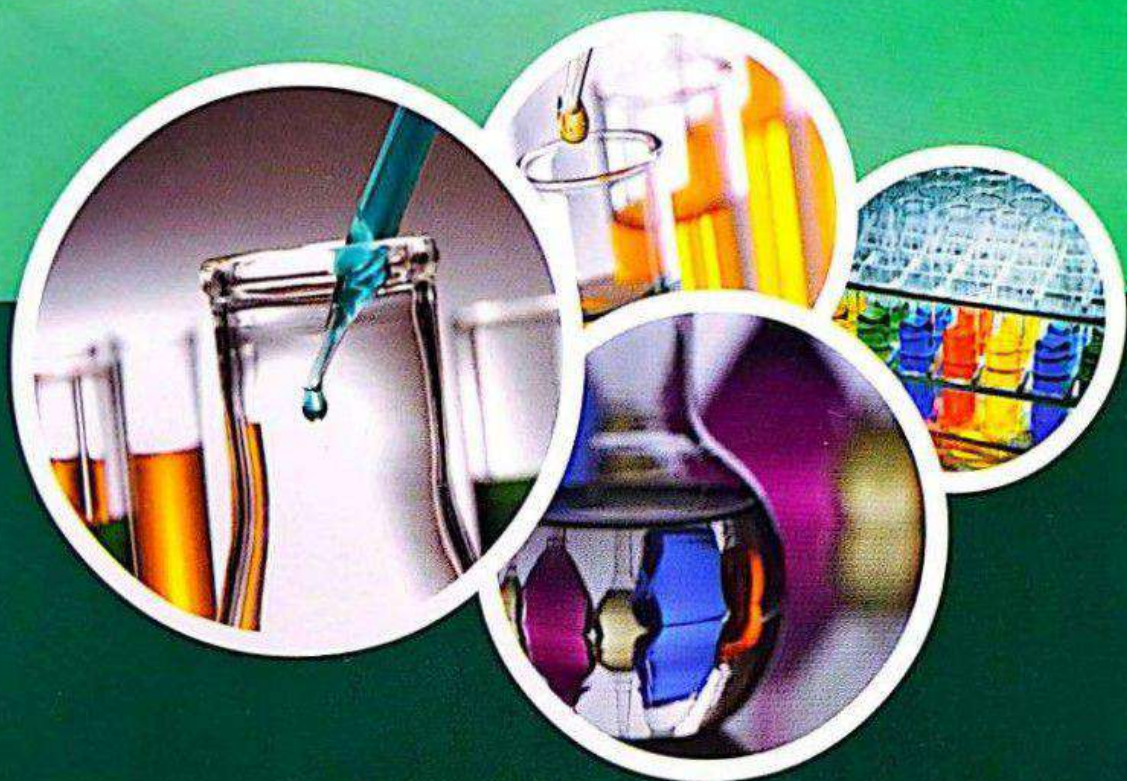


■ В. В. Болтromeюк

НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ



ПОСОБИЕ ДЛЯ ПОДГОТОВКИ
К ЦЕНТРАЛИЗОВАННОМУ
ТЕСТИРОВАНИЮ



Тетра ЛИТ

В. В. Болтromeюк

НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

**Пособие для подготовки
к централизованному тестированию**

Минск
«Тетралит»

УДК 546(075.3/.4)

ББК 24.1я721

Б79

Автор

кандидат химических наук, доцент, зав. кафедрой общей и биоорганической химии Гродненского государственного медицинского университета *В. В. Болтроеюк*

Рецензент

кандидат химических наук, доцент кафедры биоорганической химии Белорусского государственного медицинского университета
В. В. Пинчук

Болтроеюк, В. В.

Б79 Неорганическая химия : пособие для подготовки к централизованному тестированию / В. В. Болтроеюк. – Минск : Тетралит, 2019. – 288 с.

ISBN 978-985-7171-24-8.

Пособие предназначено для углубленного изучения школьного курса химии и подготовки к централизованному тестированию. Может быть использовано при изучении химии в общеобразовательных школах, в специализированных классах лицеев и гимназий.

Для абитуриентов, школьников, учителей и репетиторов.

УДК 546(075.3/.4)

ББК 24.1я721

ISBN 978-985-7171-24-8

© Болтроеюк В. В., 2013

© Оформление. ЧИУП «Тетралит», 2018



ПРЕДИСЛОВИЕ

В пособии изложены основные химические свойства неорганических соединений, входящих в «Программу по химии для поступающих в высшие учебные заведения Республики Беларусь».

Особое внимание уделяется классификации неорганических соединений и общим химическим свойствам четырех важнейших классов – оксидам, основаниям, кислотам и солям. В дальнейшем на базе этого материала рассматриваются химические свойства аналогичных индивидуальных соединений, образованных конкретными элементами, с учетом их специфических свойств. Кроме того, дана как общая характеристика металлов и неметаллов, так и характеристика важнейших групп этих элементов, а также рассмотрены свойства отдельных химических элементов и образуемых ими простых веществ.

При изложении материала автор старался не выходить за рамки курса средней школы.

Свойства элементов (значения валентности, степени окисления, формы и свойства их важнейших соединений) рассматриваются в тесной взаимосвязи с электронным строением атомов этих элементов.

Описание химических реакций дается с учетом анализа их характера, условий и среды протекания. Для многих сложных многостадийных процессов наряду с суммарным уравнением предложен вероятный механизм их осуществления.

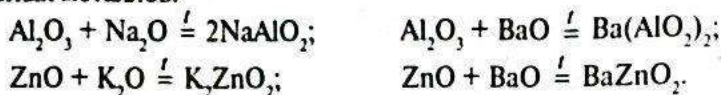
В пособии приведены основные методы получения (как в лабораторных, так и в промышленных условиях) рассматриваемых соединений, а также важнейшие направления их применения.

Основная цель пособия – систематизировать и обобщить знания по неорганической химии в процессе подготовки к вступительному экзамену.

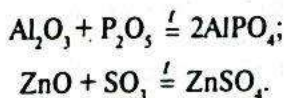
Автор будет весьма признателен всем, кто в той или иной форме выскажет свои критические замечания и советы, которые помогут улучшить пособие.

В отличие от кислотных, амфотерные оксиды с водой не реагируют. Соответствующие им гидроксиды получают косвенным путем.

Проявляя свойства кислотных оксидов, амфотерные оксиды при сплавлении реагируют с оксидами щелочных и щелочноземельных металлов:

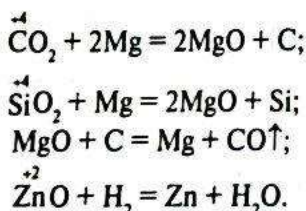


Как и основные, амфотерные оксиды реагируют при нагревании с кислотными оксидами, образуя соли соответствующих им кислот, например:

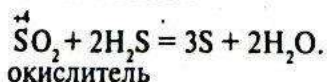
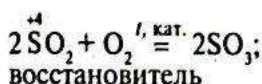
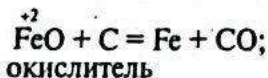
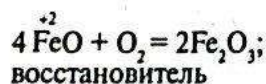


ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ СВОЙСТВА ОКСИДОВ

Оксиды, независимо от своей принадлежности к той или иной группе, могут принимать участие в окислительно-восстановительных реакциях. Если атомы элемента, образующего оксид, находятся в нем в своей высшей степени окисления, то такой оксид будет выступать только в роли окислителя:

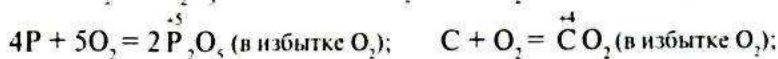
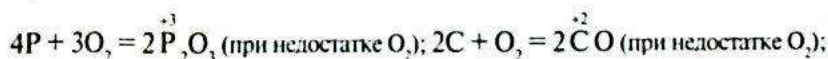


Если же атомы элемента, образующего оксид, находятся в промежуточной степени окисления, то такой оксид будет проявлять окислительно-восстановительную двойственность:



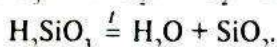
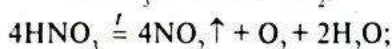
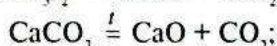
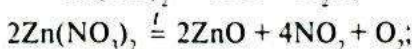
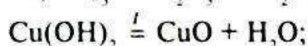
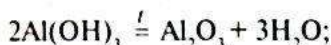
МЕТОДЫ ПОЛУЧЕНИЯ ОКСИДОВ

Оксиды большинства элементов можно получить при непосредственном взаимодействии с O_2 образуемых ими простых веществ:

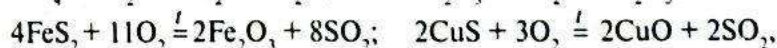
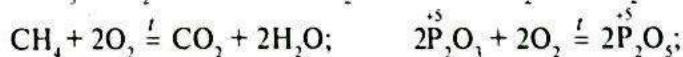
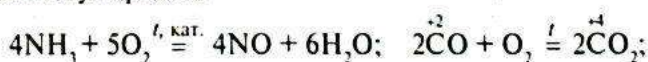


Исключение составляют только оксиды галогенов и азота (кроме NO).

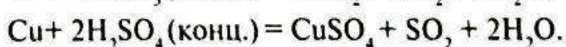
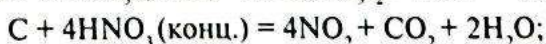
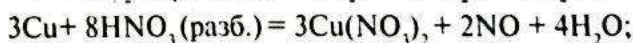
Оксиды практически всех элементов можно получить при разложении сложных кислородосодержащих соединений: оснований, солей, кислот:



Оксиды многих элементов образуются в результате реакций горения сложных неорганических и органических соединений, обжига сульфидов:



действия кислот окислителей (H_2SO_4 (конц.), HNO_3) на металлы и неметаллы:



ОБЩАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА ЭЛЕМЕНТОВ VIIA-ГРУППЫ

НАХОЖДЕНИЕ В ПРИРОДЕ

В VIIA-группу входят следующие элементы: *фтор* F, *хлор* Cl, *бром* Br, *йод* I, *астат* At, — которые носят общее название *галогены*, что буквально означает солерожающие. Они являются неметаллами и принадлежат к семейству *p*-элементов.

Галогены (кроме астата) широко встречаются в природе. Астат же получают главным образом искусственным путем. Общее содержание астата в слое земной коры толщиной 1,6 км оценивается примерно в 70 мг. Он радиоактивен (период полураспада самого устойчивого изотопа равен 8,1 ч), мало изучен, поэтому мы его рассматривать не будем.

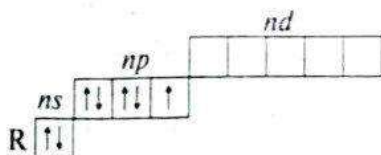
Галогены в природе в свободном виде не встречаются и существуют только в связанном виде, т. е. в виде соединений с другими элементами. Наиболее распространены в природе хлор и фтор, их содержание составляет 0,19 и 0,03 % от массы земной коры соответственно.

Соединения хлора и фтора в виде различных минералов образуют на суше самостоятельные месторождения. Для хлора важнейшими природными минералами являются *каменная соль* NaCl, *карналлит* KCl · MgCl₂ · 6 H₂O, *сильвинит* KCl · NaCl. Наиболее известными минералами фтора являются *флюорит*, или *плавиковый шпат* CaF₂, *криолит* Na₃AlF₆, *фторопатит* 3Ca₃(PO₄)₂ · CaF₂.

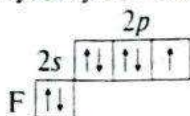
Бром и йод являются рассеянными элементами, месторождений своих минералов не образуют. В значительных количествах бром и йод наряду с остальными галогенами в виде различных солей содержатся в морской воде, откуда они активно усваиваются водорослями.

СТРОЕНИЕ АТОМОВ ГАЛОГЕНОВ, ИХ ФИЗИЧЕСКИЕ И ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА

Атомы всех галогенов содержат на внешнем электронном слое по 7 электронов, строение которого можно представить следующим образом:



Фтор отличается от остальных галогенов тем, что у него на внешнем электронном слое отсутствует d -подуровень.



Некоторые физические характеристики атомов галогенов представлены в табл. 2.

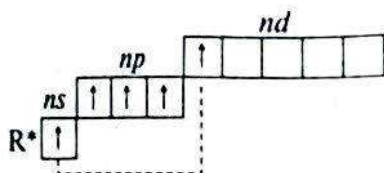
Таблица 2

Сравнительные характеристики некоторых физических свойств галогенов и образуемых ими простых веществ

Элемент	F	Cl	Br	I
Орбитальный радиус атома, нм	0,040	0,073	0,085	0,105
Первая энергия ионизации ($G^0 - 1e^- \rightarrow G^+$), кДж/моль	1681	1251	1142	1008
Сродство к электрону, кДж/моль	332,7	348,7	325	297
Электроотрицательность по Полингу	4,0	3,0	2,8	2,5
Энергия связи в молекуле простого вещества G_2 , кДж/моль	158	239	190	149
Длина связи в молекуле простого вещества, нм	0,142	0,199	0,228	0,206
Температура плавления простых веществ, °С	-219,7	-101,03	-7,25	113,6

В обычном состоянии элементы VIIA-группы имеют на внешнем слое по одному неспаренному электрону, поэтому с другими атомами они могут образовать только одну ковалентную связь по обменному механизму (валентность в этом случае будет равна 1). При возбуждении число неспаренных электронов у галогенов (кроме F) увеличивается до 3, 5 или 7 за счет распаривания электронных пар.

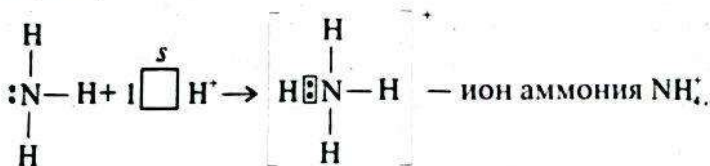
гут образовывать по обменному механизму три ковалентные связи с другими атомами и их валентность в этом случае будет равна трем. В возбужденном состоянии количество неспаренных электронов может увеличиваться до 5 за счет распаривания электронной пары



Соответственно и валентность в этом случае тоже будет равна 5.

У азота электронная пара не может распариться, поэтому его атомы в соединениях образуют только три ковалентные связи по обменному механизму. Однако в ряде веществ (NH_4Cl , HNO_3 и т. д.) валентность азота может быть равна 4. Дополнительная четвертая связь в этом случае возникает по донорно-акцепторному механизму, причем атомы N выступают в роли донора электронной пары.

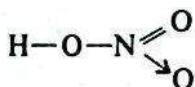
Например:



Элементы VA-группы в соединениях проявляют как положительную, так и отрицательную степень окисления.

Положительную степень окисления эти элементы проявляют при взаимодействии с атомами более электроотрицательных элементов, чем сами. В этом случае они выступают в роли восстановителей и отдают другим атомам неспаренные электроны со своего внешнего слоя. Величина степени окисления при этом будет равна +3 (в стационарном состоянии) или +5 (в возбужденном состоянии).

Атомы азота также могут проявлять степень окисления +5, образуя четыре ковалентные связи (три по обменному механизму и одну по донорно-акцепторному), как, например, в молекуле азотной кислоты:



При образовании ковалентной связи по донорно-акцепторному механизму они отдают более электроотрицательному атому кислорода не один неспаренный электрон, а сразу два (т. е. готовую электронную пару).

Отрицательную степень окисления элементы VA-группы проявляют при взаимодействии с атомами менее электроотрицательных элементов, чем сами. В этом случае они выступают в роли окислителя и забирают от других атомов три недостающих до завершения своего внешнего слоя электрона. Величина степени окисления при этом равна -3 .

С водородом элементы VA-группы образуют газообразные соединения вида: $\overset{-3}{\text{R}}\overset{+1}{\text{H}}_3$.

Из-за меньшей разницы в электроотрицательности связь R—H у элементов данной группы менее полярная и более крепкая, чем связи в аналогичных соединениях с водородом у галогенов и халькогенов. По этой причине водородные соединения пниктогенов не обладают кислотными свойствами и не отщепляют в водном растворе ионы H^+ . При растворении в воде они, наоборот, могут присоединять к себе ион H^+ по донорно-акцепторному механизму, проявляя тем самым основные свойства:



Однако такая реакция характерна лишь для NH_3 . Фосфин (PH_3) может присоединять к себе ион водорода только в растворах сильных кислот. Для водородных соединений других элементов подгруппы подобные реакции практически не наблюдаются.

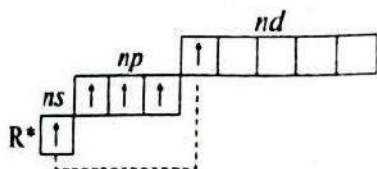
Термическая устойчивость водородных соединений в группе сверху вниз уменьшается. Арсин (AsH_3), стибин (SbH_3) при слабом нагревании легко распадаются с образованием простых веществ. Висмутин (BiH_3) неустойчив уже при обычных условиях, его достаточно сложно получить и поэтому он мало изучен.

Водородные соединения элементов VA-группы являются сильными восстановителями, особенно BiH_3 , и обладают токсическими свойствами.

С кислородом пниктогены образуют оксиды вида R_2O_3 и R_2O_5 . Кислотный характер этих оксидов в группе сверху вниз уменьшается. Особенно это характерно оксидам вида R_2O_3 : N_2O_3 , P_2O_3 — кислотные оксиды, As_2O_3 — амфотерный оксид с преобладанием кислотных свойств, Sb_2O_3 — амфотерный оксид с преобладанием основных свойств, Bi_2O_3 — основной оксид. Такой характер изменения кислотности оксидов объясняется увеличением металлических и уменьшением неметаллических свойств у элементов в группе сверху вниз.

Кислотным оксидам элементов данной группы соответствуют метакислоты: $\overset{+3}{\text{H}}\overset{-3}{\text{R}}\text{O}_2$ или $\overset{+5}{\text{H}}\overset{-5}{\text{R}}\text{O}_3$, либо ортокислоты $\overset{+3}{\text{H}}_3\overset{-3}{\text{R}}\text{O}_3$ или $\overset{+5}{\text{H}}_3\overset{-5}{\text{R}}\text{O}_4$ (оксиды азота образуют только метакислоты HNO_2 и HNO_3).

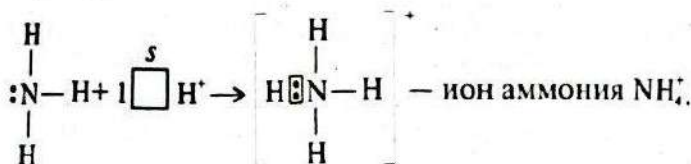
гут образовать по обменному механизму три ковалентные связи с другими атомами и их валентность в этом случае будет равна трем. В возбужденном состоянии количество неспаренных электронов может увеличиваться до 5 за счет распаривания электронной пары.



Соответственно и валентность в этом случае тоже будет равна 5.

У азота электронная пара не может распариться, поэтому его атомы в соединениях образуют только три ковалентные связи по обменному механизму. Однако в ряде веществ (NH_4Cl , HNO_3 и т. д.) валентность азота может быть равна 4. Дополнительная четвертая связь в этом случае возникает по донорно-акцепторному механизму, причем атомы N выступают в роли донора электронной пары.

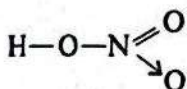
Например:



Элементы VA-группы в соединениях проявляют как положительную, так и отрицательную степень окисления.

Положительную степень окисления эти элементы проявляют при взаимодействии с атомами более электроотрицательных элементов, чем сами. В этом случае они выступают в роли восстановителей и отдают другим атомам неспаренные электроны со своего внешнего слоя. Величина степени окисления при этом будет равна +3 (в стационарном состоянии) или +5 (в возбужденном состоянии).

Атомы азота также могут проявлять степень окисления +5, образуя четыре ковалентные связи (три по обменному механизму и одну по донорно-акцепторному), как, например, в молекуле азотной кислоты:

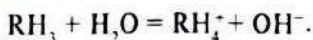


При образовании ковалентной связи по донорно-акцепторному механизму они отдают более электроотрицательному атому кислорода не один неспаренный электрон, а сразу два (т. е. готовую электронную пару).

Отрицательную степень окисления элементы VA-группы проявляют при взаимодействии с атомами менее электроотрицательных элементов, чем сами. В этом случае они выступают в роли окислителя и забирают от других атомов три недостающих до завершения своего внешнего слоя электрона. Величина степени окисления при этом равна -3 .

С водородом элементы VA-группы образуют газообразные соединения вида: $\overset{-3}{\text{R}}\overset{+1}{\text{H}}_3$.

Из-за меньшей разницы в электроотрицательности связь R—H у элементов данной группы менее полярная и более крепкая, чем связи в аналогичных соединениях с водородом у галогенов и халькогенов. По этой причине водородные соединения пниктогенов не обладают кислотными свойствами и не отщепляют в водном растворе ионы H^+ . При растворении в воде они, наоборот, могут присоединять к себе ион H^+ по донорно-акцепторному механизму, проявляя тем самым основные свойства:



Однако такая реакция характерна лишь для NH_3 . Фосфин (PH_3) может присоединять к себе ион водорода только в растворах сильных кислот. Для водородных соединений других элементов подгруппы подобные реакции практически не наблюдаются.

Термическая устойчивость водородных соединений в группе сверху вниз уменьшается. Арсин (AsH_3), стибин (SbH_3) при слабом нагревании легко распадаются с образованием простых веществ. Висмутин (BiH_3) неустойчив уже при обычных условиях, его достаточно сложно получить и поэтому он мало изучен.

Водородные соединения элементов VA-группы являются сильными восстановителями, особенно BiH_3 , и обладают токсическими свойствами.

С кислородом пниктогены образуют оксиды вида R_2O_3 и R_2O_5 . Кислотный характер этих оксидов в группе сверху вниз уменьшается. Особенно это характерно оксидам вида R_2O_5 : N_2O_5 , P_2O_5 — кислотные оксиды, As_2O_3 — амфотерный оксид с преобладанием кислотных свойств, Sb_2O_3 — амфотерный оксид с преобладанием основных свойств, Bi_2O_3 — основной оксид. Такой характер изменения кислотности оксидов объясняется увеличением металлических и уменьшением неметаллических свойств у элементов в группе сверху вниз.

Кислотным оксидам элементов данной группы соответствуют метакислоты: $\overset{+3}{\text{H}}\text{RO}_2$ или $\overset{+5}{\text{H}}\text{RO}_3$ либо ортокислоты $\overset{+3}{\text{H}}_3\text{RO}_3$ или $\overset{+5}{\text{H}}_3\text{RO}_4$ (оксиды азота образуют только метакислоты HNO_2 и HNO_3).

ОБЩАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА МЕТАЛЛОВ

Металлы составляют самую обширную группу химических элементов. В периодической системе (полудлинный вариант) они расположены левее и ниже диагонали, проведенной от бора к астату.

Элементы, расположенные на данной диагонали: В, Si, As, Te, At, — относятся к неметаллам, но могут проявлять и некоторые характерные металлические свойства, т. е. в своем поведении они проявляют некоторую двойственность.

Определенными свойствами неметаллов могут обладать и металлы, расположенные в непосредственной близости от диагонали: Be, Ge, Sb, Po. Эти элементы часто называют полуметаллами. Их наличие подчеркивает тот факт, что резкой грани между металлами и неметаллами не существует.

К металлам относятся почти все *s*-элементы (за исключением H и He), около трети *p*-элементов и все *d*- и *f*-элементы.

Металлы имеют определенное сходство в строении внешнего электронного слоя своих атомов. Как правило, на нем находятся от 1 до 3 электронов и много свободных орбиталей. Исключение составляют Sn и Pb (4 электрона); Sb и Bi (5 электронов); Po (6 электронов). Эти электроны слабо связаны с ядром, поэтому атомы металлов имеют меньшие значения энергии ионизации и энергии сродства к электрону, чем атомы неметаллов.

В связи с этим в химических реакциях с неметаллами металлы всегда выступают в роли восстановителя, отдают с внешнего слоя свои электроны и проявляют положительную степень окисления.



Чем легче атом металла отдает свои валентные электроны, тем более сильным восстановителем он является. Если расположить в ряд металлы в порядке уменьшения их восстановительной способности в водных растворах, то мы получим

так называемый ряд металлов или электрохимический ряд напряжений металлов.

Среди металлов часто выделяют определенные группы элементов, объединенные одним или несколькими общими свойствами. Так, например, различают *щелочные* (металлы IА-группы) и *щелочноземельные* (некоторые металлы IIА-группы: Ca, Ba, Sr, Ra) металлы, гидроксиды которых растворимы в H_2O .

Существует достаточно большая группа *переходных металлов*. К ним относятся все *d*-*и*-*f*-элементы. Общим свойством для всех этих металлов является то, что у них достраивается электронами не внешний слой, а предвнешний (у *d*-элементов) или третий снаружи (у *f*-элементов). Переходные металлы занимают промежуточное положение между *s*- и *p*-элементами, обладая в той или иной мере свойствами и одних и других.

В технике распространено деление металлов на черные и цветные. К черным относят железо и сплавы на его основе: чугун, различные сорта стали и др. К цветным относят все остальные металлы и сплавы.

Среди цветных металлов выделяют группу *благородных металлов*: Au, Pt, Ag, Ru, Pd, Os, Ir — подчеркивая этим их химическую инертность, устойчивость к действию кислорода воздуха, кислот и щелочей.

В земной коре металлы содержатся в разных количествах. Наиболее распространенными среди металлов являются *алюминий, железо, кальций, натрий, калий и магний*. Их массовые доли равны 8,8; 4,65; 3,38; 2,64; 2,41 и 2,35 % соответственно.

Металлы, массовая доля которых в земной коре составляет менее 0,01 %, называют редкими. К числу редких металлов относятся, например, *лантаниды*.

Если металл не образует в земной коре месторождений собственных руд, а его минералы встречаются в качестве примеси в рудах других элементов, то его относят к *рассеянным элементам*. Такими являются следующие металлы: Sc, Ga, In, Tl, Hf.

ФИЗИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА МЕТАЛЛОВ

Простые вещества, которые образуют элементы — металлы, при обычных условиях находятся в твердом агрегатном состоянии (кроме ртути) и имеют кристаллическое строение. В узлах кристаллической решетки металлов находятся нейтральные атомы и положительно заряженные ионы (обратно превращающиеся

АЛЮМИНИЙ

НАХОЖДЕНИЕ В ПРИРОДЕ

Алюминий – это металл, обладающий амфотерными свойствами. Он принадлежит к семейству *p*-элементов.

Среди всех элементов на Земле алюминий занимает 4-е место по распространенности атомов (уступает только O, H и Si) и 1-е место среди металлов. Мольная доля Al в земной коре составляет $\approx 5,5\%$.

В природе Al представлен только одним устойчивым нуклидом $^{27}_{13}\text{Al}$ и встречается лишь в связанном виде. Основная масса алюминия сосредоточена в *алюмосиликатах*, которые составляют основу большинства осадочных и горных пород. Из других соединений алюминия наибольшее промышленное значение имеют минералы *боксит* ($\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$) и *криолит* (Na_3AlF_6). Встречается в небольших количествах кристаллическая модификация Al_2O_3 в виде минерала *корунда*. Окрашенные различными примесями кристаллы Al_2O_3 образуют драгоценные камни – *рубины* и *сапфиры*.

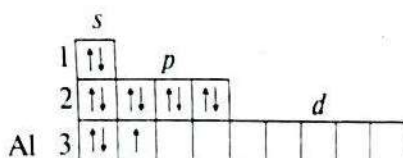
ФИЗИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ПРОСТОГО ВЕЩЕСТВА

Простое вещество алюминий – это легкоплавкий серебристо-белый металл ($t_{\text{пл}} = 660^\circ\text{C}$), легкий ($\rho = 2,7 \text{ г/см}^3$), мягкий, но механически прочный. Хорошо проводит электрический ток и теплоту (занимает 4-е место среди металлов по электропроводности). Алюминий пластичен, легко поддается механической обработке: прокатывается в фольгу, вытягивается в тонкую проволоку. Образует сплавы с другими металлами.

ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА АЛЮМИНИЯ

В таблице Менделеева элемент Al имеет порядковый номер 13 и расположен в третьем периоде, IIIA-группе. Заряд ядра – +13,

вокруг ядра вращается 13 электронов. Графическая электронная формула выглядит так:

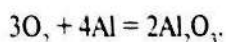


На внешнем слое у атома Al находится 3 электрона (2 спаренных и 1 неспаренный). Валентность I для Al нехарактерна, так как его электронная пара легко распаривается, поэтому во всех соединениях (кроме комплексных) Al трехвалентен.

В комплексных соединениях алюминий может проявлять валентность 6 или 4 (значительно реже). При этом дополнительные связи образуются по донорно-акцепторному механизму, причем алюминий выступает в роли акцептора электронной пары.

Как и все металлы, Al в соединениях с неметаллами проявляет только положительную степень окисления, величина которой равна +3. Таким образом, в реакциях он выступает в роли восстановителя и отдает другим атомам с внешнего слоя свои электроны.

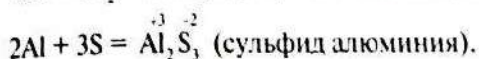
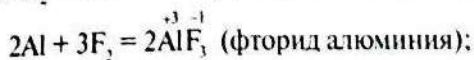
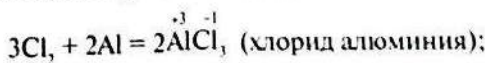
При взаимодействии с кислородом Al образует амфотерный оксид Al_2O_3 :



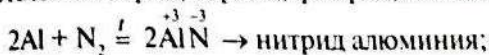
Эта реакция очень легко протекает уже при обычных условиях, в результате чего поверхность Al всегда покрыта тонкой и плотной оксидной пленкой, предохраняющей металл от коррозии и придающей ему химическую инертность.

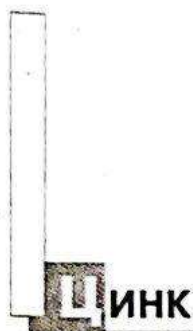
При нагревании Al горит в O_2 с образованием пламени, выделением большого количества теплоты. Температура реакционной среды может повышаться до 3000–3500 °C.

При нагревании с галогенами и серой Al образует соли соответствующих бескислородных кислот:



Взаимодействуя с N_2 , C, P, Si, алюминий при нагревании образует соответственно нитрид, карбид, фосфид, силицид:





НАХОЖДЕНИЕ В ПРИРОДЕ

Цинк — это металл, принадлежащий к семейству *d*-элементов. В природе представлен пятью устойчивыми изотопами и встречается только в связанном виде. Основными соединениями цинка, имеющими промышленное значение, являются *цинковая обманка* ZnS , *галмей* $ZnCO_3$, *цинкит* ZnO . Массовая доля цинка в земной коре составляет $\approx 8,3 \cdot 10^{-3}\%$.

ФИЗИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ЦИНКА

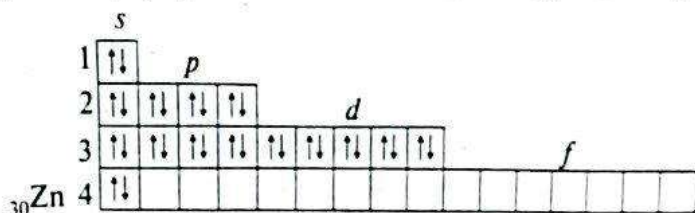
Простое вещество цинк — это голубовато-белый металл, обладающий сильным металлическим блеском. Температура плавления — 419°C , плотность — $7,13\text{ г/см}^3$. Таким образом, Zn является легкоплавким, тяжелым металлом. При обычных условиях он хрупок, не поддается механической обработке, способен превращаться в порошок при достаточно сильном воздействии. Некоторую пластичность приобретает только при нагревании в определенном интервале температур ($\approx 100\text{--}150^\circ\text{C}$).

Блестящая поверхность цинка на воздухе быстро тускнеет вследствие взаимодействия с кислородом. Образующийся тонкий и плотный слой оксида предохраняет металл от дальнейшего окисления и электрохимической коррозии. Благодаря этому покрытия из цинка часто используются для защиты металлических изделий.

ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ЦИНКА

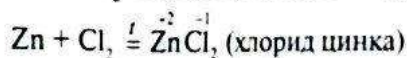
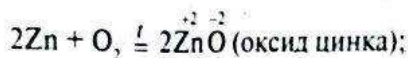
В таблице Д. И. Менделеева элемент Zn имеет порядковый номер 30 и расположен в четвертом периоде, ПВ-группе. Заряд ядра

равен +30, вокруг ядра вращается 30 электронов. Графическая электронная формула его атомов выглядит следующим образом:

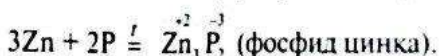
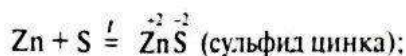


Валентными электронами для цинка являются только те, которые расположены на s-подуровне его внешнего слоя, так как предвнешний (третий) энергетический уровень полностью заполнен. В связи с этим Zn всегда проявляет степень окисления +2.

Цинк относится к металлам средней активности и при нагревании реагирует со многими неметаллами, образуя бинарные соединения:

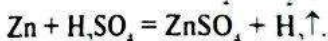
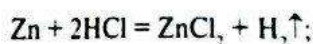


(реакция с галогенами протекает в присутствии воды);



С углеродом, кремнием, азотом и водородом цинк не взаимодействует.

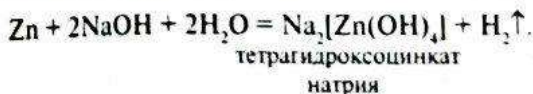
Цинк активно реагирует с растворами кислот (если при этом образуются растворимые соли):



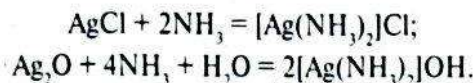
Данные реакции часто используют в лабораторной практике для получения водорода.

С водой ни при обычных условиях, ни при нагревании Zn не взаимодействует из-за прочной оксидной пленки, образующейся на его поверхности.

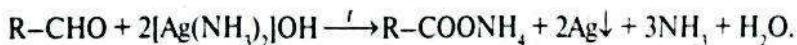
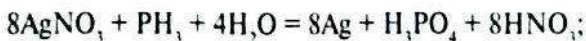
Однако в щелочной среде реакция возможна, так как оксидная пленка превращается в растворимое комплексное соединение:



Нерастворимые соли серебра, а также его оксид Ag_2O можно перевести в растворенное состояние с помощью водного раствора NH_3 за счет реакции комплексообразования:



Растворы солей серебра, а также аммиачный раствор Ag_2O проявляют окислительные свойства:



Водные растворы солей серебра (даже сильно разбавленные) обладают выраженными дезинфицирующими свойствами.

СПОСОБЫ ПОЛУЧЕНИЯ СЕРЕБРА И ЕГО ПРИМЕНЕНИЕ

Серебро в промышленности получают в результате комплексной переработки полиметаллических руд, в ходе которой мельчайшие частицы самородного серебра, а также его нерастворимые соединения переводят в раствор с помощью комплексообразующих реагентов. Металлическое серебро из него затем выделяют путем электролиза или с помощью методов гидрометаллургии.

Из серебра изготавливают посуду, предметы домашнего обихода, ювелирные украшения, а также хирургические инструменты. Его используют как хороший проводник в приборостроении, в качестве покрытия для защиты металлических изделий от коррозии. В значительном количестве различные соединения серебра применяются в фотографии, лабораторной практике, медицине.



СОДЕРЖАНИЕ

Предисловие	3
Классификация неорганических соединений	4
Оксиды	6
Физические свойства оксидов	6
Названия оксидов	7
Химические свойства кислотных оксидов	8
Химические свойства основных оксидов	9
Химические свойства амфотерных оксидов	11
Окислительно-восстановительные свойства оксидов	12
Методы получения оксидов	13
Пероксиды и надпероксиды	14
Основания	16
Классификация и физические свойства оснований	16
Номенклатура оснований	18
Химические свойства оснований	18
Методы получения оснований	22
Кислоты	23
Определение кислот, их классификация и физические свойства	23
Названия кислот	25
Химические свойства кислот	27
Методы получения кислот	30
Соли	32
Определение солей, их классификация, физические свойства и номенклатура	32
Химические свойства солей	36
Способы получения солей	39
Общая характеристика неметаллов	41

Водород.....	44
Нахождение в природе.....	44
Физические свойства простого вещества.....	45
Получение водорода.....	45
Химические свойства водорода.....	47
Применение водорода.....	51
Общая характеристика элементов VIIA-группы.....	52
Нахождение в природе.....	52
Строение атомов галогенов, их физические и химические свойства.....	53
Хлор.....	58
Нахождение в природе.....	58
Физические свойства простого вещества.....	58
Получение простого вещества.....	58
Химические свойства.....	59
Применение хлора и его соединений.....	63
Хлороводород. Соляная кислота.....	64
Хлороводород.....	64
Соляная кислота.....	66
Физические свойства.....	66
Химические свойства.....	66
Применение соляной кислоты.....	68
Общая характеристика элементов VIA-группы.....	69
Нахождение в природе.....	69
Строение атомов, химические и физические свойства халькогенов.....	69
Кислород.....	73
Нахождение в природе.....	73
Физические свойства простого вещества.....	73
Получение кислорода.....	74
Химические свойства кислорода.....	75
Применение кислорода.....	79
Вода, жесткость H_2O . Пероксид водорода.....	80
Нахождение воды в природе.....	80
Строение молекул и физические свойства воды.....	80
Химические свойства воды.....	82
Жесткость H_2O и способы ее устранения.....	85
Пероксид водорода.....	87

Сера.....	89
Нахождение в природе.....	89
Физические свойства серы.....	89
Химические свойства серы.....	91
Получение серы в промышленности.....	94
Применение серы.....	94
Сероводород. Сероводородная кислота.....	96
Оксиды серы. Сернистая кислота.....	100
Оксид серы (IV). Сернистая кислота.....	100
Физические свойства SO_2	100
Химические свойства SO_2	101
Получение SO_2	102
Применение.....	103
Оксид серы (VI).....	103
Физические свойства.....	103
Химические свойства SO_3	104
Получение SO_3	105
Серная кислота.....	106
Физические свойства серной кислоты.....	106
Химические свойства серной кислоты.....	108
Получение серной кислоты в промышленности.....	111
Соли серной кислоты.....	113
Применение серной кислоты.....	115
Общая характеристика элементов VA-группы.....	116
Нахождение в природе.....	116
Строение атомов, физические и химические свойства пниктогенов.....	116
Азот.....	121
Нахождение в природе.....	121
Физические свойства азота.....	122
Получение азота.....	122
Химические свойства азота.....	123
Применение азота.....	125
Аммиак.....	126
Строение молекулы и физические свойства.....	126
Химические свойства аммиака.....	128
Получение аммиака.....	130
Соли аммония.....	131
Применение аммиака и солей аммония.....	132

Оксиды азота	133
Азотная кислота	137
Физические свойства азотной кислоты	137
Химические свойства азотной кислоты	138
Получение азотной кислоты	142
Соли азотной кислоты	142
Применение азотной кислоты	144
Фосфор	145
Нахождение в природе	145
Физические свойства фосфора	145
Получение фосфора	147
Химические свойства фосфора	147
Применение фосфора	150
Оксиды фосфора	151
Фосфорная кислота	155
Строение молекулы, физические свойства	155
Химические свойства	155
Получение фосфорной кислоты	158
Соли фосфорной кислоты	158
Применение фосфорной кислоты и ее солей	159
Общая характеристика элементов IVA-группы	161
Нахождение в природе	161
Физические и химические свойства элементов IVA-группы	161
Углерод	165
Нахождение в природе	165
Физические свойства углерода	166
Химические свойства углерода	168
Применение углерода	171
Оксиды углерода	173
Угольная кислота	179
Физические свойства	179
Химические свойства	180
Соли угольной кислоты	181
Применение солей угольной кислоты	182
Кремний	183
Нахождение в природе	183
Физические свойства кремния	185

Химические свойства кремния.....	185
Получение кремния	188
Применение кремния	188
Оксид кремния	189
Кремниевая кислота	192
Химические свойства.....	193
Применение солей кремниевой кислоты.....	195
Общая характеристика металлов.....	198
Физические свойства металлов	199
Сплавы металлов.....	203
Получение металлов.....	206
Ряд напряжений металлов	210
Химические источники электрического тока. Гальвани- ческие элементы.....	214
Коррозия металлов.....	217
Щелочные металлы.....	221
Нахождение в природе	221
Общая характеристика щелочных металлов на основании строения их атомов и положения в таблице Д. И. Менделеева.....	222
Физические свойства простых веществ	223
Химические свойства металлов.....	224
Применение металлов.....	227
Общая характеристика элементов IIА-группы	228
Нахождение в природе.....	228
Общая характеристика элементов IIА-группы на основании строения их атомов и положения в таблице Д. И. Менделеева.....	229
Химические свойства элементов IIА-группы	230
Общая характеристика элементов IIIА-группы.....	235
Нахождение в природе	235
Строение атомов, физические и химические свойства элементов IIIА-группы	236
Биологическая роль элементов IIIА-группы	239
Алюминий	240
Нахождение в природе	240
Физические свойства простого вещества.....	240
Химические свойства алюминия.....	240

Оксид алюминия	243
Гидроксид алюминия	245
Применение алюминия	245
Общая характеристика <i>d</i> -элементов	247
Железо	250
Нахождение в природе	250
Физические свойства простого вещества	250
Химические свойства железа	251
Оксиды железа	254
Гидроксиды железа	255
Качественные реакции на катионы Fe^{2+} и Fe^{3+}	257
Химические реакции, лежащие в основе производства чугуна и стали	257
Марганец	261
Нахождение в природе	261
Физические свойства марганца	261
Химические свойства марганца	261
Применение марганца	264
Хром	265
Нахождение в природе	265
Физические свойства хрома	265
Химические свойства хрома	265
Получение и применение хрома	268
Медь	269
Нахождение в природе	269
Физические свойства меди	269
Химические свойства меди	269
Получение и применение меди	273
Цинк	274
Нахождение в природе	274
Физические свойства цинка	274
Химические свойства цинка	274
Получение цинка и его применение	276
Серебро	278
Нахождение в природе	278
Физические свойства серебра	278
Химические свойства серебра	278
Способы получения серебра и его применение	280

ИЗДАТЕЛЬСТВО ПРЕДЛАГАЕТ КНИГИ

Органическая химия.

Пособие для подготовки к тестированию

Болтромаеюк В. В.

2018 г., 256 с.

Пособие предназначено для углубленного изучения школьного курса по органической химии и подготовки к поступлению в вуз. Может быть использовано при изучении химии в общеобразовательных школах, в специализированных классах лицеев и гимназий, для самостоятельной подготовки.

Адресуется абитуриентам, школьникам, учителям.



Общая химия.

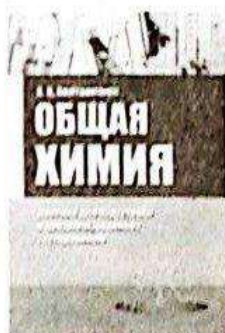
Пособие для подготовки к тестированию

Болтромаеюк В. В.

2015 г., 192 с.

Пособие предназначено для углубленного изучения школьного курса по общей химии и подготовки к поступлению в вузы. Оно может быть использовано при изучении химии в общеобразовательных школах, в специализированных классах лицеев и гимназий, для самостоятельной подготовки.

Адресуется абитуриентам, школьникам, учителям.



Тематические тесты и задачи по химии.

Готовимся к централизованному тестированию

Болтромаеюк В. В.

2012 г., 304 с.

Пособие содержит тестовые задания различной степени сложности по всем основным разделам школьного курса химии. Данное издание рассчитано на систематизацию, обобщение и закрепление знаний в процессе самостоятельной подготовки к централизованному тестированию.

Адресовано учащимся старших классов общеобразовательных школ, гимназий и лицеев, а также может быть рекомендовано слушателям подготовительных отделений вузов, преподавателям химии.

