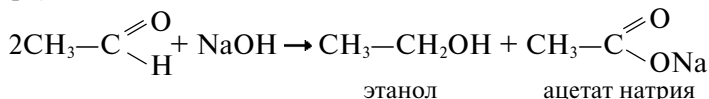


(Реакции альдегидов с $\text{Cu}(\text{OH})_2$ и Ag_2O служат для обнаружения альдегидов.)

*5. Для альдегидов характерны и реакции замещения карбоксильной группы на галогены:



*6. В присутствии щелочи происходят перегруппировка двух молекул этанола в спирт и образование соли карбоновой кислоты — ацетата натрия — реакция канинциаро (перегруппировка канинциаро):



Карбоновые кислоты — органические вещества, содержащие одну или несколько **карбоксильных групп** — $\text{C}\begin{array}{l} \text{=O} \\ \text{OH} \end{array}$.

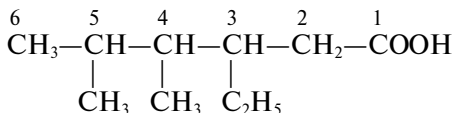
Общая формула $\text{R}-\text{C}\begin{array}{l} \text{=O} \\ \text{OH} \end{array}$, сокращенно RCOOH .

В зависимости от числа карбоксильных групп в молекуле различают кислоты одноосновные, двухосновные и т. д.

По **рациональной номенклатуре** названия гомологического ряда одноосновных карбоновых кислот производятся от названий радикалов, с которыми связана карбоксильная группа, с прибавлением окончания *-карбоновая* и слова *кислота*.

По **систематической номенклатуре** названия кислот производятся от названий углеводов с тем же числом атомов углерода

да, что и в кислоте, углерод в карбоксильной группе обозначается номером 1. Например, по систематической номенклатуре предельная одноосновная кислота



будет называться 4,5-диметил-3-этилгексановая кислота. Наиболее часто употребляются тривиальные названия.

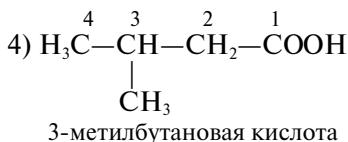
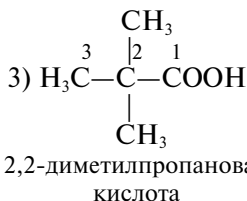
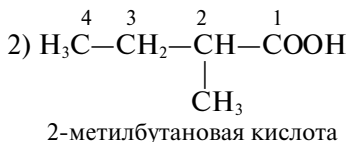
Гомологический ряд одноосновных карбоновых кислот

Формула	Название		
	рациональное	систематическое	тривиальное
HCOOH	Карбоновая	Метановая	Муравьиная
CH ₃ COOH	Метанкарбоновая	Этановая	Уксусная
C ₂ H ₅ COOH	Этанкарбоновая	Пропановая	Пропионовая
C ₃ H ₇ COOH	Пропанкарбоновая	Бутановая	Масляная
C ₄ H ₉ COOH	Бутанкарбоновая	Пентановая	Валериановая

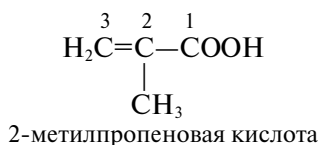
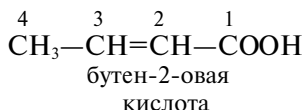
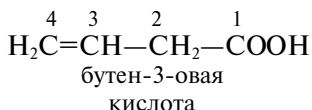
Вопросы и ответы

Имеются ли изомеры у пентановой кислоты? Если да, то напишите их структурные формулы и дайте названия по систематической номенклатуре.

Структурная изомерия у карбоновых кислот начинается с бутановой кислоты. Для пентановой кислоты будет четыре изомера:

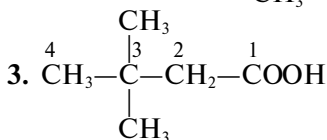
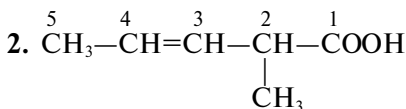
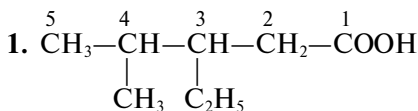


Для одноосновных непредельных кислот по систематической номенклатуре названия образуются из названий соответствующих непредельных углеводородов с добавлением окончания *-овая*. Изомерия этих кислот связана со строением углеродной цепи и положением в ней двойной связи. Например:

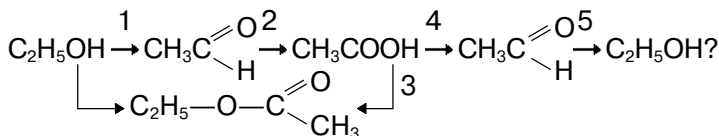


Какая структурная формула карбоновых кислот будет соответствовать следующим названиям:

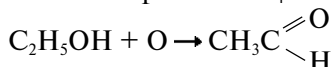
- 1) 4-метил-3-этилпентановая кислота;
- 2) 2-метилпентен-3-овая кислота;
- 3) 3,3-диметилбутановая кислота?



Как можно осуществить следующие превращения:



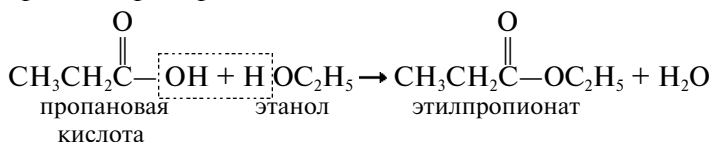
1. Окисление этилового спирта KMnO_4 в кислой среде:



Сложные эфиры — производные карбоновых кислот, у которых

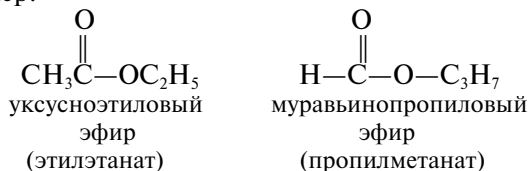
гидроксил в карбоксиле замещен спиртовым остатком $R-\overset{\overset{O}{\parallel}}{C}-OR$.

Алкильная группа спирта соединяется с карбонильной через кислород. Например:

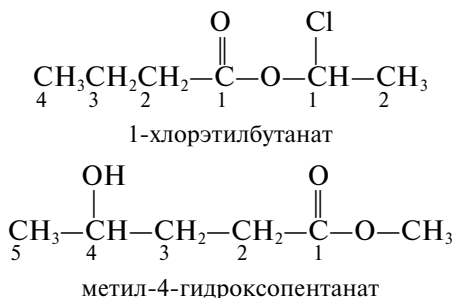


Полученный сложный эфир назван по международной (систематической) номенклатуре. Это название производят от названия радикала спирта и названия кислоты с заменой кислотного окончания *-овая* на *-ат*. Вначале указывают название радикала спирта.

Часто сложным эфирам даются тривиальные названия. Они строятся из названий кислот и спиртов с добавлением слова *эфир*, например:



*Замещающие группы в сложных эфирах получают локанты, исходя из нумерации, которая для обеих частей сложного эфира начинается с углерод-атомов, непосредственно связанных с атомом кислорода двойной связью, например:

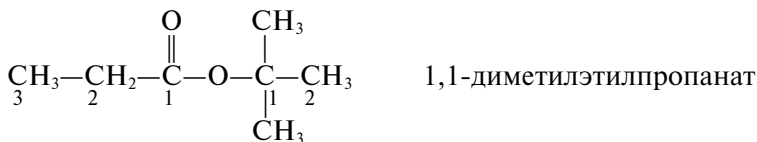


Вопросы и ответы

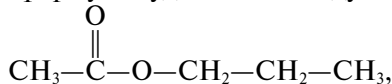
Как называются следующие вещества:

- 1) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOC}(\text{CH}_3)_3$;
- 2) $\text{CH}_3\text{COOCH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$?

1. Напишем развернутую структурную формулу и пронумеруем цепь, начиная нумерацию с С-атома:



2. Развернутая формула будет иметь следующий вид:

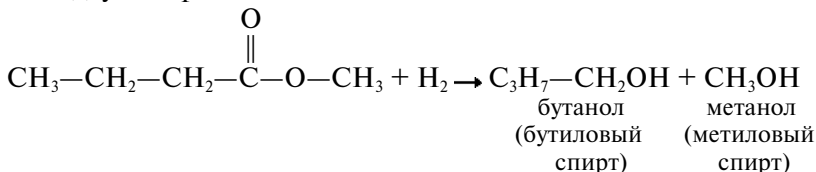


так как в данной формуле нет локантов, то цепь не нумеруем.
Название данной формулы: **пропилметанат**.

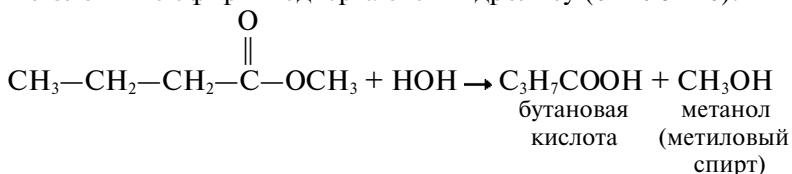
С какими веществами будет взаимодействовать метилбутанат:

1) H_2 ; 2) H_2O ; 3) KOH ; 4) NH_3 ; 5) O_2 ?

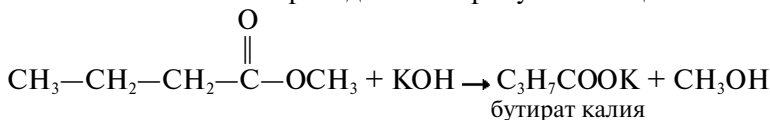
1. Восстановление сложных эфиров приводит к образованию смеси двух спиртов:



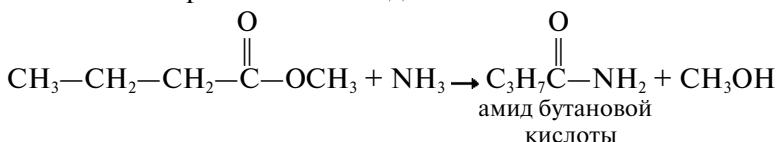
2. Сложные эфиры подвергаются гидролизу (**омылению**):



3. Омыление может проходить и в присутствии щелочи:



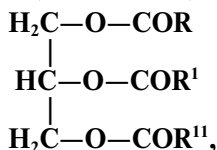
4. Метилбутанат (бутановометиловый эфир) взаимодействует с аммиаком с образованием амида:



5. С кислородом метилбутанат не реагирует.

Жиры — смесь сложных эфиров глицерина и одноосновных высших карбоновых кислот.

Общая формула жиров (глицеридов):



где R, R¹, R¹¹ — углеводородные радикалы высших жирных кислот, а из спиртов только один — трехатомный спирт глицерин (пропантриол-1,2,3) HOCH₂—CHОН—CH₂ОН.

В состав жиров обычно входят одноосновные кислоты с нормальной углеродной цепью, содержащей от 4 до 24 атомов углерода. Кислоты, образующие жиры, бывают как предельные, так и непредельные. Чаще всего применяются масляная C₃H₇COOH, пальмитиновая C₁₅H₃₁COOH, стеариновая C₁₇H₃₅COOH, олеиновая C₁₇H₃₃COOH, линолевая C₁₇H₃₁COOH и некоторые другие.

Так как в состав молекулы жира входят три кислотных остатка, образующих три сложноэфирные группировки с тремя спиртовыми гидроксилами глицерина, жиры называют также **триглицеридами**. Например, жир, в состав которого входят три остатка молекулы стеариновой кислоты, называется **тристеарином**:



Триглицериды, содержащие три остатка какой-либо одной кислоты, встречаются лишь в немногих жирах или же получают синтетически. Если в состав жира входят различные кислоты, то образуются так называемые смешанные триглицериды. Так, например, основной частью коровьего масла являются олеиновая, пальмитиновая и масляная кислоты. В этом случае жир называется, исходя из названий входящих в него кислот, олеопальмитобутират.

Жиры предельных кислот — твердые соединения, а непредельных — жидкие.

Путем гидрогенизации, т. е. присоединения водорода по двойной связи остатка кислоты, жидкие жиры (масла) превращаются в твердые жиры.

Вопросы и ответы

**Какой из следующих жиров является жидким?
Дайте тривиальные названия входящих в него кислот:**

1. $\begin{array}{c} \text{CH}_2\text{—O—CH—C}_{15}\text{H}_{31} \\ | \\ \text{CH—O—CO—C}_{17}\text{H}_{33} \\ | \\ \text{CH}_2\text{—O—CO—C}_{15}\text{H}_{31} \end{array}$
2. $\begin{array}{c} \text{CH}_2\text{—O—CO—C}_{17}\text{H}_{33} \\ | \\ \text{CH—O—CO—C}_{17}\text{H}_{33} \\ | \\ \text{CH}_2\text{—O—CO—C}_{17}\text{H}_{33} \end{array}$
3. $\begin{array}{c} \text{CH}_2\text{—O—CO—C}_{17}\text{H}_{31} \\ | \\ \text{CH—O—CO—C}_{17}\text{H}_{31} \\ | \\ \text{CH}_2\text{—O—CO—C}_{17}\text{H}_{31} \end{array}$

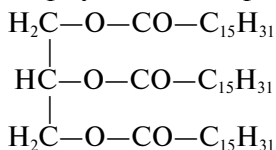
Общая формула для предельных одноосновных кислот — $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{COOH}$, для непредельных одноосновных кислот с одной двойной связью — $\text{C}_n\text{H}_{2n-1}\text{COOH}$, с двумя двойными связями $\text{C}_n\text{H}_{2n-3}\text{COOH}$; жидкие жиры основаны непредельными одноосновными кислотами. Следовательно, жир под № 1 будет твердым, и образован он предельными кислотами $\text{C}_{15}\text{H}_{31}\text{COOH}$ — **пальмитиновой** и $\text{C}_{17}\text{H}_{33}\text{COOH}$ — **стеариновой**. Жир под № 2 — жидкий, образован непредельной одноосновной кислотой с одной двойной связью — **олеиновой**. Жир под № 3 — жидкий, образован непредельной одноосновной кислотой с двумя двойными связями — **линолевой**.

Ответ: жидкие жиры 2 и 3.

Что произойдет с жиром, образованным пальмитиновой кислотой:

- 1) при омылении щелочью натрия;
- 2) при восстановлении водородом?

Формула этого твердого жира имеет вид:



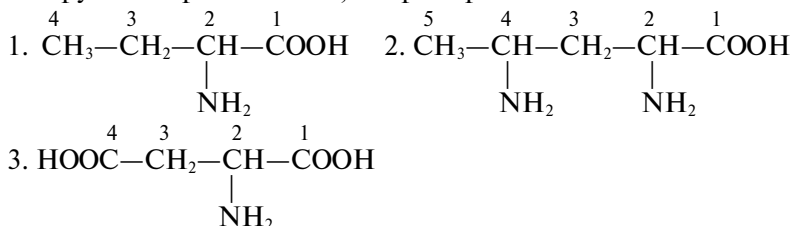
1. При гидролизе жира щелочью натрия образует глицерин и соль пальмитиновой кислоты (**мыло**) — пальмитат натрия $C_{15}H_{31}COONa$.

2. При восстановлении водородом происходит превращение жидкого жира в твердый, а не наоборот, следовательно, жир, образованный предельной кислотой, не подвергается гидрогенизации.

АЗОТСОДЕРЖАЩИЕ ОРГАНИЧЕСКИЕ СОЕДИНЕНИЯ

Аминокислоты — производные углеводов, в молекулах которых содержатся одновременно карбоксильная и аминная группы.

Существуют аминокислоты, содержащие две или несколько аминогрупп и карбонильных, например:



По систематической номенклатуре аминокислоты называют по соответствующей карбоновой кислоте с добавлением приставки *амино-*. Положение аминогруппы указывают соответствующей цифрой, начиная нумерацию с карбоксильной группы. Аминокислоты, представленные выше, будут называться:

- 1) 2-аминобутановая кислота;
- 2) 2,4-диаминопентановая кислота;
- 3) 2-аминобутандиовая кислота.

Названия аминокислот по рациональной номенклатуре производят из названий образующих их кислот с прибавлением приставки *амино-* и буквы греческого алфавита, указывающей положение аминогруппы по отношению к карбоксильной группе, начиная с атома углерода, соединенного с COOH -группой. Часто аминокислотам дают эмпирические названия:

Формула	Название	
	рациональное (тривиальное)	систематическое
$\begin{array}{c} \alpha \\ \text{CH}_2 - \text{COOH} \\ \\ \text{NH}_2 \end{array}$	α -Аминоуксусная кислота	Глицин
$\begin{array}{c} \text{CH}_3 - \text{CH} - \text{COOH} \\ \\ \text{NH}_2 \end{array}$	α -Аминопропионовая кислота	Аланин
$\begin{array}{ccccccc} \epsilon & & \delta & & \gamma & & \beta & & \alpha \\ \text{CH}_2 - & \text{CH}_2 - & \text{CH}_2 - & \text{CH}_2 - & \text{CH} - & \text{COOH} \\ & & & & \\ \text{NH}_2 & & & & \text{NH}_2 \end{array}$	α, ϵ -Диаминокапроновая кислота	Лизин

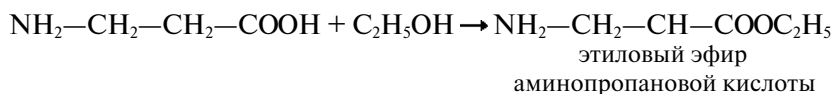
Формула	Название	
	рациональное (тривиальное)	систематическое
$ \begin{array}{c} \text{CH}_3 \diagdown \\ \text{CH} - \text{CH} - \text{COOH} \\ \text{CH}_3 \diagup \quad \\ \quad \quad \text{NH}_2 \end{array} $	α -Аминоизовалериановая кислота	Валин
$ \begin{array}{c} \text{CH}_3 \diagdown \quad \quad \beta \quad \quad \alpha \\ \delta \quad \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH} - \text{COOH} \\ \text{CH}_3 \diagup \quad \quad \delta \quad \quad \\ \quad \quad \quad \quad \quad \text{NH}_2 \end{array} $	α -Аминоизокапроновая кислота	Лейцин

Вопросы и ответы

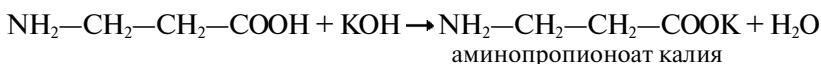
С какими из следующих веществ будет взаимодействовать 3-аминопропановая кислота:

- 1) $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$; 2) KOH ; 3) HCl ; 4) $\text{NH}_2\text{—CH}_2\text{COOH}$;
5) H_2 ?

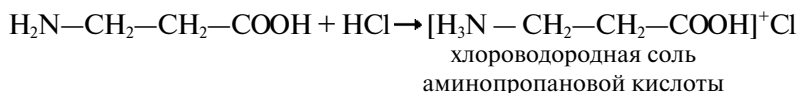
1. $\text{NH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—COOH}$ взаимодействует со спиртами с образованием сложного эфира:



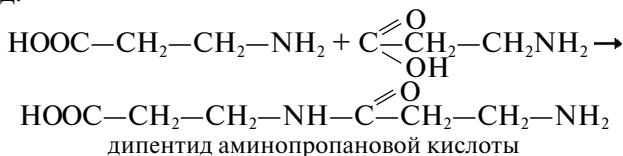
2. Со щелочами аминокислоты взаимодействуют как кислоты, образуя соли:



3. Как основания аминокислоты образуют соли:



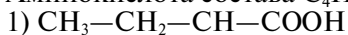
4. За счет сближения различных по свойствам групп молекулы аминокислоты могут взаимодействовать друг с другом, образуя дипептид:



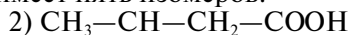
5. С водородом нет реакции.

Сколько изомерных аминокислот соответствует составу $C_4H_9O_2N$? Напишите их структурные формулы и назовите по систематической и рациональной номенклатурам?

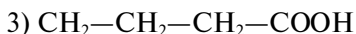
Аминокислота состава $C_4H_9O_2N$ имеет пять изомеров:



2-аминобутановая
(α -аминомасляная кислота)



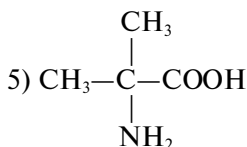
3-аминобутановая
(β -аминомасляная кислота)



4-аминобутановая
(γ -аминомасляная кислота)



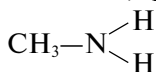
2-метил-3-аминопропановая
(α -метил- β -аминопропионовая кислота)



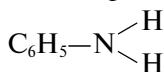
2-метил-2-аминопропановая
(α -метил- α -аминопропионовая кислота)

Амины — производные аммиака, у которых один или несколько атомов водорода замещены углеводородными остатками.

В зависимости от характера углеводородных радикалов амины делятся на алифатические, ароматические и жирно-ароматические:



пропиламин
(алифатический амин)

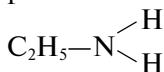


фениламин
(ароматический амин)

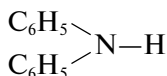


метилфениламин
(жирно-ароматический амин)

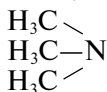
В зависимости от числа углеводородных радикалов, замещающих атомы водорода в молекуле аммиака, амины могут быть первичными, вторичными и третичными:



этиламин (первичный)

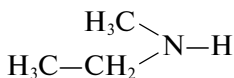


дифениламин (вторичный)

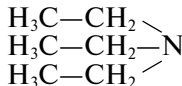


триметиламин (третичный)

Обычно первичные амины (RNH_2) жирного ряда называют по углеводородным радикалам, прибавляя окончание *-амин*: метиламин CH_3NH_2 , этиламин $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_2$. По радикалам составляются и названия вторичных (R_2NH), третичных (R_3N) аминов:

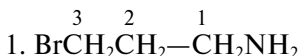


метилэтиламин

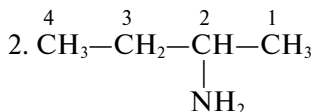


триэтиламин

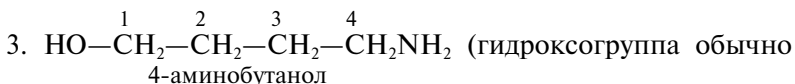
По систематической номенклатуре (правилам ИЮПАК), как всегда, исходят из наименования углеводорода с наиболее длинной цепью углеродных атомов. Положение заместителя (аминогруппы) отмечается номером ближайшего углеродного атома, например:



3-бромпропиламин

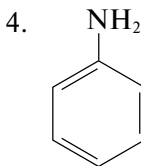


2-аминобутан

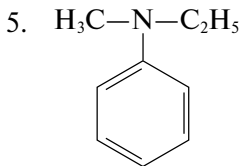


4-аминобутанол

имеет преимущество перед аминогруппой).



фениламин

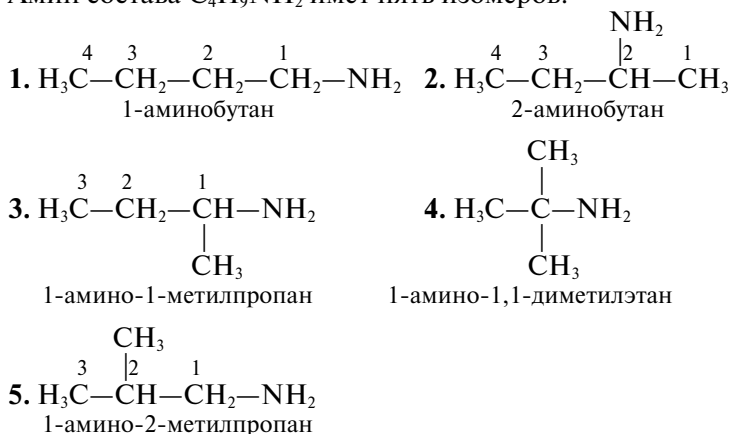


метилэтил-
фениламин

Вопросы и ответы

**Сколько изомеров имеет амин состава $\text{C}_4\text{H}_9\text{NH}_2$?
Напишите их структурные формулы и назовите по систематической номенклатуре.**

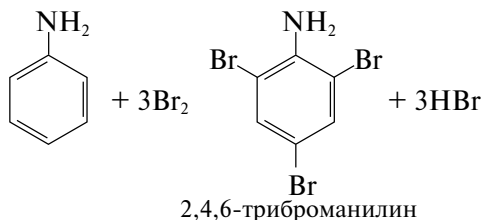
Амин состава $C_4H_9NH_2$ имеет пять изомеров.



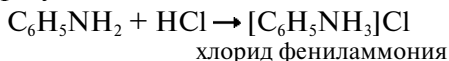
С какими из следующих веществ будет взаимодействовать ароматический амин-анилин:

1) Br_2 ; 2) HCl ; 3) HNO_2 ; 4) HNO_3 ; 5) H_2 ?

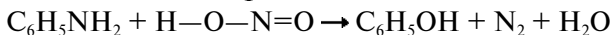
1. Анилин легко взаимодействует в растворах с бромом:



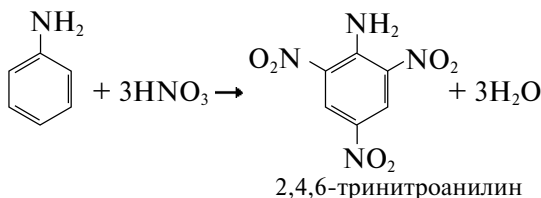
2. Анилин образует соли с сильными кислотами:



3. Со слабой азотистой кислотой HNO_2 анилин образует гидроксильное соединение — фенол:



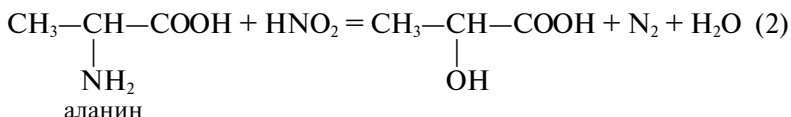
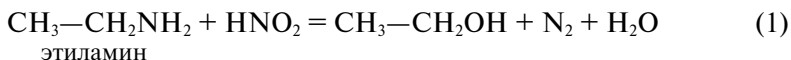
4. С сильной азотной кислотой анилин легко вступает в реакцию при обычных условиях:



5. $C_6H_5NH_2$ с водородом не взаимодействует.

Какова массовая доля (%) веществ в смеси, если при действии азотистой кислоты на 12,2 г смеси этиламина и аланина выделилось 4,48 л азота?

Азотсодержащие органические вещества смеси взаимодействуют с азотистой кислотой по уравнениям:



Обозначим массу этиламина через x (г), тогда масса аланина составит $(12,2 - x)$ г. Определяем объем азота, выделившегося при взаимодействии с x г этиламина:

$$\begin{array}{ll} 45 \text{ г этиламина выделяют } 22,4 \text{ л азота} & y = 22,4x / 45 \\ x \text{ г этиламина выделяют } y \text{ азота} & \end{array}$$

Определим объем азота, выделившегося при взаимодействии с $(12,2 - x)$ г аланина:

$$\begin{array}{ll} 77 \text{ г аланина выделяют } 22,4 \text{ л азота} & \\ (12,2 - x) \text{ аланина выделяют } z \text{ азота} & \\ z = 22,4 \text{ л} \cdot (12,2 - x) / 77 \text{ г} & \end{array}$$

Зная, что $y + z = 44,8$ л, составляем уравнение с одним неизвестным:

$$\begin{aligned} 2,4x / 45 + 22,4 \cdot (12,2 - x) / 77 &= 4,48, \text{ отсюда } x = 4,5, \\ \text{следовательно, в смеси } 4,5 \text{ г этиламина, а аланина } (12,2 - 4,5) \text{ г} &= 7,7 \text{ г, т. е. массовая доля этиламина в смеси равна } 4,5 / 12,2 \times \\ \times 100\% = 36,9\%; \text{ аланина: } 7,7 / 12,2 \cdot 100\% &= 63,1\%. \end{aligned}$$

1. Растворимость кислот, оснований и солей в воде¹

Кислоты																					Анионы		
H ⁺	K ⁺	Na ⁺	NH ₄ ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Ni ²⁺	Co ²⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Ag ²⁺	Hg ⁺	Hg ²⁺	Pb ²⁺	Sn ²⁺	Cu ²⁺			
	р	р	р↑	р	м	н	н	н	н	н	н	н	н	н	х	х	х	н	н	н			
р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	н	н	р	м'	р			
р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	н	н	н	м'	р			
р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	х	р	р	р	р	р	н	н	м	м'	х			
р↑	р	р	р	—	—	—	—	—	н	н	н	н	н	н	н	н	н	н	н	н			
р↑	р	р	р	н	н	н	х	х	н	х	н	н	н	н	н	х	х	н	х	х			
р	р	р	р	н	м	р	р	р	р	р	р	р	р	р	м	м	—	н	р	р			
р	р	р	р	н	н	н	н	н	н	н	н	н	н	н	н	н	н	н	н	н			
р↑	р	р	р	н	н	н	х	х	н	х	н	н	н	н	н	н	х	н	х	х			
н	р	р	х	н	н	—	—	—	—	—	—	—	—	—	х	х	х	—	—	—			
р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	—	р			

¹ р — растворимое вещество (более 1 г в 100 г воды); м — малорастворимое (от 0,01 до 1 г в 100 г воды); н — практически нерастворимое (менее 0,01 г в 100 г воды); «—» — вещество существует, но не может быть получено с помощью реакций обмена в водных растворах; х — вещество не существует; ↑ — вещество выделяется в виде газа или распадается с выделением газа; ' — растворимость вещества значительно повышается в горячей воде.

2. Относительные молекулярные массы неорганических соединений (округленные)

Катионы, анионы и их атомные массы	39,0	23,0	137,0	40,0	24,0	27,0	52,0	56,0	56,0	55,0	65,0	108,0	201,0	201,0	64,0	207,0	209,0	119,0	1,0	18,0
	K ⁺	Na ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Ag ⁺	Hg ²⁺	Hg ⁺	Cu ²⁺	Pb ²⁺	Bi ³⁺	Sn ²⁺	H ⁺	NH ₄ ⁺
17,0 OH ⁻	56	40	171	74	58	78	103	90	107	89	99	125	235	218	98	214	260	153	18	35
35,5 Cl ⁻	74,5	58,5	208	111	95	133,5	158,5	127	162,5	126	136	143,5	272	236,5	135	278	315,5	190	36,5	53,5
32,0 S ²⁻	110	78	169	72	56	150	200	88	208	87	97	248	233	434	96	239	514	151	34	68
127,0 I ⁻	166	150	391	294	278	408	433	310	437	309	319	235	455	328	318	461	590	373	128	145
80,0 Br ⁻	119	103	297	200	184	267	292	216	296	215	225	188	361	281	224	367	449	289	81	98
80,0 SO ₃ ²⁻	158	126	217	120	104	294	344	136	352	135	145	296	281	482	144	287	658	199	82	116
96,0 SO ₄ ²⁻	174	142	233	136	120	342	392	152	400	151	161	312	297	498	160	303	706	215	98	132
95,0 PO ₄ ³⁻	212	164	601	310	262	122	147	358	151	355	385	419	793	698	382	811	304	547	98	149
60,0 CO ₃ ²⁻	138	106	197	100	84	234	284	116	292	115	125	276	261	462	124	267	598	179	62	96
76,0 SiO ₃ ²⁻	154	122	213	116	100	282	332	132	340	131	141	292	277	478	140	283	646	195	78	112
62,0 NO ₃ ⁻	101	85	261	164	148	213	238	180	242	179	189	170	325	263	188	331	395	243	63	80
59,0 H ₃ CO ₃ ²⁻	98	82	255	158	142	204	229	174	233	173	183	167	319	260	182	325	386	237	60	77
16,0 O ²⁻	94	62	153	56	40	102	152	72	160	71	81	232	217	418	80	223	466	135	—	—

3. Относительные молекулярные массы некоторых органических соединений (округленные)

Группа химических соединений	Химическая формула	Молекулярная масса	$-\text{CH}_3$ 15	$-\text{C}_2\text{H}_5$ 29	$-\text{C}_3\text{H}_7$ 43	$-\text{C}_4\text{H}_9$ 57	$-\text{C}_6\text{H}_5$ 77	$-\text{C}_3\text{H}_{35}$ 239	$\begin{array}{c} \\ \text{CH}_2-\text{CH}-\text{CH}_2 \\ \end{array}$ 41	$-\text{CH}_2\text{NH}_2$ 30	$-\text{CH}_2\text{NH}_2$ 30
Углеводороды:											
а) предельные	$\text{H}-$	1,0	16,0	30,0	44,0	8,0	—	—	—	—	—
б) этиленовые	$\text{CH}_2=\text{CH}-$	27,0	42,0	56,0	70,0	84,0	104,0	—	—	—	—
в) ацетиленовые	$\text{CH}\equiv\text{C}-$	25,0	40,0	54,0	68,0	82,0	102,0	—	—	—	—
Галогенопроизводные углеводородов	$\text{Cl}-$	35,5	50,5	64,5	78,5	92,5	112,0	—	—	—	—
	$\text{Br}-$	80,0	95,0	109,0	123,0	137,0	157,0	—	—	—	—
	$\text{I}-$	127,0	142,0	156,0	170,0	184,0	204,0	—	—	—	—
Ароматические углеводороды	$-\text{C}_6\text{H}_5$	77,0	92,0	106,0	120,0	134,0	154,0	—	—	—	—
Спирты и фенолы	$\text{OH}-$	17,0	32,0	46,0	60,0	74,0	94,0	—	92,0	—	—
Простые эфиры	$\text{C}_2\text{H}_5-\text{O}-$	45,0	60,0	74,0	88,0	102,0	122,0	—	—	—	—
Альдегиды	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \diagup \\ \text{C} \\ \diagdown \\ \text{H} \end{array}$	29,0	44,0	58,0	72,0	96,0	106,0	—	—	—	—
Карбоновые кислоты	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \diagup \\ \text{C} \\ \diagdown \\ \text{OH} \end{array}$	45,0	60,0	74,0	88,0	102,0	122,0	284,0	—	+75,0	89,0
Сложные эфиры	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{C} \\ \\ \text{O}-\text{CH}_3 \end{array}$	59,0	74,0	88,0	102,0	116,0	—	—	—	—	—
	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{C} \\ \\ \text{O}-\text{C}_2\text{H}_5 \end{array}$	73,0	88,0	102,0	116,0	130,0	—	—	—	—	—
Нитросоединения	$-\text{NO}_2$	46,0	—	—	—	—	123,0	—	—	—	—
Амины первичные	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \diagup \\ \text{N} \\ \diagdown \\ \text{H} \end{array}$	16,0	31,0	45,0	59,0	73,0	93,0	—	—	—	—
Сульфокислоты	$-\text{HSO}_3$	81,0	—	—	—	—	158,0	—	—	—	—

4. Периодическая система

Периоды	Ряды	ГРУППЫ				
		I	II	III	IV	V
1	I	H 1,00794 ВОДОРОД				
2	II	Li 6,94 ЛИТИЙ	Be 9,01218 ЛИТИЙ	B 10,81 БОР	C 12,011 УГЛЕРОД	N 14,0067 АЗОТ
3	III	Na 22,98977 НАТРИЙ	Mg 24,305 МАГНИЙ	Al 26,98154 АЛЮМИНИЙ	Si 28,085 КРЕМНИЙ	P 30,97376 ФОСФОР
4	IV	K 39,098 КАЛИЙ	Ca 40,08 КАЛЬЦИЙ	Sc 44,9559 СКАНДИЙ	Ti 47,90 ТИТАН	V 50,9415 ВАНАДИЙ
	V	Cu 63,54 МЕДЬ	Zn 65,38 ЦИНК	Ga 69,72 ГАЛЛИЙ	Ge 72,5 ГЕРМАНИЙ	As 74,9216 МЫШЬЯК
5	VI	Rb 85,467 РУБИДИЙ	Sr 87,62 СТРОНЦИЙ	Y 88,9059 ИТТРИЙ	Zr 91,22 ЦИРКОНИЙ	Nb 92,9064 НИОБИЙ
	VII	Ag 107,8682 СЕРЕБРО	Cd 112,41 КАДМИЙ	In 114,82 ИНДИЙ	Sn 118,6 ОЛОВО	Sb 121,7 СУРЬМА
6	VIII	Cs 132,9054 ЦЕЗИЙ	Ba 137,33 БАРИЙ	La-Lu * ЛАНТАНОИДЫ	Hf 178,4 ГАФНИЙ	Ta 180,947 ТАНТАЛ
	IX	Au 196,9665 ЗОЛОТО	Hg 200,5 РТУТЬ	Tl 204,3 ТАЛЛИЙ	Pb 207,2 СВИНЕЦ	Bi 208,9804 ВИСМУТ
7	X	Fr 223,02 ФРАНЦИЙ	Ra 226,0254 РАДИЙ	Ac-(Lr) ** ЛАНТАНОИДЫ	Ku [261] КУРЧАТОВИЙ	(Ns) [262] (НИЛЬСБОРИЙ)

La ⁵⁷ 138,905 5d ¹ 6s ² ЛАНТАН	Ce ⁵⁸ 140,12 4f ¹ 6s ² ЦЕРИЙ	Pr ⁵⁹ 140,9077 4f ² 6s ² ПРАЗЕОДИМ	Nd ⁶⁰ 144,2 4f ³ 6s ² НЕОДИМ	Pm ⁶¹ [145] 4f ⁴ 6s ² ПРОМЕТИЙ	Sm ⁶² 150,4 4f ⁵ 6s ² САМАРИЙ	Eu ⁶³ 151,96 4f ⁶ 6s ² ЕВРОПИЙ	Gd ⁶⁴ 157,2 4f ⁷ 5d ¹ 6s ² ГАДОЛИНИЙ
Tb ⁶⁵ 158,9254 4f ⁹ s ² ТЕРБИЙ	Dy ⁶⁶ 162,5 4f ¹⁰ 6s ² ДИСПРОЗИЙ	Ho ⁶⁷ 164,9304 4f ¹¹ 6s ² ГОЛЬМИЙ	Er ⁶⁸ 167,26 4f ¹² 6s ² ЭРБИЙ	Tm ⁶⁹ 168,9342 4f ¹³ 6s ² ТУЛИЙ	Yb ⁷⁰ 173,0 4f ¹⁴ 6s ² ИТТЕРБИЙ	Lu ⁷¹ 174,96 5d ¹ 6s ² ЛЮТЕЦИЙ	

элементов Д. И. Менделеева

ЭЛЕМЕНТОВ					Ряды	Периоды
VI	VII	VIII				
	<div>II</div>	<div>2He4,00260ГЕЛИЙ</div>			I	1
<div>8O15,999</div> <div>6 2p⁴2</div> <div>КИСЛОРОД</div>	<div>9F18,998403</div> <div>7 2p⁵2</div> <div>ФТОР</div>	<div>10Ne20,179</div> <div>8 2p⁶2</div> <div>НЕОН</div>			II	2
<div>16S32,06</div> <div>6 3p⁴2</div> <div>СЕРА</div>	<div>17Cl35,453</div> <div>7 3p⁵2</div> <div>ХЛОР</div>	<div>18Ar39,948</div> <div>8 3p⁶2</div> <div>АРГОН</div>			III	3
<div>24Cr51,996</div> <div>3d⁴4s¹13</div> <div>ХРОМ</div>	<div>25Mn54,9380</div> <div>3d⁵4s²13</div> <div>МАРГАНЕЦ</div>	<div>26Fe55,84</div> <div>3d⁶4s²14</div> <div>ЖЕЛЕЗО</div>	<div>27Co58,9332</div> <div>3d⁷4s²15</div> <div>КОБАЛЬТ</div>	<div>28Ni58,70</div> <div>3d⁸4s²16</div> <div>НИКЕЛЬ</div>	IV	4
<div>34Se78,9</div> <div>4p⁴2</div> <div>СЕЛЕН</div>	<div>35Br79,904</div> <div>4p⁵2</div> <div>БРОМ</div>	<div>36Kr83,80</div> <div>4p⁶2</div> <div>КРИПТОН</div>				
<div>42Mo95,94</div> <div>4d⁵5s¹13</div> <div>МОЛИБДЕН</div>	<div>43Tc98,9062</div> <div>4d⁵5s²13</div> <div>ТЕХНЕЦИЙ</div>	<div>44Ru101,0</div> <div>4d⁷5s¹15</div> <div>РУТЕНИЙ</div>	<div>45Rh102,9055</div> <div>4d⁸5s¹16</div> <div>РОДИЙ</div>	<div>46Pd106,4</div> <div>4d¹⁰5s⁰18</div> <div>ПАЛЛАДИЙ</div>	VI	5
<div>52Te127,6</div> <div>5p⁴2</div> <div>ТЕЛЛУР</div>	<div>53I126,9045</div> <div>5p⁵2</div> <div>ЙОД</div>	<div>54Xe131,29</div> <div>5p⁶2</div> <div>КСЕНОН</div>			VII	
<div>74W183,8</div> <div>5d⁴6s²12</div> <div>ВОЛЬФРАМ</div>	<div>75Re186,207</div> <div>5d⁵6s²12</div> <div>РЕНИЙ</div>	<div>76Os190,2</div> <div>5d⁶6s²14</div> <div>ОСМИЙ</div>	<div>77Ir192,2</div> <div>5d⁷6s²15</div> <div>ИРИЙ</div>	<div>78Pt195,0</div> <div>5d⁹6s¹17</div> <div>ПЛАТИНА</div>	VIII	6
<div>84Po</div> <div>6p⁴2</div> <div>ПОЛОНИЙ</div>	<div>85At</div> <div>6p⁵2</div> <div>АСТАТ</div>	<div>86Rn222,02</div> <div>6p⁶2</div> <div>РАДОН</div>			IX	
<div>Атомная масса</div> <div>Распределение электронов по застраивающимся и последующим построением подуровням</div> <div><div>U</div><div>238,02</div><div>5f³6d¹7s²</div><div>УРАН</div></div>					X	7

** АКТИНОИДЫ

<div>89Ac</div> <div>227,03</div> <div>6d¹7s²</div> <div>АКТИНИЙ</div>	<div>90Th</div> <div>232,0381</div> <div>6d²7s²</div> <div>ТОРИЙ</div>	<div>91Pa</div> <div>231,0359</div> <div>5f²6d¹7s²</div> <div>ПРОТАКТИНИЙ</div>	<div>92U</div> <div>238,02</div> <div>5f³6d¹7s²</div> <div>УРАН</div>	<div>93Np</div> <div>237,0482</div> <div>5f⁴6d¹7s²</div> <div>НЕПУТУНИЙ</div>	<div>94Pu</div> <div>244,06</div> <div>5f⁶7s²</div> <div>ПЛУТОНИЙ</div>	<div>95Am</div> <div>243,06</div> <div>5f⁷7s²</div> <div>АМЕРИЦИЙ</div>	<div>96Cm</div> <div>247</div> <div>5f⁷6d¹7s²</div> <div>КЮРИЙ</div>
<div>97Bk</div> <div>247,07</div> <div>5f⁹6d¹7s²</div> <div>БЕРКЛИЙ</div>	<div>98Cf</div> <div>251,08</div> <div>5f¹⁰7s²</div> <div>КАЛИФОРНИЙ</div>	<div>99Es</div> <div>252,08</div> <div>5f¹¹7s²</div> <div>ЭЙНШТЕЙНИЙ</div>	<div>100Fm</div> <div>257,095</div> <div>5f¹²7s²</div> <div>ФЕРМИЙ</div>	<div>101Md</div> <div>258,097</div> <div>5f¹³7s²</div> <div>МЕНДЕЛЕВИЙ</div>	<div>(No)¹⁰²</div> <div>259,10</div> <div>5f¹⁴7s²</div> <div>(НОБЕЛИЙ)</div>	<div>(Lr)¹⁰³</div> <div>260,106</div> <div>5f¹⁴6d¹7s²</div> <div>(ЛОУРЕНСИЙ)</div>	

СОДЕРЖАНИЕ

Предисловие	3
-------------------	---

Раздел I ОБЩАЯ ХИМИЯ

Глава 1. Основные классы химических соединений ...	4
Глава 2. Растворы	18

Раздел II НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Глава 3. Металлы	58
I группа (главная и побочная подгруппы)	58
II группа (главная и побочная подгруппы)	61
III группа (главная подгруппа)	67
VI группа (побочная подгруппа)	69
VII группа (побочная подгруппа)	71
VIII группа (побочная подгруппа)	73
Глава 4. Неметаллы	77
VII группа (главная подгруппа)	77
VI группа (главная подгруппа)	81
V группа (главная подгруппа)	83
IV группа (главная подгруппа)	89

Раздел III ОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Глава 5. Предельные и непредельные органические соединения	95
Ароматические углеводороды (арены). Бензол	113
Глава 6. Кислородосодержащие органические соединения	118
Глава 7. Азотсодержащие органические соединения	133
Приложения	139