

Документ подписан простой электронной подписью
Информация о владельце:
ФИО: Соловьев Дмитрий Александрович
Должность: ректор ФГБОУ ВО Саратовский ГАУ
Дата подписания: 26.04.2021 13:15:53
Уникальный программный ключ:
5b8335c1f3d6e7bd91a51b2c934cd2b81866959

Министерство сельского хозяйства Российской Федерации
Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования
«Саратовский государственный аграрный университет
имени Н.И. Вавилова»

ХИМИЯ

Методические указания к выполнению практических работ

Саратов 2017

Химия: методические указания по выполнению практических работ для иностранных слушателей ИМОП / Сост. А.В. Кондрашова, Холкина Т.В., Голубева Е.А. //ФГБОУ ВО «Саратовский ГАУ». – Саратов, 2017. – 84 с.

Методические указания по выполнению практических работ составлены в соответствии с программой дисциплины «Химия» и предназначены для слушателей подготовительного отделения. Содержание практикума базируется на современных представлениях о строении вещества, периодическом законе химических элементов Д.И. Менделеева, строении и свойствах органических веществ, а также на важнейших общих закономерностях протекания химических процессов неорганических и органических веществ.

ВВЕДЕНИЕ

Курс «Химия» входит в перечень обязательных дисциплин, изучаемых иностранными слушателями медико-биологического профиля подготовительного отделения. Основной задачей преподавания химии иностранным слушателям на этапе предвузовского обучения является систематизация у обучающихся знаний по химии, получение новых знаний.

Методические указания составлены в соответствии с программой по химии для подготовительных факультетов высших учебных заведений, содержит основной материал по курсу общей и органической химии.

Методические указания по дисциплине «Химия» может быть использовано при обучении иностранных слушателей медико-биологического профиля на этапе предвузовской подготовки.

ТЕМА: ОСНОВНЫЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

Цель: рассмотреть характерные особенности основных классов неорганических соединений и взаимосвязь между ними.

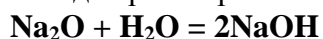
Важнейшими классами неорганических соединений являются оксиды, кислоты, основания и соли.

Оксиды – это сложные вещества, состоящие из двух элементов, одним из которых является кислород.

Все оксиды делятся на несолеобразующие и солеобразующие. Немногочисленные *несолеобразующие оксиды* не взаимодействуют ни с кислотами, ни с основаниями, и не взаимодействуют с водой. К ним относятся NO, N₂O, CO, SiO. *Солеобразующие оксиды* делятся на основные, кислотные и амфотерные.

Основные оксиды – оксиды, которые образуют соли при взаимодействии с кислотами или кислотными оксидами.

Основными могут быть только оксиды металлов: Na₂O, K₂O, CaO, MgO. Однако не все оксиды металлов могут быть основными, многие из них относятся к кислотным или амфотерным (так, Cr₂O₃ – амфотерный, CrO₃ – кислотный). Часть основных оксидов растворяется в воде, образуя соответствующие основания:

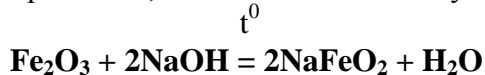


Кислотные оксиды – оксиды, которые образуют соли при взаимодействии с основаниями или основными оксидами.

Кислотными являются оксиды типичных неметаллов, а также оксиды ряда металлов в высших степенях окисления (SO₂, SO₃, P₂O₅, CO₂, SiO₂, Mn₂O₇). Многие кислотные оксиды (их также называют *ангидридами*) соединяются с водой, образуя кислоты: SO₂ + H₂O = H₂SO₃

Амфотерные оксиды – оксиды, которые образуют соли при взаимодействии их как с кислотами, так и с основаниями.

К амфотерным оксидам относятся: BeO, PbO, ZnO, Al₂O₃, Cr₂O₃, MnO₂, Fe₂O₃. Такой вид оксидов нерастворим в воде, им присущи свойства как основных, так и кислотных оксидов. Необходимо отметить, что у различных амфотерных оксидов двойственность свойств может быть выражена в различной степени. Например, ZnO одинаково легко растворяется и в кислотах, и в щелочах, т.е. у этого оксида основная и кислотная функции выражены примерно в одинаковой степени. Оксид железа (III) Fe₂O₃ обладает преимущественно основными свойствами; кислотные свойства он проявляет, только взаимодействуя со щелочами при высоких температурах:



Способы получения оксидов

1) получение из простых веществ: $2\text{Mg} + \text{O}_2 = 2\text{MgO}$

2) разложение сложных веществ:

t^0

а) разложение оксидов: $4\text{CrO}_3 = 2\text{Cr}_2\text{O}_3 + 3\text{O}_2\uparrow$

t^0

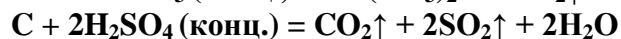
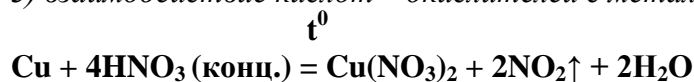
б) разложение гидроксидов: $2\text{Al}(\text{OH})_3 = \text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$

t^0

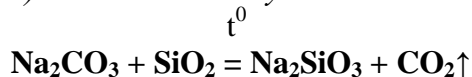
в) разложение кислот: $\text{H}_2\text{CO}_3 = \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$



3) взаимодействие кислот – окислителей с металлами и неметаллами:



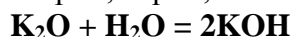
4) вытеснение летучего оксида менее летучим оксидом при высокой температуре:



Химические свойства оксидов

1) взаимодействие основных оксидов с водой.

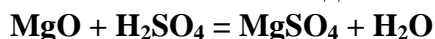
Некоторые основные оксиды, например, образованные такими металлами как калий, натрий, барий, взаимодействуют с водой и образуют основания (*щёлочи*), например:



Многие основные оксиды, например CuO , FeO , с водой не взаимодействуют, но им также соответствуют основания $\text{Cu}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_2$.

2) взаимодействие основных оксидов с кислотами.

Все основные оксиды взаимодействуют с кислотами с образованием соли и воды:



3) взаимодействие кислотных оксидов с водой.

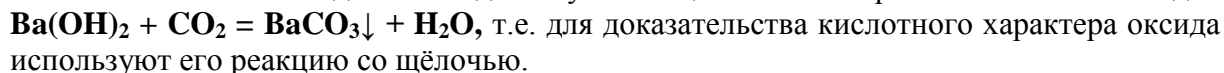
Кислотные оксиды, взаимодействуя с водой, образуют кислоты:



Некоторые кислотные оксиды, например SiO_2 , с водой не взаимодействуют, но им также соответствуют кислоты. Этому оксиду соответствует кремниевая кислота H_2SiO_3 .

4) взаимодействие кислотных оксидов с основаниями.

Все кислотные оксиды взаимодействуют со щелочами с образованием соли и воды:

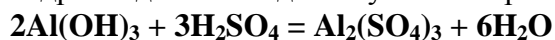


Основания – это электролиты, при диссоциации которых в качестве анионов образуются только гидроксид – ионы.

Число гидроксогрупп в молекуле основания, определяющее его кислотность, равно валентности металла. Например, KOH – однокислотное основание, $\text{Fe}(\text{OH})_2$ – двухкислотное основание. Большинство оснований нерастворимо в воде. Растворимы гидроксиды щелочных, щёлочноземельных металлов.

Щёлочи – растворимые в воде основания, которые, кроме того, проявляют свойства сильных электролитов.

Особую группу оснований составляют *амфотерные гидроксиды*. Примером могут служить $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Be}(\text{OH})_2$. Они при диссоциации образуют одновременно и катионы водорода H^+ и гидроксид – ионы OH^- . Амфотерные гидроксиды взаимодействуют как с растворами кислот, так и с растворами щелочей:



Способы получения оснований

1) взаимодействие активного металла с водой: $2\text{Li} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{LiOH} + \text{H}_2\uparrow$

- 2) взаимодействие основных оксидов с водой: $\text{MgO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Mg(OH)}_2$
 3) взаимодействие солей со щелочами: $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{Ba(OH)}_2 = \text{BaCO}_3\downarrow + 2\text{NaOH}$
 4) электролиз водных растворов солей: $2\text{NaCl} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH} + \text{H}_2\uparrow + \text{Cl}_2$

Химические свойства оснований

- 1) взаимодействие оснований с кислотами: $2\text{HCl} + \text{Ca(OH)}_2 = \text{CaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
 2) взаимодействие оснований с кислотными оксидами:
 $2\text{NaOH} + \text{CO}_2 = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
 3) разложение оснований при нагревании:
 $\text{Cu(OH)}_2 \xrightarrow{t^0} \text{CuO} + \text{H}_2\text{O}$

Кислоты – это электролиты, при диссоциации которых в качестве катионов образуются только катионы водорода.

В зависимости от числа атомов водорода в молекуле кислоты, способных замещаться на металл, они делятся на *одно-* и *многоосновные*. Например, соляная кислота HCl и уксусная кислота CH_3COOH – одноосновные кислоты, серная кислота H_2SO_4 и угольная кислота H_2CO_3 – двухосновные, фосфорная кислота H_3PO_4 – трёхосновная.

По составу кислоты делятся на *кислородсодержащие* и *бескислородные*. Например, азотистая кислота HNO_2 , сернистая кислота H_2SO_3 – кислородсодержащие, а иодоводородная кислота HI и сероводородная кислота H_2S – бескислородные.

Как электролиты, кислоты в водных растворах диссоциируют на катионы водорода и анионы кислотного остатка. Многоосновные кислоты диссоциируют ступенчато.

Способы получения кислот

- 1) взаимодействие кислотных оксидов с водой: $\text{P}_2\text{O}_5 + 3\text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_3\text{PO}_4$
 2) взаимодействие сильных кислот – окислителей с неметаллами:
 $3\text{P} + 5\text{HNO}_3(\text{конц.}) + 2\text{H}_2\text{O} = 3\text{H}_3\text{PO}_4 + 5\text{NO}\uparrow$
 3) взаимодействие солей слабых кислот с более сильными кислотами или менее летучими, чем получаемая кислота:
 $\text{CaCO}_3 + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{NaCl}(\text{тв.}) + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) = \text{NaHSO}_4 + \text{HCl}\uparrow$
 4) получение из простых веществ: $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{HCl}$

Химические свойства кислот

1) взаимодействие кислот с основаниями: $\text{HCl} + \text{NaOH} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$.
 Эта реакция кислот с основаниями носит название **реакция нейтрализации**. Растворимые в воде кислоты взаимодействуют со всеми основаниями, а нерастворимые – только со щелочами.

- 2) взаимодействие кислот с основными оксидами: $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{MgO} = \text{MgSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
 3) взаимодействие кислот с металлами: $\text{Zn} + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$.
 Кислоты взаимодействуют с металлами, причём продукты реакций зависят как от свойств кислот, так и от положения металла в ряду напряжений. Металлы, стоящие в ряду напряжений правее водорода (Cu , Ag , Au , Sb , Hg , Pt), из кислот его не вытесняют.

Не выделяется водород и при взаимодействии металлов с азотной (разбавленной и концентрированной) и концентрированной серной кислотой.

Соли – это электролиты, при диссоциации которых образуются катионы металлов (а также катион аммония NH_4^+) и анионы кислотных остатков.

При полном замещении атомов водорода в молекуле кислоты образуются средние (нормальные) соли, при неполном – кислые соли.

Кислые соли образуются многоосновными кислотами при условии их неполной нейтрализации основанием: $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{KOH} = \text{KHSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$.

При частичном замещении гидроксогрупп в молекуле многокислотного гидроксида кислотными остатками образуются **основные соли**: $\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{HCl} = \text{CuOHCl} + \text{H}_2\text{O}$.

В том случае, когда атомы водорода в многоосновной кислоте замещены атомами не одного, а двух различных металлов, образуются **двойные соли**: $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$, NaKCO_3 .

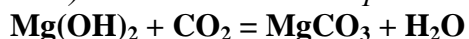
Названия кислых солей образуются добавлением к аниону приставки «гидро», а если необходимо, то с соответствующими числительными: CaHPO_4 – гидрофосфат кальция; $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ – дигидрофосфат кальция.

Названия основных солей образуют, добавляя к наименованию аниона соответствующей средней соли приставки «гидроксо»: MgOHCl – гидроксохлорид магния; $\text{Al}(\text{OH})_2\text{NO}_3$ – дигидроксонитрат алюминия.

Соли, за небольшим исключением, являются твердыми кристаллическими веществами. По растворимости в воде их условно делят на **растворимые, малорастворимые, практически нерастворимые**.

Способы получения солей

- 1) взаимодействие металлов с неметаллами: $2\text{K} + \text{Cl}_2 = 2\text{KCl}$
- 2) взаимодействие металлов с кислотами: $\text{Mg} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{MgSO}_4 + \text{H}_2\uparrow$
- 3) взаимодействие кислот с основными оксидами: $2\text{HCl} + \text{MgO} = \text{MgCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- 4) реакция нейтрализации: $\text{NaOH} + \text{HNO}_3 = \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- 5) взаимодействие кислот с солями: $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 = \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{HCl}$
- 6) взаимодействие двух солей: $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{KI} = \text{PbI}_2\downarrow + 2\text{KNO}_3$
- 7) взаимодействие кислотных и основных оксидов: $\text{CaO} + \text{SO}_3 = \text{CaSO}_4$
- 8) взаимодействие гидроксидов с кислотными оксидами:



- 9) взаимодействие металлов с солями: $\text{Fe} + \text{CuSO}_4 = \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$
- 10) взаимодействие соли со щелочью: $\text{CuCl}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{NaCl}$

Вопросы и задачи для самостоятельного решения

1. Напишите уравнения реакций: а) оксида натрия с азотной кислотой; б) оксида железа (III) с серной кислотой; в) оксида магния с соляной кислотой; г) оксида кремния (IV) с гидроксидом натрия. Укажите названия продуктов реакции.

2. Какие из веществ будут реагировать с соляной кислотой: а). **Cu, CuO, Cu(OH)₂, Fe**; б). **Zn, ZnO, Zn(OH)₂, Ag**?

3. Напишите уравнения всех возможных реакций между следующими веществами, взятыми попарно: **CaO, P₂O₅, HCl, NaOH, CuSO₄, K₂S**.

4. Какие из веществ будут реагировать с гидроксидом натрия: а). **H₂SO₃, CuO, H₂S, SO₂**; б). **H₃PO₄, P₂O₅, Cu(OH)₂, CO₂**?

5. Классифицируйте следующие солеобразующие оксиды: SO_2 , K_2O , N_2O_5 , Al_2O_3 , FeO , BaO , MnO_2 , Mn_2O_7 , P_2O_3 , Ag_2O .

6. Напишите формулы следующих кислот: соляной, азотной, азотистой, сернистой, фтороводородной, угольной, ортофосфорной. Укажите, какие из этих кислот являются:

- кислородсодержащими;
- бескислородными;
- одноосновными;
- многоосновными.

7. Выпишите из приведенных ниже формул средние, кислые, основные и двойные соли: NaHCO_3 , MgS , FeSO_4 , $\text{Ca(HCO}_3)_2$, CuSO_4 , ZnOHCl , CaI_2 , $\text{Ca(H}_2\text{PO}_4)_2$, NH_4Cl , $\text{KCr(SO}_4)_2$.

8. Напишите молекулярные формулы следующих оксидов: оксид ртути (II), оксид хлора (V), оксид марганца (VI), оксид серы (IV), оксид калия, оксид железа (II), оксид серебра, оксид свинца (IV), оксид никеля (II), оксид йода (VII).

9. Напишите молекулярные формулы следующих солей: дигидрофосфат натрия, сульфат алюминия, гидрокосульфат цинка, дигидроксонитрат алюминия, бромид железа (III), гидрокарбонат бария, гидрокосиликат кальция, перманганат калия, дихромат натрия, гидросульфид железа (II).

10. Среди следующих соединений найдите основания и назовите их: HNO_2 , NaOH , HCl , Hg(OH)_2 , P_2O_5 , NaHCO_3 , Mn_2O_7 , CH_3COOH , Cd(OH)_2 , Co(OH)_3 , $\text{Al(OH)}_2\text{Cl}$.

СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ

основная

1. Гельфман, М.И. Неорганическая химия [Электронный ресурс] : учеб. пособие / М.И. Гельфман, В.П. Юстратов. — Электрон. дан. — Санкт-Петербург : Лань, 2009. — 528 с. — Режим доступа: <https://e.lanbook.com/book/4032>

2. Глинка, Н.Л. Общая химия / Н.Л. Глинка. — М.: Интеграл-Пресс, 2008. — 728 с. ISBN 5-89602-017-1

3. Гаршин, А. Общая и неорганическая химия в схемах, рисунках, таблицах и химических реакциях / А. Гаршин. — СПб: Питер, 2011. — 288 с. ISBN 978-5-459-00309-3

4. Богомолова, И.В. Неорганическая химия / И.В. Богомолова. — М.: Альфа – М, 2009. — 336 с. ISBN 978-5-98281-187-5

5. Богомолова, И. В. Органическая химия [Электронный ресурс] : учеб. пособие / И. В. Богомолова, С. С. Макарихина. — М. : ФЛИНТА, 2013. — 365 с. - ISBN978-5-9765-1705-9 <http://znanium.com/bookread2.php?book=457829>

дополнительная литература

1. Лидин, Р.А. Химия / Р.А. Лидин, Л.Ю. Аликберова. — М.: АСТ-Пресс Школа, 2009. — 512 с. ISBN 978-5-94776-601-1

2. Стась, Н.Ф. Лабораторный практикум по общей и неорганической химии / Н.Ф. Стась, А.А. Плакидкин, Н.М. Князева. — М.: Высшая школа, 2008. — 214 с. ISBN 978-5-06-005749-2

3. Глинка, Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии / Н.Л. Глинка. — М.: КноРус, 2011. — 240 с. ISBN 978-5-406-00810-2

4. Вольхин, В.В. Общая химия. Основной курс /В.В. Вольхин. – М.: Изд-во «Лань», 2008. – 464 с. ISBN 978-5-8114-0829-0

5. Органическая химия : в 3 т. Т. 2 / Травень В.Ф., - 4-е изд., (эл.) - М.:БИНОМ. ЛЗ, 2015. - 550 с.: ISBN 978-5-9963-2940-3 <http://znanium.com/catalog/product/485774>

ТЕМА: ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ ХИМИИ

Цель: *определение молярной массы эквивалента карбоната кальция.*

Закон сохранения массы вещества: масса веществ, вступивших в реакцию, всегда равна массе веществ, получившихся в результате реакции. Этот закон был высказан теоретически в 1748 г. *М. В. Ломоносовым*, а экспериментально обоснован в 1756 году.

Равенство масс исходных веществ и продуктов реакции объясняется тем, что при протекании химической реакции происходит только перегруппировка атомов, а число атомов и масса каждого атома остаются постоянными.

Закон постоянства состава: каждое чистое вещество имеет постоянный качественный и количественный состав, который не зависит от способа получения вещества. Закон был открыт в 1808 г. *Ж. Прустом*.

Развитие химии показало, что наряду с соединениями постоянного состава существуют соединения переменного состава. Первые были названы *дальтонидами* в память английского химика и физика Дальтона, вторые – *бертоллидами* в память французского химика Бертолле. Состав дальтонида выражается простыми формулами с целочисленными стехиометрическими индексами, например H_2O , CO_2 , HCl . Состав бертоллидов не отвечает стехиометрическим соотношениям. Например, состав оксида урана (VI) выражается формулой UO_3 , хотя на самом деле он имеет состав от $UO_{2,5}$ до UO_3 . Бертоллиды встречаются среди оксидов, гидридов, сульфидов, нитридов, карбидов, силицидов и других неорганических соединений, имеющих кристаллическую структуру.

Таким образом, закон постоянства состава применим только к соединениям с молекулярной структурой. Состав соединений с немолекулярной структурой (атомной, ионной и металлической решёткой) не является постоянным и зависит от условий получения.

Закон объёмных отношений: при неизменной температуре и давлении объёмы вступающих в реакцию газов относятся друг к другу, а также к объёмам образующихся газообразных продуктов как небольшие целые числа.

Был открыт в 1808 г. *Гей-Люссаком*.

Так, при взаимодействии двух объёмов водорода и одного объёма кислорода образуется два объёма водяного пара: $2H_2 + O_2 = 2H_2O$.

Состояние газа можно охарактеризовать массой m , объёмом V , давлением p и температурой T ($T=273+t^{\circ}C$). Связь между этими величинами описывается следующими законами.

Закон Шарля: для данной массы газа при постоянном объёме (изохорный процесс, $V = const$) давление прямо пропорционально абсолютной температуре:

$$p_1/T_1 = p_2/T_2, \frac{p}{T} = const$$

Нормальные условия: сравнивать объёмы газов можно лишь при одинаковых (равных) условиях. Такими принято считать $0^{\circ}C$ (273 К) и 760 мм рт. ст. (1 атм). Эту температуру и давление называют нормальными условиями, где p_0 , V_0 , T_0 – давление, объём и температура при нормальных условиях.

Следствия закона Авогадро:

1) при одинаковых условиях 1 моль любого газа занимает одинаковый объём;

2) при нормальных условиях 1 моль различных газов занимает объём, равный 22,4 л. Этот объём называется молярным объёмом газа ($V_m = 22,4$ л/моль);

3) отношение масс равных объёмов различных газов равно отношению их молярных масс: $m_1/m_2 = M_1/M_2$.

Закон Авогадро: в равных объёмах различных газов при одинаковых условиях (температура и давление) содержится одинаковое число молекул.

Объединённый газовый закон: $pV/T = p_0V_0/T_0$.

Молярный объём газа – это отношение объёма вещества к количеству этого вещества: $V_m = V/\nu$.

Отношение m_1/m_2 называется относительной плотностью первого газа по второму и обозначается **D**.

$$D = M_1/M_2, M_1 = D \cdot M_2$$

Уравнения Бойля-Мариотта, Гей-Люссака, Шарля и закон Авогадро можно представить единым уравнением Клапейрона - Менделеева – основным уравнением атомно-молекулярной теории газов: $pV = nRT$, где p – давление данного количества газа; V – объём, занимаемый газом; T – абсолютная температура; R – универсальная газовая постоянная (8,314 Дж/моль·К); n – число моль газа.

Количество вещества – это физико-химическая величина, которая показывает число структурных единиц (молекул, атомов, ионов), образующих это вещество. Единицей количества вещества является *моль*.

Моль – это количество вещества, которое содержит столько структурных единиц, сколько атомов содержится в 12 г изотопа углерода - ^{12}C .

Масса (m_a) одного атома углерода равна $19,93 \cdot 10^{-27}$ кг. Число атомов в 12 г (0,012 кг) углерода равно: $0,012 \text{ кг/моль} / 19,93 \cdot 10^{-27} \text{ кг} = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$. Это число называется *постоянной Авогадро* и обозначается символом N_A . $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$

Один моль любого вещества содержит $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул или атомов.

$$N = N_A \cdot \nu$$

Масса одного моля вещества называется молярной массой. Обозначается символом **M** и выражается в кг/моль или в г/моль.

$M(X) = m(X)/\nu(X)$, где $M(X)$ – молярная масса вещества, г/моль; $m(X)$ – масса вещества, г; $\nu(X)$ – количество вещества, моль.

Понятие «*эквивалент*» появилось после работ *Рихтера* в 1793 году.

Молярной массой эквивалента вещества B называется отношение массы вещества к количеству вещества: $M_{\text{эк}}(B) = m_B/n_{\text{эк}}(B)$.

В практических расчётах наиболее часто пользуются молярной массой эквивалентов.

Наряду с понятием молярной массы эквивалентов вещества иногда удобно пользоваться понятием объёма эквивалентов газообразного вещества. Данный объём рассчитывается как молярный объём газа, делённый на число эквивалентности вещества: $V_{\text{эк}}(B) = V_m/z_B$.

Например, при нормальных условиях объём эквивалентов водорода равен 11,2 л/моль, кислорода – 5,6 л/моль.

Понятие об эквивалентах, молярных массах эквивалентов газообразного вещества распространяется также на сложные вещества.

Эквивалентом сложного вещества является такое его количество, которое взаимодействует без остатка с одним эквивалентом любого вещества. Такой расчёт возможен благодаря закону эквивалентов: вещества взаимодействуют в количествах, пропорциональных их эквивалентам.

При решении некоторых задач удобнее пользоваться другой формулировкой: массы (объёмы) реагирующих друг с другом веществ пропорциональны их молярным массам эквивалентов (объём эквивалентов): $m_A/m_B = M_{\text{эк}}(A)/M_{\text{эк}}(B)$.

Эквивалентная масса элемента $M_{\text{эк}}(Э)$ равна его атомной массе, делённой на валентность в каждом конкретном соединении.

Эквивалентная масса оксида $M_{\text{эк}}$ равна молярной массе оксида, делённая на удвоенное число атомов кислорода.

Эквивалентная масса кислоты $M_{\text{эк}}$ равна молярной массе кислоты, делённой на основность кислоты (или на число атомов водорода).

Эквивалентная масса соли $M_{\text{эк}}$ равна молярной массе соли, делённой на произведение числа атома металла на валентность этого металла.

Эквивалентная масса основания $M_{\text{эк}}$ равна молярной массе основания, делённой на число гидроксогрупп.

Вопросы и задачи для самостоятельного решения

1. Массовая доля кислорода в оксиде трёхвалентного металла составляет 47,06%. Определите металл.

2. На сжигание 0,25 г металла требуется 115,5 мл кислорода при н.у. Найти эквивалентную массу металла.

3. На сжигание 1 г металла требуется 462 мл кислорода при н.у. Найти эквивалентную массу металла.

4. При взаимодействии 5,95 г некоторого вещества с 2,75 г хлороводорода получилось 4,4 г соли. Вычислите эквивалентные массы вещества и соли.

5. При сгорании 5 г металла образуется 9,44 г оксида металла. Определить эквивалентную массу металла.

6. Для растворения 16,8 г металла потребовалось 14,7 г серной кислоты. Определить эквивалентную массу металла и объём выделившегося водорода при н.у.

7. Алюминий массой 0,376 г при взаимодействии с кислотой вытеснил 0,468 л водорода, измеренного при н.у. Определить эквивалентный объём водорода, зная, что эквивалентная масса алюминия равна 8,99 г/моль.

8. Какую массу будет иметь азот объёмом 30 л при н.у.?

9. Какой объём при н.у. займет оксид углерода (IV) массой 22 г?

10. Сколько молекул содержится при н.у. в 1 мл водорода; 5,6 л кислорода; 11,2 л хлора?

11. Сколько молей в 1,5 кг цинка; 0,54 кг алюминия; 1,16 кг серы?

12. Найти формулы кислот, имеющие следующий состав: а) водород – 2,1%, азот – 29,8%, кислород – 68,1%; б) водород – 3,7%, фосфор – 37,8%, кислород – 58,5%.

13. Вычислить относительную молекулярную массу газа, если масса 1 л его при н.у. составляют 1,25 г.

14. В каком количестве вещества содержится $1,204 \cdot 10^{23}$ молекул воды?

15. Сколько молей составляют, и сколько молекул содержат 11 г CO_2 ?

16. В некотором соединении массовая доля азота составляет 30,4%, кислорода – 69,6%. Выведите молекулярную формулу соединения.

17. Рассчитайте массу порции вещества, в которой содержится $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул азота.

18. Выведите формулу соединения, в котором массовые доли углерода, фтора и хлора соответственно составляют 12,8%, 30,4%, 56,8%.

19. Определите массу: а) 5,6 л CO_2 ; б) 11,2 л водорода.
20. Определите объём при н.у.: а) 2 моль кислорода; б) 0,2 моль оксида углерода (IV).
21. На восстановление 7,09 г оксида двухвалентного металла требуется 2,24 л при н.у. водорода. Вычислите эквивалентную массу оксида и эквивалентную массу металла. Чему равна атомная масса металла?
22. Сопоставить число молекул, содержащихся в 1 г серной кислоты с числом молекул, содержащихся в 1 г азотной кислоты. В каком случае и во сколько раз число молекул больше?
23. Найдите простые вещества в ряду: озон, хлороводород, азот, вода, глюкоза, сера, карбид кальция, графит. Напишите их формулы.
24. Чему равен при н.у. эквивалент водорода? Вычислите эквивалентную массу металла, если на восстановление его 1,017 г его оксида израсходовалось 0,28 л водорода (н.у.).
25. При взаимодействии 3,24 г трёхвалентного металла с кислотой выделяется 4,03 л водорода при н.у. Вычислите эквивалентную массу металла.
26. Определите массу и количество аммиака в образце этого газа, который содержит $25 \cdot 10^{25}$ молекул.
29. Вычислите объём, занимаемый 7 г CO при н.у.
30. Выведите истинную формулу органического соединения, содержащего 40,03% С, 6,67% Н, 53,30% О. Молярная масса данного соединения равна 180 г/моль.
31. На сжигание 0,5 г металла требуется 0,23 л кислорода при н.у. Какой это металл, если его валентность равна двум?
32. Дано 100 мл бутана при н.у. Найдите, сколько в них содержится молекул, молей и определите массу в граммах.
33. Вычислите массовые доли углерода, водорода и кислорода в уксусной кислоте.

СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ

основная

1. Гельфман, М.И. Неорганическая химия [Электронный ресурс] : учеб. пособие / М.И. Гельфман, В.П. Юстратов. — Электрон. дан. — Санкт-Петербург : Лань, 2009. — 528 с. — Режим доступа: <https://e.lanbook.com/book/4032>
2. Глинка, Н.Л. Общая химия / Н.Л. Глинка. – М.: Интеграл-Пресс, 2008. – 728 с. ISBN 5-89602-017-1
3. Гаршин, А. Общая и неорганическая химия в схемах, рисунках, таблицах и химических реакциях / А. Гаршин. – СПб: Питер, 2011. – 288 с. ISBN 978-5-459-00309-3
4. Богомолова, И.В. Неорганическая химия / И.В. Богомолова. – М.: Альфа – М, 2009. – 336 с. ISBN 978-5-98281-187-5
5. Богомолова, И. В. Органическая химия [Электронный ресурс] : учеб. пособие / И. В. Богомолова, С. С. Макарихина. — М. : ФЛИНТА, 2013. — 365 с. - ISBN 978-5-9765-1705-9 <http://znanium.com/bookread2.php?book=457829>

дополнительная литература

1. Лидин, Р.А. Химия / Р.А. Лидин, Л.Ю. Аликберова. – М.: АСТ-Пресс Школа, 2009. – 512 с. ISBN 978-5-94776-601-1

2. Стась, Н.Ф. Лабораторный практикум по общей и неорганической химии / Н.Ф. Стась, А.А. Плакидкин, Н.М. Князева. – М.: Высшая школа, 2008. – 214 с. ISBN 978-5-06-005749-2
3. Глинка, Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии / Н.Л. Глинка. – М.: КноРус, 2011. – 240 с. ISBN 978-5-406-00810-2
4. Вольхин, В.В. Общая химия. Основной курс / В.В. Вольхин. – М.: Изд-во «Лань», 2008. – 464 с. ISBN 978-5-8114-0829-0
5. Органическая химия : в 3 т. Т. 2 / Травень В.Ф., - 4-е изд., (эл.) - М.: БИНОМ. ЛЗ, 2015. - 550 с.: ISBN 978-5-9963-2940-3 <http://znanium.com/catalog/product/485774>

ТЕМА 3. СТРОЕНИЕ АТОМА И ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА

Цель: изучение периодического закона и периодической системы химических элементов Д.И. Менделеева на основе представлений о строении атома.

До конца XIX века атом считался неделимой частицей. Однако уже в 1886 году А.М. Бутлеров писал: «что атомы не неделимы по своей природе, что они могут быть расщеплены в процессе создания новых методов изучения».

В 1896 году А. Беккерель открыл явление радиоактивности. В 1898 году Мария и Пьер Кюри открыли два новых радиоактивных элемента – полоний Po и радий Ra. Было предположено, что явление радиоактивности связано с самопроизвольным распадом атомов. Так была поставлена проблема внутренней структуры атомов.

В 1906 - 1911 гг. в лаборатории Э. Резерфорда изучалось прохождение α - частиц через фольгу. Оказалось, что α - частицы лишь незначительно изменяют свою траекторию, т.е. область положительного заряда атома очень невелика по размерам, а это противоречит модели атома Томсона.

Э. Резерфорд предложил **планетарную модель атома**, по которой вся масса атома сосредоточена в положительно заряженном ядре, вокруг которого вращаются электроны. Однако эта модель не могла объяснить факта устойчивости атома.

В 1913 году Н. Бор предложил модель атома водорода, исходя из гипотезы Резерфорда, дополненной новыми положениями (**постулаты Бора**):

1. электрон вращается только по дозволенным орбитам, кинетический момент количества движения которых принимает только дискретные значения;
2. когда электрон находится на разрешённой орбите, то атом энергии не излучает;
3. атом излучает или поглощает энергию только при переходе электрона с одной орбиты на другую.

В 1924 году Луи де Бройль предположил, что корпускулярно-волновая природа присуща не только свету, но и любым другим частицам. Эта формула $\lambda = \frac{h}{mv}$, где λ фигурирует одновременно и масса и длина волны, отражает двойственную природу электрона.

В волновых свойствах электрона заложен **принцип неопределённости Гейзенберга (1925)**. Он показал, что **точное определение положения электрона на орбите и его скорость не могут быть зафиксированы**. Оценка этой вероятности производится при решении уравнения Шрёдингера, описывающего движение электрона. Поскольку движение электрона происходит в трехмерном пространстве, для решения уравнения Шрёдингера необходимо **три квантовых числа**:

$n = 1, 2, 3, \dots, \infty$ - **главное квантовое число, характеризующее размер электронного облака**;

$l = 0, 1, 2, \dots, (n-1)$ - **побочное квантовое число, определяющее форму зоны вероятности (орбитали)**;

$m = 0, 1, 2, \dots, \pm 1$ - **магнитное квантовое число, определяющее ориентацию орбитали в магнитном поле, т.е. возможное число орбиталей на подуровне**.

Позднее было введено четвертое квантовое число $m_s = \pm \frac{1}{2}$, называемое **спиновым**.

В 1869 году Д.И. Менделеев сформулировал периодический закон: "Свойства простых тел, а также форма и свойства соединений элементов находятся в периодической зависимости от атомных весов». Графическим выражением периодического закона является периодическая система элементов.

В 1913 году английский физик Мозли, исследуя рентгеновские спектры элементов, показал, что положительный заряд атома элемента численно равен порядковому номеру в периодической системе. Так, периодическая система получила физическую интерпретацию – в её основу был положен заряд ядра, а не атомный вес. **В настоящее время периодический закон формулируется** следующим образом:

"Свойства элементов являются периодической функцией положительного заряда атомов элементов". Отсюда вытекает определение химического элемента как вида атомов с одинаковым положительным зарядом ядра (или занимающих одно и то же место в таблице Д.И. Менделеева). Периодическая система делится на периоды и группы.

Периоды - это горизонтальные ряды, включающие элементы, атомы которых характеризуются одинаковым числом электронных слоев, но различным, постепенно нарастающим числом электронов.

Группы - совокупность элементов, атомы которых характеризуются одинаковым числом валентных электронов, но различаются между собой числом электронных слоев.

Причина периодичности заложена в периодичности изменения строения электронных уровней. Следовательно, в заполнении электронных оболочек атомов элементов можно отметить следующие закономерности:

1. номер периода совпадает со значением главного квантового числа внешнего уровня (указывает число электронных слоев);

2. каждый период начинается с заполнения s-подуровня и заканчивается заполнением p – подуровня;

3. у элементов главных, или А-подгрупп, идёт заполнение электронами s- p - подуровней внешнего уровня и валентными могут быть только эти электроны;

4. у побочных, или В-подгрупп, идет заполнение электронами d-подуровня предвнешнего уровня, и валентными могут быть как электроны внешнего уровня, так и d-электроны предвнешнего уровня;

5. у элементов лантаноидно-актиноидных подгрупп заполняется третий снаружи уровень f-электронами и валентными могут быть s-электроны внешнего уровня, один d-электрон предвнешнего и определенное число f-электронов;

6. в соответствии с тем, на какой подуровень направляется очередной электрон при заполнении электронных оболочек атомов, они подразделяются на s, p, d и f-семейства.

Состояние электронов в многоэлектронных атомах отвечает принципу Паули: "В любой атомной или молекулярной системе не может быть двух электронов, у которых все четыре квантовых числа были бы одинаковыми".

Заполнение электронных оболочек атома происходит таким образом, чтобы суммарный спин был максимальным (правило Хунда): при заполнении электроны занимают сначала максимум вакантных орбиталей, при дальнейшем прибавлении электронов в ячейках появляется два электрона с противоположно направленными спинами.

Порядок заполнения уровней и подуровней происходит в соответствии с правилом Клечковского: электронные уровни атомов заполняются в порядке возрастания $n+l$, для случаев, когда $n+l$ одинаковы, в порядке возрастания n .

Вопросы и задачи для самостоятельного решения

1. Каков физический смысл порядкового номера?
2. Какие химические элементы Д.И. Менделеев назвал типическими?
3. Приведите формулу электронной оболочки атома, заряд ядра которого равен +18.
4. Почему кальций и сера располагаются в одной группе?
5. Что называется s-, p-, d-, f- элементами? Приведите примеры.
6. Изобразите электронно-графические формулы атомов кремния, серы и фосфора.
7. Что такое энергия ионизации? Как она меняется в группе?
8. Какие общие свойства имеют фосфор и ванадий?
9. Определите порядковый номер элемента, его электронное семейство, период и группу в периодической таблице химических элементов Д.И. Менделеева:
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$.
10. Какой элемент VIB-подгруппы – хром или селен – проявляет более выраженные металлические свойства?
11. Напишите электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 14 и 40. Сколько свободных d-орбиталей в атомах этих элементов?
12. Какую высшую и низшую степень окисления проявляют мышьяк, селен и бром? Составьте формулы соединений данных элементов, отвечающих этим степеням окисления.
13. У какого из элементов IV периода – марганца или брома – сильнее выражены металлические свойства?
14. Какую низшую степень окисления проявляют хлор, сера, азот и углерод? Почему?
15. Хром образует соединения, в которых он проявляет степени окисления +2, +3, +6. Составьте формулы его оксидов и гидроксидов, отвечающих этим степеням окисления.
16. Напишите электронные формулы атомов марганца и селена. К какому электронному семейству относится каждый из элементов?
17. Приведите основные характеристики частиц, образующих атом.
18. Почему химические элементы делят на подгруппы в рамках одной группы?
19. Как меняется энергия ионизации в пределах одного периода при увеличении порядкового номера?
20. Что характеризуют квантовые числа?
21. На примере химических элементов III периода показать, как меняются свойства элементов в периоде.
22. Составьте полную электронную формулу, укажите количество протонов и нейтронов в ядре для атома элемента с внешней структурой $4s^2 4p^5$, дайте химические свойства этого элемента.
23. Какой элемент имеет более выраженные металлические свойства: кальций Ca или барий Ba?

СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ

основная

1. Гельфман, М.И. Неорганическая химия [Электронный ресурс] : учеб. пособие / М.И. Гельфман, В.П. Юстратов. — Электрон. дан. — Санкт-Петербург : Лань, 2009. — 528 с. — Режим доступа: <https://e.lanbook.com/book/4032>

2. Глинка, Н.Л. Общая химия / Н.Л. Глинка. – М.: Интеграл-Пресс, 2008. – 728 с. ISBN 5-89602-017-1

3. Гаршин, А. Общая и неорганическая химия в схемах, рисунках, таблицах и химических реакциях / А. Гаршин. – СПб: Питер, 2011. – 288 с. ISBN 978-5-459-00309-3

4. Богомолова, И.В. Неорганическая химия / И.В. Богомолова. – М.: Альфа – М, 2009. – 336 с. ISBN 978-5-98281-187-5

5. Богомолова, И. В. Органическая химия [Электронный ресурс] : учеб. пособие / И. В. Богомолова, С. С. Макарихина. — М. : ФЛИНТА, 2013. — 365 с. - ISBN978-5-9765-1705-9 <http://znanium.com/bookread2.php?book=457829>

дополнительная литература

1. Лидин, Р.А. Химия / Р.А. Лидин, Л.Ю. Аликберова. – М.: АСТ-Пресс Школа, 2009. – 512 с. ISBN 978-5-94776-601-1

2. Стась, Н.Ф. Лабораторный практикум по общей и неорганической химии / Н.Ф. Стась, А.А. Плакидкин, Н.М. Князева. – М.: Высшая школа, 2008. – 214 с. ISBN 978-5-06-005749-2

3. Глинка, Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии / Н.Л. Глинка. – М.: КноРус, 2011. – 240 с. ISBN 978-5-406-00810-2

4. Вольхин, В.В. Общая химия. Основной курс /В.В. Вольхин. – М.: Изд-во «Лань», 2008. – 464 с. ISBN 978-5-8114-0829-0

5. Органическая химия : в 3 т. Т. 2 / Травень В.Ф., - 4-е изд., (эл.) - М.: БИНОМ. ЛЗ, 2015. - 550 с.: ISBN 978-5-9963-2940-3 <http://znanium.com/catalog/product/485774>

ТЕМА: ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ И СТРОЕНИЕ МОЛЕКУЛЫ

Цель: обобщение знаний, умений и навыков о химической связи, её видах и схемах образования.

Учение о химической связи – центральный вопрос современной химии. Без него нельзя понять причин многообразия химических соединений, механизма их образования, строения, реакционной способности. **Химическую связь** можно определить как **взаимодействие двух или нескольких атомов, в результате которого образуется химически устойчивая многоатомная микросистема (молекула, кристалл, комплекс).**

Различают три основных типа химических связей: ковалентную, ионную и металлическую.

В 1916 г. Г.Н.Льюис (США) высказал мысль о том, что химическая связь возникает в результате образования *общих электронных пар* между взаимодействующими атомами. Эта идея легла в основу *теории ковалентной связи*. Если в результате соединения атомов образуются общие электронные пары, то такую химическую связь называют **ковалентной**.

1.Ковалентная связь - это связь между атомами, при которой образуются одна или несколько общих электронных пар.

Механизм возникновения ковалентной химической связи рассмотрим на примере образования молекулы водорода: $\text{H} + \text{H} = \text{H}_2$; $\Delta\text{H} = -436$ кДж/моль.

Ядро свободного атома водорода окружено сферически симметричным электронным облаком, образованным 1s-электроном. При сближении атомов до определённого расстояния происходит частичное *перекрывание* их электронных облаков (орбиталей). В результате между центрами обоих ядер возникает молекулярное двухэлектронное облако, обладающее максимальной электронной плотностью в пространстве между ядрами; увеличение же плотности отрицательного заряда благоприятствует сильному возрастанию сил притяжения между ядрами и молекулярным облаком.

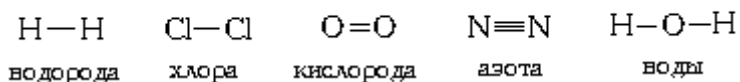
Изображать химические связи принято по-разному:

- с помощью электронов в виде точек, поставленных у химического знака элемента. Тогда образование молекулы водорода можно показать схемой: $\text{H}^\circ + \circ\text{H} \rightarrow \text{H}:\text{H}$

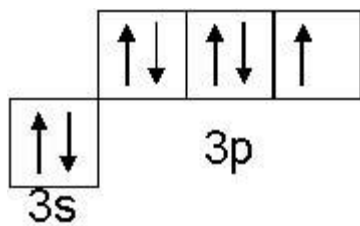
- с помощью квантовых ячеек (орбиталей);

- часто ковалентную связь изображают чёрточкой (штрихом), которая символизирует пару электронов:

Структурные формулы молекул:

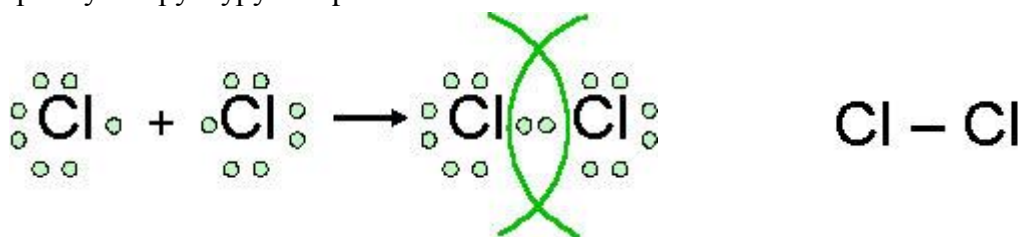


Рассмотрим образование ковалентной связи в молекуле хлора Cl_2 . Электронная формула внешнего слоя атома хлора: $3s^2 3p^5$, электронно-графическая формула:



Один из p - электронов в атоме хлора является неспаренным.

При образовании молекулы неспаренные электроны двух атомов хлора образуют одну общую электронную пару; в результате каждый атом хлора приобретает электронную структуру $3s^2 3p^6$:



Итак, в молекуле хлора каждый его атом имеет завершённый внешний уровень из восьми электронов ($s^2 p^6$), причём два из них (электронная пара) в одинаковой мере принадлежат обоим атомам.

Несколько по-иному изображают связь в молекуле кислорода O_2 . Экспериментально установлено, что кислород является парамагнитным веществом (втягивается в магнитное поле). В его молекуле имеется два неспаренных электрона. Структуру этой молекулы можно изобразить так: $:O:O:$ или $:O-O:$

В молекуле азота N_2 атомы имеют три общие электронные пары: $:N: + :N: \rightarrow :N::N:$

Очевидно, молекула азота прочнее молекулы кислорода или хлора, чем и обусловлена значительная инертность азота в химических реакциях.

Химическая связь, осуществляемая электронными парами, называется ковалентной.

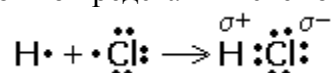
Различают две разновидности ковалентной связи: неполярную и полярную.

В случае **неполярной ковалентной связи** электронное облако, образованное общей парой электронов, или электронное облако связи, распределяется в пространстве симметрично относительно ядер обоих атомов. Примером являются двухатомные молекулы, состоящие из атомов одного элемента: H_2 , Cl_2 , O_2 , N_2 , F_2 , в которых электронная пара в одинаковой мере принадлежит обоим атомам.

В случае **полярной ковалентной связи** электронное облако связи смещено к атому с большей относительной электроотрицательностью.

Примером могут служить молекулы летучих неорганических соединений: HCl , H_2O , H_2S .

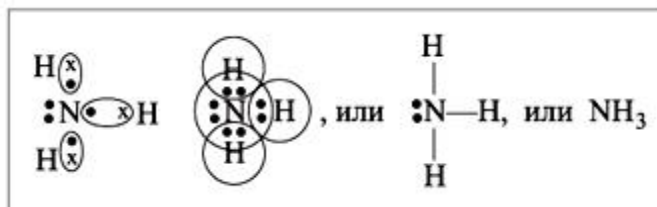
Образование молекулы HCl можно представить схемой:



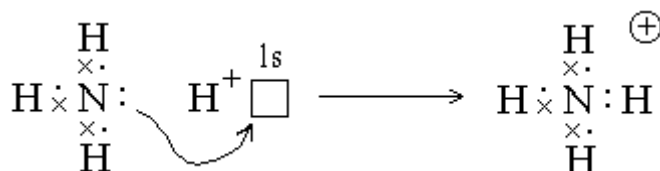
Электронная пара смещена к атому хлора, так как относительная электроотрицательность атома хлора (2,83) больше, чем атома водорода (2,1).

Возможен и другой механизм её образования – донорно-акцепторный. В этом случае химическая связь возникает за счёт двухэлектронного облака одного атома и свободной орбитали другого атома.

Рассмотрим в качестве примера механизм образования иона аммония NH_4^+ . В молекуле аммиака атом азота имеет неподелённую пару электронов (двухэлектронное облако):



У иона водорода свободна (не заполнена) $1s$ -орбиталь. При образовании иона аммония двухэлектронное облако азота становится общим для атомов азота и водорода, т.е. оно превращается в молекулярное электронное облако. А значит, возникает четвёртая ковалентная связь. Процесс образования иона аммония можно представить схемой:



Заряд иона водорода становится общим (он делокализован, т.е. рассредоточен между всеми атомами), а двухэлектронное облако (неподелённая электронная пара), принадлежащее азоту, становится общим с водородом.

Атом, предоставляющий неподелённую электронную пару, называется донором, а атом, принимающий её, называется акцептором.

Механизм образования ковалентной связи за счёт двухэлектронного облака одного атома (донора) и свободной орбитали другого атома (акцептора) называется донорно-акцепторным.

Однако это не особый вид связи, а лишь иной механизм (способ) образования ковалентной связи.

2. Водородная связь – это своеобразная химическая связь. Она образуется за счёт сил электростатического притяжения водородсодержащих полярных молекул, содержащих атомы наиболее электроотрицательных элементов: F, O, N. Например, водородные связи имеются в HF, H_2O , NH_3 , но их нет в HCl, H_2S , PH_3 .

Водородная связь может быть межмолекулярной и внутримолекулярной.

Межмолекулярная связь возникает между молекулами, в состав которых входят водород и сильно электроотрицательный элемент – фтор, кислород, азот, реже хлор, сера. Поскольку в такой молекуле общая электронная пара сильно смещена от водорода к атому электроотрицательного элемента, а положительный заряд водорода сконцентрирован в малом объёме, то протон взаимодействует с неподелённой электронной парой другого атома или иона, обобществляя её. В результате образуется вторая, более слабая связь, получившая название водородной.

Обычно водородную связь обозначают точками и этим указывают, что она намного слабее ковалентной связи (примерно в 15-20 раз). Тем не менее, она ответственна за ассоциацию молекул.

Водородная связь возникает и **внутри одной молекулы** между двумя функциональными группами. Такой вид водородной связи возникает в молекулах, имеющих в своем составе группы с донорной и акцепторной способностью. Наиболее ярко внутримолекулярная водородная связь проявляется в образовании пептидных цепей.

3) Теорию ионной связи предложил в *1916 году Вальтер Коссель*. Эта теория объясняет образование связи между атомами типичных металлов и атомами типичных неметаллов: NaCl, KCl, CsF. Согласно этой теории, при образовании ионной связи атомы типичных металлов отдают электроны, а атомы типичных неметаллов принимают электроны. В результате этих процессов атомы металлов превращаются в положительно заряженные частицы, которые называются **катионами**; а атомы неметаллов превращаются в отрицательные ионы – **анионы**.

Химическая связь между ионами, осуществляемая электростатическим притяжением, называется **ионной связью**. Соединения, которые образовались путём притяжения ионов, называются **гетерополярными** или **ионными**.

Ионные соединения образуют атомы элементов, резко отличных по электроотрицательности, например атомы элементов главных подгрупп I и II групп с элементами главных подгрупп VI и VII групп.

Ионная связь, в отличие от ковалентной связи, характеризуется ненаправленностью и ненасыщаемостью. Но резкой границы между этими связями нет.

4) Металлическую связь образуют элементы, атомы которых на внешнем уровне имеют мало валентных электронов по сравнению с общим числом внешних энергетически близких орбиталей, а валентные электроны из-за небольшой энергии ионизации слабо удерживаются в атоме.

Металлическая связь характерна для металлов в твёрдом и жидком состоянии. Однако в парообразном состоянии атомы металлов, как и всех веществ, связаны между собой ковалентной связью. Пары металлов состоят из отдельных молекул (одноатомных и двухатомных). Прочность связи в кристалле больше, чем в молекуле металла, а потому процесс образования металлического кристалла протекает с выделением энергии.

Металлическая связь имеет некоторое сходство с ковалентной, поскольку и в её основе лежит обобщение валентных электронов. Однако электроны, которые осуществляют ковалентную связь, находятся вблизи соединённых атомов и прочно с ними связаны. Электроны же, осуществляющие металлическую связь, свободно перемещаются по всему кристаллу и принадлежат всем его атомам. Именно поэтому кристаллы с ковалентной связью хрупки, а с металлической – пластичны, т.е. они изменяют форму при ударе, прокатываются в тонкие листы и вытягиваются в проволоку.

Вопросы и задачи для самостоятельного решения

1. Какие типы связи возникают при образовании молекулы хлорида аммония? Ответ поясните.

2. Какие из предложенных соединений имеют ионный тип связи: H_2O , NaCl , HI , H_2S , Na_2O , KF ?

3. В чём заключается основное различие между ионной и ковалентной связью?

4. Составить электронные схемы строения молекул кислорода, воды и хлороводорода.

5. Какую химическую связь называют водородной? Между молекулами каких веществ она образуется?

6. Почему максимальная валентность кислорода равна двум, а серы шесть?

7. Составить электронные схемы строения молекул фтора и сероводорода. В каких молекулах ковалентная связь является полярной?

8. Могут ли атомы металлов принимать участие в образовании ковалентной связи?

9. Какой характер имеют связи в молекулах: NCl_3 , CS_2 , ICl_5 , NF_3 , OF_2 , ClF , CO_2 ?

10. Определите, в каком из оксидов элементов третьего периода периодической системы элементов Д.И. Менделеева связь Э – О приближается к ионной.

СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ

основная

1. Гельфман, М.И. Неорганическая химия [Электронный ресурс] : учеб. пособие / М.И. Гельфман, В.П. Юстратов. — Электрон. дан. — Санкт-Петербург : Лань, 2009. — 528 с. — Режим доступа: <https://e.lanbook.com/book/4032>

2. Глинка, Н.Л. Общая химия / Н.Л. Глинка. – М.: Интеграл-Пресс, 2008. – 728 с. ISBN 5-89602-017-1

3. Гаршин, А. Общая и неорганическая химия в схемах, рисунках, таблицах и химических реакциях / А. Гаршин. – СПб: Питер, 2011. – 288 с. ISBN 978-5-459-00309-3

4. Богомолова, И.В. Неорганическая химия / И.В. Богомолова. – М.: Альфа – М, 2009. – 336 с. ISBN 978-5-98281-187-5

5. Богомолова, И. В. Органическая химия [Электронный ресурс] : учеб. пособие / И. В. Богомолова, С. С. Макарихина. — М. : ФЛИНТА, 2013. — 365 с. - ISBN 978-5-9765-1705-9 <http://znanium.com/bookread2.php?book=457829>

дополнительная литература

1. Лидин, Р.А. Химия / Р.А. Лидин, Л.Ю. Аликберова. – М.: АСТ-Пресс Школа, 2009. – 512 с. ISBN 978-5-94776-601-1

2. Стась, Н.Ф. Лабораторный практикум по общей и неорганической химии / Н.Ф. Стась, А.А. Плакидкин, Н.М. Князева. – М.: Высшая школа, 2008. – 214 с. ISBN 978-5-06-005749-2

3. Глинка, Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии / Н.Л. Глинка. – М.: КноРус, 2011. – 240 с. ISBN 978-5-406-00810-2

4. Вольхин, В.В. Общая химия. Основной курс / В.В. Вольхин. – М.: Изд-во «Лань», 2008. – 464 с. ISBN 978-5-8114-0829-0

5. Органическая химия : в 3 т. Т. 2 / Травень В.Ф., - 4-е изд., (эл.) - М.: БИНОМ. ЛЗ, 2015. - 550 с.: ISBN 978-5-9963-2940-3 <http://znanium.com/catalog/product/485774>

ТЕМА: ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

Цель работы: ознакомление с окислительно-восстановительными свойствами металлов, неметаллов и их соединений, освоение методики составления уравнений окислительно-восстановительных реакций.

Химические реакции, которые протекают с изменением степеней окисления атомов в молекулах реагирующих веществ, называются окислительно-восстановительные.

Например, реакция $\text{Cu}^0 + \text{Hg}^{2+}(\text{NO}_3)_2 = \text{Hg}^0 + \text{Cu}^{2+}(\text{NO}_3)_2$ является окислительно-восстановительной, потому что в процессе этой реакции атомы меди и ртути изменяют свои степени окисления. Степень окисления меди повышается от 0 до +2, степень окисления ртути понижается от +2 до 0.

Степени окисления элементов изменяются потому, что при протекании окислительно-восстановительной реакции происходит переход электронов от атомов одного элемента к атомам другого элемента, т.е. одни атомы отдают электроны, а другие атомы их присоединяют.

Уравнения, которые выражают процессы окисления и восстановления, называются электронными уравнениями.

Процесс отдачи электронов - окисление, процесс присоединения электронов - восстановление.

Окисление всегда сопровождается восстановлением, а восстановление – окислением.

Восстановителями называют атомы, молекулы или ионы, которые отдают электроны в процессе окисления. Окислителями называют атомы, молекулы или ионы, которые присоединяют электроны в процессе восстановления.

По окислительно-восстановительным свойствам все вещества можно разделить на 3 группы:

1) вещества, которые могут быть *только окислителями* (табл. 2). В молекулах таких веществ элементы, изменяющие степени окисления, находятся в высшей степени окисления.

2) вещества, которые могут быть *только восстановителями* (табл. 3). В молекулах таких веществ элементы, изменяющие степень окисления, находятся в низшей степени окисления.

3) вещества, которые могут быть и *окислителями*, и *восстановителями* (в зависимости от второго участника реакции) (табл. 4). Молекулы таких веществ содержат элементы в промежуточной степени окисления.

Таблица 2

Важнейшие окислители

Химический элемент	Высшая степень окисления	Вещества-окислители (примеры)
Азот - N	+5	HNO_3
Марганец - Mn	+7	KMnO_4
Хром - Cr	+6	$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$
Свинец - Pb	+4	PbO_2
Фтор - F	0	F_2
Висмут - Bi	+5	HBiO_3

Таблица 3

Важнейшие восстановители

Химический элемент	Низшая степень окисления	Вещества-восстановители (примеры)
Азот - N	-3	NH ₃
Сера - S	-2	H ₂ S
Фтор - F, хлор - Cl, бром - Br, йод - I	-1	HF, HCl, HBr, HI
Фосфор - P	-3	PH ₃
Водород - H	-1	Гидриды металлов (NaH)
Все металлы	0	Na, Fe, Al, Zn,

Таблица 4

Вещества, проявляющие окислительно-восстановительную двойственность

Химический элемент	Промежуточные степени окисления	Вещества (примеры)
Азот - N	0	N ₂
Азот - N	+3	HNO ₂
Сера - S	+4	SO ₂
Железо - Fe	+2	FeSO ₄

Атомы с промежуточными степенями окисления могут отдавать и принимать электроны.

Типы окислительно-восстановительных реакций:

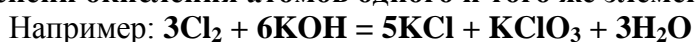
Межмолекулярные реакции – реакции, которые идут с изменением степеней окисления атомов в различных молекулах.



Внутримолекулярные реакции – реакции, в которых атомы, изменяющие свои степени окисления, находятся в одной молекуле.

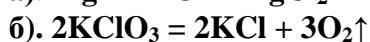
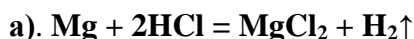


Реакции диспропорционирования – реакции, которые идут с изменением степени окисления атомов одного и того же элемента.

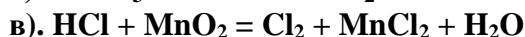
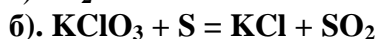
**Задачи для самостоятельного решения**

1. Исходя из степени окисления элемента железа в соединениях Fe₂(SO₄)₃, FeSO₄ укажите, какое из них проявляет: а) только окислительные свойства; б) только восстановительные свойства; в) как окислительные, так и восстановительные свойства.

2. Укажите восстановитель и окислитель в следующих уравнениях реакций:

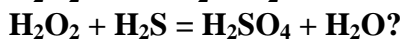
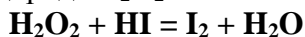


3. Методом электронного баланса подберите коэффициенты в схемах окислительно-восстановительных реакций:



4. Какое из соединений йода: KIO_3 , I_2 , KIO , KI является только восстановителем?

5. Используя метод электронного баланса, подберите коэффициенты в схемах окислительно-восстановительных реакций. Укажите, в каких реакциях пероксид водорода H_2O_2 окислитель, в каких – восстановитель:



6. Подберите коэффициенты в схеме окислительно-восстановительной реакции:

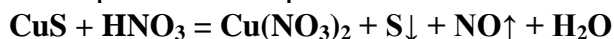
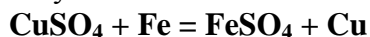


7. Сколько литров хлора при н.у. получится при взаимодействии соляной кислоты со 100 г перманганата калия (KMnO_4 переходит при этом в MnCl_2)?

8. Определить степень окисления серы в следующих соединениях: SO_2 , H_2S , Na_2SO_3 , CS_2 , H_2SO_4 , As_2S_3 .

9. Почему азотистая кислота может проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства? На основании электронных уравнений составить уравнения реакций взаимодействия HNO_2 с бромной водой и йодоводородом.

10. Какие из предложенных реакций являются окислительно-восстановительными? Почему? Укажите окислитель и восстановитель, определите тип реакции:



СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ

основная

1. Гельфман, М.И. Неорганическая химия [Электронный ресурс] : учеб. пособие / М.И. Гельфман, В.П. Юстратов. — Электрон. дан. — Санкт-Петербург : Лань, 2009. — 528 с. — Режим доступа: <https://e.lanbook.com/book/4032>

2. Глинка, Н.Л. Общая химия / Н.Л. Глинка. – М.: Интеграл-Пресс, 2008. – 728 с. ISBN 5-89602-017-1

3. Гаршин, А. Общая и неорганическая химия в схемах, рисунках, таблицах и химических реакциях / А. Гаршин. – СПб: Питер, 2011. – 288 с. ISBN 978-5-459-00309-3

4. Богомолова, И.В. Неорганическая химия / И.В. Богомолова. – М.: Альфа – М, 2009. – 336 с. ISBN 978-5-98281-187-5

5. Богомолова, И. В. Органическая химия [Электронный ресурс] : учеб. пособие / И. В. Богомолова, С. С. Макарихина. — М. : ФЛИНТА, 2013. — 365 с. - ISBN978-5-9765-1705-9 <http://znanium.com/bookread2.php?book=457829>

дополнительная литература

1. Лидин, Р.А. Химия / Р.А. Лидин, Л.Ю. Аликберова. – М.: АСТ-Пресс Школа, 2009. – 512 с. ISBN 978-5-94776-601-1

2. Стась, Н.Ф. Лабораторный практикум по общей и неорганической химии / Н.Ф. Стась, А.А. Плакидкин, Н.М. Князева. – М.: Высшая школа, 2008. – 214 с. ISBN 978-5-06-005749-2

3. Глинка, Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии / Н.Л. Глинка. – М.: КноРус, 2011. – 240 с. ISBN 978-5-406-00810-2

4. Вольхин, В.В. Общая химия. Основной курс /В.В. Вольхин. – М.: Изд-во «Лань», 2008. – 464 с. ISBN 978-5-8114-0829-0

5. Органическая химия : в 3 т. Т. 2 / Травень В.Ф., - 4-е изд., (эл.) - М.:БИНОМ. ЛЗ, 2015. - 550 с.: ISBN 978-5-9963-2940-3 <http://znanium.com/catalog/product/485774>

ТЕМА: КИНЕТИКА ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ И ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

Цель: экспериментальная проверка основных законов химической кинетики.

Химическая кинетика – раздел химии, изучающий скорости и механизмы протекания реакций.

Скорость химической реакции – это изменение концентрации реагирующих веществ в единицу времени.

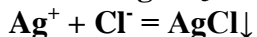
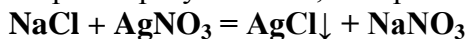
Концентрация реагирующих веществ обозначается символом «С» и выражается моль/л: $C = \nu/V$ (V – объём реакционной смеси). Время обозначается символом t и выражается в секундах.

Скорость реакции определяется по формуле: $\nu = \pm \Delta C / \Delta t$, где ν – скорость реакции, моль/л с; C_1 и C_2 – концентрации веществ в начальный момент времени t_1 и к моменту времени t_2 ; $\Delta C = C_2 - C_1$ – изменение концентрации вещества за промежуток времени Δt ; $\Delta t = t_2 - t_1$ – промежуток времени, в течение которого изменяется концентрация вещества.

Скорость химической реакции зависит от следующих факторов:

1) влияние природы реагирующих веществ

Вещества с ионными и полярными ковалентными связями в водных растворах взаимодействуют с большой скоростью. Это объясняется тем, что такие вещества в растворах образуют ионы, которые легко взаимодействуют друг с другом.



Вещества с неполярными или малополярными ковалентными связями взаимодействуют с различной скоростью. Это зависит от их химической активности. Например, реакция взаимодействия водорода со фтором идет очень быстро (со взрывом) при комнатной температуре, а реакция взаимодействия водорода с бромом идет медленно даже при нагревании:



2) влияние поверхности соприкосновения реагирующих веществ

Все реакции делятся на гомогенные и гетерогенные.

Гомогенные реакции – реакции, в которых все вещества образуют однородную систему, гетерогенные реакции – неоднородную систему.

Гомогенные реакции – реакции, в которых все вещества образуют однородную систему, гетерогенные реакции – неоднородную систему.

Скорость гетерогенных реакций зависит от величины поверхности соприкосновения реагирующих веществ. Чем больше поверхность соприкосновения, тем больше скорость химической реакции. Для увеличения скорости химической реакции твёрдые вещества измельчают, жидкие превращают в пар, реакционную смесь перемешивают.

3) влияние концентрации реагирующих веществ

Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих выражается **законом действующих масс**: скорость химической реакции прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ с учётом их стехиометрических коэффициентов.

Открыт *К. Гульдбергом и П. Вааге в 1867 г.*

Для реакции $aA + bB = cC + dD$ кинетическое уравнение реакции согласно закону действующих масс имеет вид: $v = k[A]^a[B]^b$.

Если $[A] = [B] = 1$ моль/л, то скорость химической реакции равна константе k . **Константа скорости реакции k** зависит от природы реагирующих веществ, температуры, но не зависит от концентрации веществ.

Концентрации твёрдых веществ не входят в выражение закона действующих масс.

Например: $Fe_2O_3(тв) + 3H_2(г) = 2Fe(тв) + 3H_2O(г)$ и кинетическое уравнение имеет вид: $v = k[H_2]^3$.

4) влияние температуры.

При повышении температуры скорость химических реакций обычно возрастает. Это объясняется **теорией активации**.

Зависимость скорости химической реакции от температуры выражается **правилом Вант - Гоффа**: при повышении температуры на 10^0C скорость большинства реакций увеличивается в 2 – 4 раза.

Правило математически выражается следующей формулой: $v_{t_2} = v_{t_1}\gamma^{t_2-t_1/10}$, где γ – температурный коэффициент, который показывает, во сколько раз увеличивается скорость реакции при повышении температуры на 10^0 ; v_{t_2} – скорость реакции при температуре t_2^0 ; v_{t_1} – скорость реакции при температуре t_1^0 .

5) влияние катализатора.

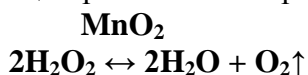
Катализаторы – вещества, которые изменяют скорость химической реакции, но не расходуются в результате реакции.

Химические реакции, которые протекают в присутствии катализаторов, называют **каталитическими**.

Катализаторы могут быть положительными и отрицательными. **Отрицательные катализаторы** называют **ингибиторами**.

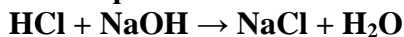
Явление изменения скорости реакции в присутствии катализаторов называется **катализом**.

Положительные катализаторы во много раз увеличивают скорость химических реакций. Например, оксид марганца (IV) MnO_2 значительно увеличивает скорость реакции разложения пероксида водорода (H_2O_2) на кислород и воду:

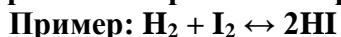


Химические реакции разделяют на обратимые и необратимые.

Необратимыми реакциями называют реакции, которые протекают только в одном направлении.



Обратимыми реакциями называют реакции, которые одновременно протекают в прямом и обратном направлении.



Знак \leftrightarrow называется **знаком обратимости**.

Состояние обратимой реакции, при котором скорость прямой реакции равна скорости обратной реакции, называется **химическим равновесием**.

Химическое равновесие является **динамическим равновесием**. Это означает, что в равновесном состоянии прямая и обратная реакции продолжают протекать. Но так как их скорости при этом равны, то концентрации реагирующих веществ в системе остаются постоянными при сохранении постоянных внешних условий. Эти концентрации называются **равновесными концентрациями**.

Для реакции $aA + bB \leftrightarrow cC + dD$ в состоянии равновесия ($v_{пр} = v_{обр}$):

$v_{\text{пр}} = k_{\text{пр}}[A]_p^a[B]_p^b$; $v_{\text{обр}} = k_{\text{обр}}[C]_p^c[D]_p^d$, где $[A]_p$, $[B]_p$, $[C]_p$, $[D]_p$ – равновесные концентрации.

Так как $v_{\text{пр}} = v_{\text{обр}}$, то $k_{\text{пр}}[A]_p^a[B]_p^b = k_{\text{обр}}[C]_p^c[D]_p^d$; отсюда $k_{\text{пр}}/k_{\text{обр}} = [C]_p^c[D]_p^d/[A]_p^a[B]_p^b$.

$k_{\text{пр}} = \text{const}$, $k_{\text{обр}} = \text{const}$., следовательно, $k_{\text{пр}}/k_{\text{обр}} = \text{const}$.

Отношение констант скоростей прямой и обратной реакций является величиной постоянной и называется **константой равновесия (K_p)**: $K_p = k_{\text{пр}}/k_{\text{обр}}$

Делаем вывод, что отношение произведения концентраций продуктов реакции к произведению концентраций исходных веществ в момент равновесия является постоянной величиной при данных условиях.

Константа равновесия зависит от температуры, но не зависит от концентрации реагирующих веществ. Присутствие катализатора также не влияет на константу равновесия. Чем больше константа равновесия, тем больше выход продуктов реакции. Концентрации твёрдых веществ не входят в выражение константы равновесия.

Химическое равновесие является подвижным. При изменении условий оно нарушается (смещается). **Переход из одного равновесного состояния в другое равновесное состояние называется смещением, или сдвигом равновесия.**

Направление смещения равновесия определяется **принципом Ле – Шателье**: **если на систему, находящуюся в состоянии равновесия, оказать внешнее воздействие (изменить концентрацию, температуру, давление), то равновесие смещается в сторону той реакции, которая противодействует этому воздействию.**

Задачи для самостоятельного решения

1. Во сколько раз возрастёт скорость реакции взаимодействия оксида углерода (II) с кислородом, если концентрации исходных веществ увеличить в 3 раза?

2. Во сколько раз возрастёт скорость химической реакции при повышении температуры на 40°C , если температурный коэффициент скорости реакции равен 3?

3. Во сколько раз возрастёт скорость реакции взаимодействия водорода и брома, если концентрации исходных веществ увеличить в 4 раза?

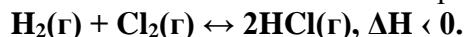
4. Как изменится скорость реакции: $2\text{NO} + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{NO}_2$, если давление в системе увеличить в 2 раза?

5. Реакция между оксидом азота (II) и хлором протекает по уравнению:

$2\text{NO} + \text{Cl}_2 \leftrightarrow 2\text{NOCl}$. Как изменится скорость реакции при увеличении: а) концентрации оксида азота (II) в 2 раза; б) концентрации хлора в 2 раза; в) концентрации обоих веществ в 2 раза?

6. На сколько градусов надо увеличить температуру, чтобы скорость реакции возросла в 32 раза? Температурный коэффициент скорости реакции равен 2.

7. Как влияет повышение температуры на равновесие системы:



8. Как влияют на равновесие в системе $3\text{H}_2 + \text{N}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3$, $\Delta H < 0$:

а) повышение давления; б) повышение температуры; в) увеличение концентрации исходных веществ?

9. Как влияют: а) понижение давления; б) повышение температуры; в) увеличение концентрации исходных веществ на равновесие системы: $2\text{NO} + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{NO}_2$?

10). Как изменится скорость прямой и обратной реакций $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{SO}_3$, если объём газовой смеси уменьшится в 3 раза? В каком направлении сместится химическое равновесие при повышении температуры?

11. В замкнутой системе в присутствии катализатора реакция взаимодействия HCl с кислородом обратима: $4\text{HCl} + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$, $\Delta H < 0$. Какое влияние на равновесную концентрацию хлора будут оказывать: а) увеличение давления; б) увеличение концентрации кислорода; в) повышение температуры?

12. Вычислите константу равновесия для обратимой реакции, протекающей по уравнению: $2\text{NO}_2 \leftrightarrow 2\text{NO} + \text{O}_2$, зная, что при состоянии равновесия $[\text{NO}_2] = 0,06$ моль/л; $[\text{NO}] = 0,24$ моль/л; $[\text{O}_2] = 0,12$ моль/л.

13. Вычислите константу равновесия для процесса: $\text{CO} + \text{Cl}_2 \leftrightarrow \text{COCl}_2$, если при некоторой температуре из взятых в исходном состоянии 5 моль CO и 4 моль хлора образовалось 1,5 моль COCl_2 .

14. В каком направлении произойдет смещение равновесия реакции:

$3\text{Fe(тв)} + 4\text{H}_2\text{O(г)} \leftrightarrow \text{Fe}_3\text{O}_4 + 4\text{H}_2$ а) при увеличении концентрации водорода; б) при увеличении концентрации паров воды?

15. Температурный коэффициент скорости реакции равен 2,8. Во сколько раз возрастает скорость реакции при повышении температуры от 20 до 75°C?

СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ

основная

1. Гельфман, М.И. Неорганическая химия [Электронный ресурс] : учеб. пособие / М.И. Гельфман, В.П. Юстратов. — Электрон. дан. — Санкт-Петербург : Лань, 2009. — 528 с. — Режим доступа: <https://e.lanbook.com/book/4032>

2. Глинка, Н.Л. Общая химия / Н.Л. Глинка. — М.: Интеграл-Пресс, 2008. — 728 с. ISBN 5-89602-017-1

3. Гаршин, А. Общая и неорганическая химия в схемах, рисунках, таблицах и химических реакциях / А. Гаршин. — СПб: Питер, 2011. — 288 с. ISBN 978-5-459-00309-3

4. Богомолова, И.В. Неорганическая химия / И.В. Богомолова. — М.: Альфа — М, 2009. — 336 с. ISBN 978-5-98281-187-5

5. Богомолова, И. В. Органическая химия [Электронный ресурс] : учеб. пособие / И. В. Богомолова, С. С. Макарихина. — М. : ФЛИНТА, 2013. — 365 с. - ISBN 978-5-9765-1705-9 <http://znanium.com/bookread2.php?book=457829>

дополнительная литература

1. Лидин, Р.А. Химия / Р.А. Лидин, Л.Ю. Аликберова. — М.: АСТ-Пресс Школа, 2009. — 512 с. ISBN 978-5-94776-601-1

2. Стась, Н.Ф. Лабораторный практикум по общей и неорганической химии / Н.Ф. Стась, А.А. Плакидкин, Н.М. Князева. — М.: Высшая школа, 2008. — 214 с. ISBN 978-5-06-005749-2

3. Глинка, Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии / Н.Л. Глинка. — М.: КноРус, 2011. — 240 с. ISBN 978-5-406-00810-2

4. Вольхин, В.В. Общая химия. Основной курс / В.В. Вольхин. — М.: Изд-во «Лань», 2008. — 464 с. ISBN 978-5-8114-0829-0

5. Органическая химия : в 3 т. Т. 2 / Травень В.Ф., - 4-е изд., (эл.) - М.: БИНОМ. ЛЗ, 2015. - 550 с.: ISBN 978-5-9963-2940-3 <http://znanium.com/catalog/product/485774>

ТЕМА: РАСТВОРЫ

Цель: *приготовление растворов заданной концентрации.*

Растворы – гомогенные (однородные) системы переменного состава, которые содержат два или несколько компонентов.

Растворы жидкие: раствор NaCl в воде; раствор HNO₃ в воде; раствор йода в спирте.

Газообразные растворы: воздух (21% O₂ + 78% N₂ + 1% других газов).

Твёрдые растворы (сплавы металлов): сплавы Cu + Ni; Au + Ag; Ni + Ag.

Наиболее распространены жидкие растворы. Они состоят из **растворителя** (жидкости) и **растворённых веществ** (газообразных, жидких, твёрдых). Жидкие растворы могут быть водные и неводные.

Массовая доля растворённого вещества ω – отношение массы растворённого вещества к массе раствора:

$$\omega(\text{вещества}) = \frac{m(\text{вещества})}{m(\text{раствора})} 100\%,$$

где $\omega(\text{вещества})$ – массовая доля растворённого вещества, %; $m(\text{вещества})$ – масса растворённого вещества, г; $m(\text{раствора})$ – масса раствора, г.

Массовую долю растворённого вещества в процентах (%) часто называют **процентной концентрацией раствора**.

Таблица 8

Смесь	Общая масса	Содержание компонентов
10%-ный раствор	100	10 г вещества, 90 г воды
25%-ный раствор	100	25 г вещества, 75 г воды

Молярная концентрация C_M показывает число молей растворённого вещества в одном литре раствора. Её можно рассчитать по формуле: $C_M = \nu/V$, где C_M – молярная концентрация, моль/л; ν – количество вещества, моль; V – объём раствора, л.

Таблица 9

Молярная концентрация C_M , моль/л	Обозначение молярной концентрации	Название раствора
1	1M	Одномолярный (молярный)
0,5	0,5M	Полумолярный
0,1	0,1M	Децимолярный
0,01	0,01M	Сантимолярный
0,001	0,001M	Миллимоляр.

На практике часто переходят от одного способа выражения концентрации к другому по известной плотности раствора, применяя формулу: $m = \rho \cdot V$.

Нормальная (эквивалентная) концентрация C_N – это число молярных масс эквивалента растворённого вещества, содержащихся в 1 л раствора.

$$C_N = \nu_{\text{экв}}/V.$$

Объёмный процент $C_{об.}\%$ применяют для обозначения концентраций смесей жидкостей или газов – **количество миллилитров вещества в 100 мл объёма смеси:** $C_{об.}\% = (V_A / (V_A + V_B)) \cdot 100\%$, где V_A – объём растворённого вещества; V_B – объём растворителя; $V_A + V_B$ – объём раствора.

Таблица 10

Смесь	Общая масса	Объёмы компонентов
45% - ный раствор этанола	100	45 мл C_2H_5OH , 55 мл H_2O
10% - ный раствор уксусной кислоты	100	10 мл CH_3COOH , 90 мл H_2O

Молярная концентрация C_m – количество растворённого вещества в одном кг растворителя: $C_m = (m_1 \cdot 1000) / (M \cdot m_2)$.

Титр T – масса растворённого вещества в 1 мл раствора: $T = \frac{m}{1000}$

$$T = (C_m \cdot M) / 1000,$$

$$T = (C_n \cdot \mathcal{E}) / 1000$$

Связь между разными способами выражения концентрации растворов:

$C_M = (10\omega\rho) / M$, где C_M – молярная концентрация, моль/л; ρ – плотность раствора, г/см³; ω – массовая доля растворённого вещества (процентная концентрация),%; M – молярная масса растворённого вещества, г/моль.

$T = (C_M M) / 1000$, где T – титр, г/мл.

$$C_n = \frac{T \cdot 1000}{\mathcal{E}}, \text{ где } \mathcal{E} \text{ – эквивалент, г/моль.}$$

Титр и нормальность связаны между собой следующей зависимостью:

$$T = \frac{N\mathcal{E}}{1000}, \text{ отсюда } N = \frac{T \cdot 1000}{\mathcal{E}}$$

Для объёмного анализа важным является следующее положение: **равные объёмы растворов одинаковой нормальности содержат равные эквивалентные количества растворённых веществ**, т. е. $N_1 V_1 = N_2 V_2$, где N_1, N_2 – нормальности реагирующих веществ; V_1, V_2 – их объёмы.

Задачи для самостоятельного решения

1. Рассчитайте массовую долю сульфата магния в растворе, содержащем 5,5 г $MgSO_4$ в 0,5 л раствора. Плотность раствора 1,1 г/мл.

2. Сколько граммов хлорида калия и воды необходимо взять для приготовления 0,4 кг раствора с массовой долей хлорида калия в нём 15%?

3. Определите массовую долю растворённого вещества в растворе, полученном растворением 6,72 л оксида серы (IV) при н.у. в 980,8 г воды.

4. В 2 л раствора фосфорной кислоты содержится 29,4 г H_3PO_4 . Рассчитайте молярную концентрацию раствора.

5. Сколько грамм гидроксида калия содержится в 400 мл 0,2М раствора KOH?

6. Определите нормальную концентрацию раствора, если в растворе объёмом 200 мл содержится 28,28 г фосфата калия K_3PO_4 .

7. Сколько мл раствора серной кислоты с массовой долей H_2SO_4 96% ($\rho = 1,84$ г/мл) необходимо взять для приготовления 2 л 0,5 н. раствора?

8. Плотность раствора с массовой долей серной кислоты 34% равна 1,25 г/мл. Рассчитайте молярную и нормальную концентрацию этого раствора.

9. Какова нормальная концентрация раствора гидроксида калия, если на нейтрализацию 40 мл его израсходовано 25 мл 0,5 н раствора серной кислоты.

10. Сколько граммов 10%-ной серной кислоты потребуется для растворения 3,7 г гидроксида кальция?

11. 3 л раствора серной кислоты с массовой долей H_2SO_4 40% ($\rho = 1,30$ г/мл) упарили до 2 кг. Определите массовую долю полученного раствора.

12. 1 л воды растворяет 600 л бромоводорода при н.у. Какова массовая доля бромоводорода в получившемся растворе?

13. Вычислить массовую долю, молярную и нормальную концентрации раствора ортофосфорной кислоты, полученного при растворении 18 г кислоты в 282 мл воды, если плотность равна 1,031 г/мл.

14. Сколько и какого вещества останется в избытке, если к 75 мл 0,3 н раствора серной кислоты прибавить 125 мл 0,2 н раствора гидроксида калия?

15. В 200 г воды растворили 67,2 л сероводорода H_2S при н.у. Определить массовую долю сероводорода в растворе.

16. Раствор объёмом 500 мл содержит NaOH массой 5 г. Определить молярную концентрацию этого раствора.

17. Молярная концентрация раствора гидроксида калия равна 3,8 моль/л, его плотность - 1,17 г/мл. Вычислить массовую долю KOH в этом растворе.

18. К 300 мл 20% - ного раствора серной кислоты ($\rho = 1,14$ г/мл) прилили 250 мл воды. Определить массовую долю и молярную концентрацию полученного раствора.

19. Плотность 26% - ного раствора KOH равна 1,24 г/мл. Сколько молей KOH находится в 5 л раствора?

20. Найти массовую долю азотной кислоты в растворе, в 1 л которого содержится 224 г HNO_3 ($\rho = 1,12$ г/мл).

21. Какой объём 50%-ного раствора гидроксида калия (плотность 1,538 г/мл) требуется для приготовления 3 л 6%-ного раствора (плотность 1,048 г/мл)?

22. Плотность раствора гидроксида калия с массовой долей KOH 26% равна 1,24 г/мл. Чему равна молярная концентрация и титр раствора?

23. Вычислите молярную и нормальную концентрации, а также титр растворённого вещества для раствора азотной кислоты с массовой долей HNO_3 15% и плотностью 1,22 г/мл.

24. Из 1 кг раствора щёлочи с массовой долей NaOH 10% выпарили 200 г воды. Чему равна массовая доля NaOH в новом растворе?

25. До какого объёма надо разбавить 500 мл 20%-ного раствора NaCl плотностью 1,152 г/мл, чтобы получить раствор с массовой долей хлорида натрия 4,5% и плотностью 1,029 г/мл.

26. Какой объём 15%-ного раствора серной кислоты (плотность 1,1 г/мл) потребуется для полного растворения 24,3 г магния?

СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ

основная

1. Гельфман, М.И. Неорганическая химия [Электронный ресурс] : учеб. пособие / М.И. Гельфман, В.П. Юстратов. — Электрон. дан. — Санкт-Петербург : Лань, 2009. — 528 с. — Режим доступа: <https://e.lanbook.com/book/4032>
2. Глинка, Н.Л. Общая химия / Н.Л. Глинка. – М.: Интеграл-Пресс, 2008. – 728 с. ISBN 5-89602-017-1
3. Гаршин, А. Общая и неорганическая химия в схемах, рисунках, таблицах и химических реакциях / А. Гаршин. – СПб: Питер, 2011. – 288 с. ISBN 978-5-459-00309-3
4. Богомолова, И.В. Неорганическая химия / И.В. Богомолова. – М.: Альфа – М, 2009. – 336 с. ISBN 978-5-98281-187-5
5. Богомолова, И. В. Органическая химия [Электронный ресурс] : учеб. пособие / И. В. Богомолова, С. С. Макарихина. — М. : ФЛИНТА, 2013. — 365 с. - ISBN978-5-9765-1705-9 <http://znanium.com/bookread2.php?book=457829>

дополнительная литература

1. Лидин, Р.А. Химия / Р.А. Лидин, Л.Ю. Аликберова. – М.: АСТ-Пресс Школа, 2009. – 512 с. ISBN 978-5-94776-601-1
2. Стась, Н.Ф. Лабораторный практикум по общей и неорганической химии / Н.Ф. Стась, А.А. Плакидкин, Н.М. Князева. – М.: Высшая школа, 2008. – 214 с. ISBN 978-5-06-005749-2
3. Глинка, Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии / Н.Л. Глинка. – М.: КноРус, 2011. – 240 с. ISBN 978-5-406-00810-2
4. Вольхин, В.В. Общая химия. Основной курс / В.В. Вольхин. – М.: Изд-во «Лань», 2008. – 464 с. ISBN 978-5-8114-0829-0
5. Органическая химия : в 3 т. Т. 2 / Травень В.Ф., - 4-е изд., (эл.) - М.: БИНОМ. ЛЗ, 2015. - 550 с.: ISBN 978-5-9963-2940-3 <http://znanium.com/catalog/product/485774>

ТЕМА: РАСТВОРЫ ЭЛЕКТРОЛИТОВ. ТЕОРИЯ ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ ДИССОЦИИАЦИИ

Цель: экспериментальное подтверждение основных положений теории электролитической диссоциации

В настоящее время хорошо известно, что одни вещества в растворённом или расплавленном состоянии проводят электрический ток, а другие же, наоборот, в тех же условиях ток не проводят.

В зависимости от прохождения электрического тока через проводники различают проводники первого и второго рода. К проводникам 1-го рода, обладающим электронной проводимостью, относят металлы, оксиды, сульфиды, уголь. Проводники 2-го рода - это вещества, распадающиеся при определённых условиях на ионы, они обладают ионной проводимостью.

Вещества, растворы или расплавы которых проводят электрический ток, называются электролитами.

Вещества, растворы или расплавы которых не проводят электрический ток, называются неэлектролитами.

К электролитам относят кислоты, основания и почти все соли, к неэлектролитам – большинство органических соединений.

Распад электролитов на ионы при растворении их в воде называется электролитической диссоциацией.

Теория электролитической диссоциации была разработана *шведским ученым С. Аррениусом (1887 г)*.

Основные положения современной теории электролитической диссоциации:

1. при растворении в воде электролиты распадаются (диссоциируют) на положительные и отрицательные частицы (ионы), которые находятся в растворе в хаотическом движении;

2. под действием постоянного электрического тока хаотическое движение ионов сменяется направленным: положительно заряженные ионы (катионы) движутся к катоду, а отрицательно заряженные (анионы) – к аноду;

3. электролитическая диссоциация – обратимый процесс. Наряду с самопроизвольным распадом электролита на ионы (диссоциацией) протекает *процесс соединения ионов в молекулы – ассоциация*. Поэтому при написании уравнений реакций диссоциации ставится знак обратимости (\leftrightarrow): $\text{CH}_3\text{COOH} \leftrightarrow \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}^+$.

Одной из качественных характеристик, введённых для характеристики электролитической диссоциации, является степень диссоциации (α), которая определяется как отношение диссоциированных молекул к общему числу растворённых молекул: $\alpha = N^1/N$.

Её обычно выражают в долях единицы или %. Если $\alpha = 0$, то диссоциация отсутствует, а если $\alpha = 1$ или 100%, то электролит полностью диссоциирован. Степень диссоциации зависит от природы и концентрации электролита, природы растворителя и температуры.

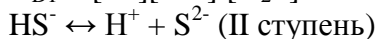
Процесс диссоциации слабых электролитов на ионы является обратимым. В общем виде его можно представить следующим образом: $\text{КА} \leftrightarrow \text{K}^+ + \text{A}^-$.

Пользуясь законом действующих масс, введём еще одну характеристику электролитической диссоциации, которая не будет зависеть от концентрации

электролита: $K_D = \frac{[K^+][A^-]}{[KA]}$, где K_D – константа диссоциации. Эта величина зависит от природы электролита и температуры.

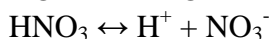
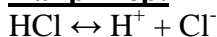
Диссоциация многих электролитов проходит последовательно, по ступеням.

Пример:



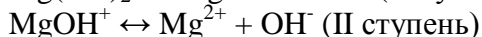
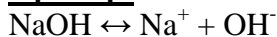
Кислоты диссоциируют в водных растворах на катионы водорода $[H^+]$ и анионы кислотных остатков.

Например:



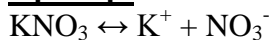
Основания диссоциируют в водных растворах на катионы металла и гидроксид – ионы OH^- .

Пример:



Соли диссоциируют в водных растворах на катион основного и анион кислотного остатков.

Пример:

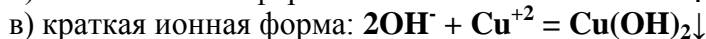
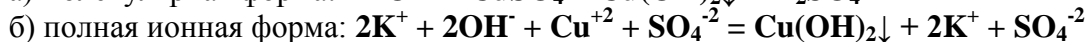


С точки зрения теории электролитической диссоциации, при химическом взаимодействии в растворах электролитов реагируют не молекулы, а ионы. Соединение ионов в молекулы происходит в том случае, если образуется труднорастворимое соединение, газообразное или малодиссоциирующее вещество. Иными словами, реакции между ионами протекают в тех случаях, когда продукты взаимодействия уходят из среды реакции.

Ионными уравнениями могут быть выражены любые реакции, протекающие в растворах между электролитами.

Пример:

а). Написать уравнение реакции между гидроксидом калия и сульфатом меди в молекулярной форме и ионном виде.



Пример :

Написать уравнение реакции между ацетатом натрия и соляной кислотой в молекулярной форме и ионном виде.



Итак, труднорастворимые, газообразные, малодиссоциирующие вещества в ионных уравнениях реакций изображаются в виде молекул, а сильные электролиты, хорошо растворимые в воде, и практически нацело диссоциирующие в ионных уравнениях, изображаются в виде ионов.

Вопросы и задачи для самостоятельного решения

1. Изобразите схемы процессов диссоциации следующих веществ: H_3PO_4 , $\text{Cu}(\text{OH})_2$, MgSO_4 , NaHSO_3 , MgOHCl .

2. Напишите в молекулярной и ионной формах реакцию между сульфидом калия и сульфатом никеля (II).

3. Напишите в молекулярной и ионной формах реакцию между хлоридом бария и серной кислотой.

4. Напишите в молекулярной и ионной формах реакцию между нитратом серебра и хлоридом алюминия.

5. Напишите в молекулярной и ионной формах реакцию между сульфитом калия и соляной кислотой.

6. Напишите в молекулярной и ионной формах реакцию между сульфатом железа (III) и гидроксидом калия.

7. Написать выражения константы электролитической диссоциации для электролитов H_2CO_3 , H_2S , H_2SO_3 , NH_4OH , CH_3COOH .

8. Написать уравнения диссоциации по ступеням для гидроксидов $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$.

9. Составить молекулярное уравнение реакции, которое выражается ионным уравнением: $\text{CaCO}_3 + 2\text{H}^+ = \text{Ca}^{2+} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$

10. Написать ионные и молекулярные уравнения реакций образования хромата бария, фосфата серебра, карбоната кальция, гидроксида железа (III).

11. Как диссоциируют на ионы электролиты, формулы которых HCl , HNO_3 , KOH , NaCl , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$?

12. Написать уравнения ступенчатой диссоциации кислот H_2SO_4 , H_2CO_3 , H_2S , H_3AsO_4 .

СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ

основная

1. Гельфман, М.И. Неорганическая химия [Электронный ресурс] : учеб. пособие / М.И. Гельфман, В.П. Юстратов. — Электрон. дан. — Санкт-Петербург : Лань, 2009. — 528 с. — Режим доступа: <https://e.lanbook.com/book/4032>

2. Глинка, Н.Л. Общая химия / Н.Л. Глинка. — М.: Интеграл-Пресс, 2008. — 728 с. ISBN 5-89602-017-1

3. Гаршин, А. Общая и неорганическая химия в схемах, рисунках, таблицах и химических реакциях / А. Гаршин. — СПб: Питер, 2011. — 288 с. ISBN 978-5-459-00309-3

4. Богомолова, И.В. Неорганическая химия / И.В. Богомолова. — М.: Альфа — М, 2009. — 336 с. ISBN 978-5-98281-187-5

5. Богомолова, И. В. Органическая химия [Электронный ресурс] : учеб. пособие / И. В. Богомолова, С. С. Макарихина. — М. : ФЛИНТА, 2013. — 365 с. - ISBN978-5-

9765-1705-9 <http://znanium.com/bookread2.php?book=457829>

дополнительная литература

1. Лидин, Р.А. Химия / Р.А. Лидин, Л.Ю. Аликберова. – М.: АСТ-Пресс Школа, 2009. – 512 с. ISBN 978-5-94776-601-1

2. Стась, Н.Ф. Лабораторный практикум по общей и неорганической химии / Н.Ф. Стась, А.А. Плакидкин, Н.М. Князева. – М.: Высшая школа, 2008. – 214 с. ISBN 978-5-06-005749-2

3. Глинка, Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии / Н.Л. Глинка. – М.: КноРус, 2011. – 240 с. ISBN 978-5-406-00810-2

4. Вольхин, В.В. Общая химия. Основной курс / В.В. Вольхин. – М.: Изд-во «Лань», 2008. – 464 с. ISBN 978-5-8114-0829-0

5. Органическая химия : в 3 т. Т. 2 / Травень В.Ф., - 4-е изд., (эл.) - М.: БИНОМ. ЛЗ, 2015. - 550 с.: ISBN 978-5-9963-2940-3 <http://znanium.com/catalog/product/485774>

ТЕМА: ТЕОРИЯ ХИМИЧЕСКОГО СТРОЕНИЯ И КЛАССИФИКАЦИЯ ОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

Цель: изучение классификации органических соединений.

Органическая химия – одна из важнейших, фундаментальных естественнонаучных дисциплин, изучающая органические вещества, их строение и закономерности реакций с участием органических соединений.

Вначале термин «органическая химия» произошел от слова организм. Сегодня она рассматривается, в первую очередь, как химия соединений углерода, за исключением простейших (оксиды углерода, угольная кислота и её соли, карбиды). В состав органических веществ, а они составляют более 90% от общего количества химических веществ, кроме углерода, входят также H, N, O, P, S. Долгое время считали, что органические вещества содержатся только в организмах. В середине 19 столетия были проведены первые синтезы органических веществ:

- 1828 г. - немецкий химик Ф. Вёлер синтезировал карбамид (мочевину);

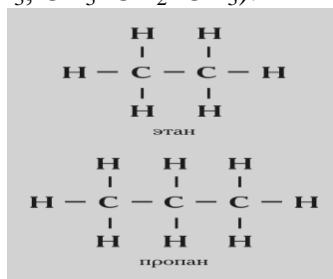
- 1842 г. - русский химик Н.Н. Зинин получил анилин;

- 1861 г. - русский химик А.М. Бутлеров получил сахаристые вещества;

- 1845 г. - немецкий химик А. Кольбе синтезировал уксусную кислоту из древесного угля, серы, хлора и воды. Вскоре были получены жиры (М.Бертло) и другие органические вещества.

Причины выделения органической химии в отдельную науку:

1. Способность атома углерода образовывать цепи и циклы с многочисленным числом атомов и связи почти со всеми элементами периодической системы Д.И. Менделеева. Причём строение органических веществ - разнообразно. Различают строение химическое, пространственное и электронное. Кроме того, в органической химии используют различные **формулы**: **эмпирические** - показывающие только относительное число каждого элемента в молекуле, но не отражающие общий состав молекулы. Например, в этане на каждый атом углерода приходится три атома водорода: $\text{CH}_3\text{-CH}_3$. **Молекулярная формула** показывает общее число атомов каждого элемента в молекуле, отражает общий состав и молекулярную массу вещества: C_2H_6 , C_3H_8 . **Структурные формулы**, дающие представления о химическом строении вещества, чаще используют сокращенные формулы, в которых часть связей не пишется ($\text{CH}_3\text{-CH}_3$, $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_3$):



Предмет изучения органической химии – более высокоорганизованная форма материи, позволяющая воссоединить биологическую и физическую органические химии с неорганической, а также и с другими предметами.

Органические соединения проявляют специфические физические свойства:

а) почти все органические соединения обугливаются, выделяя углерод, горят, тогда как большинство неорганических соединений этим свойством не обладает. Многие органические соединения имеют низкую температуру плавления и кипения;

б) при незначительном внешнем воздействии многие органические вещества разлагаются, что требует при работе с ними специфических методов;

в) для большинства органических соединений характерна повышенная окисляемость, т.к. содержат атомы углерода и водорода в малоокисленной форме;

г) многим органическим соединениям несвойственна способность диссоциировать на ионные составляющие (исключение уксусная кислота и др.);

д) большинство органических реакций протекают медленно, тогда как неорганические реакции, протекающие в водных растворах, происходят быстро, и в данном случае реакции сводятся к взаимодействию между ионами. С химическими превращениями органических веществ мы часто встречаемся в повседневной жизни (денатурация белка).

Впервые идея химического строения органических соединений были доложены **А.М.Бутлеровым** в докладе на съезде естествоиспытателей и врачей в **1861 году**.

Основные положения теории:

1. Все атомы в органических молекулах связаны друг с другом в определенной последовательности химическими связями согласно их валентности. Порядок связи обуславливает их строение.

2. Физико-химические свойства органических соединений зависят от строения их молекул (это положение объясняет изомерию).

3. Так как при химических реакциях органические соединения меняются не все, а только части их молекул (функциональные группы), и, определяя продукты реакции, можно определить их химическое строение.

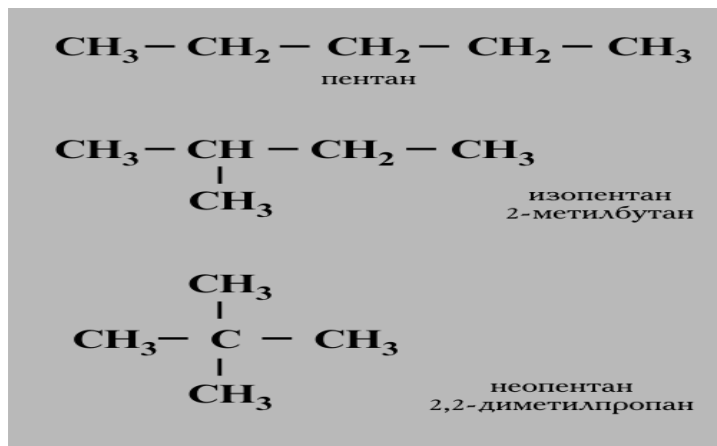
4. Химические свойства элементов меняются в зависимости от окружения, это обусловлено взаимным влиянием атомов друг на друга. Причем наиболее сильно это влияние складывается на непосредственно связанных атомах.

Значение теории: теория химического строения Бутлерова дала возможность систематизировать огромный практический материал, заранее предсказать существование новых веществ, указать пути их получения, что обеспечило добиться успехов в органическом синтезе. В настоящее время теория служит основой во всех исследованиях по органической химии.

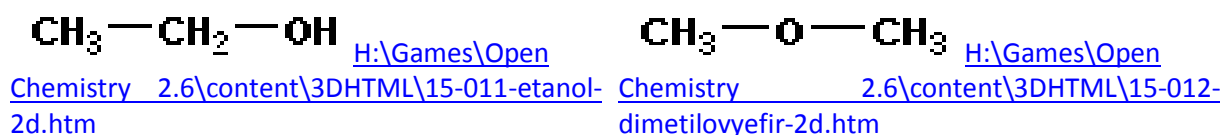
Явление изомерии.

Изомерами называются соединения с одинаковым элементным составом, с одинаковой молекулярной массой, но отличающиеся последовательностью связывания атомов и расположением их в пространстве, т.е. имеют разное химическое строение, а значит обладающие и разными свойствами.

Структурная изомерия: 1) **скелетная (изомеры цепи)** – изомерия, обусловленная разветвлением углеродного скелета и соединения отличаются порядком углерод-углерод связей.



2) **Функциональная (межклассовая) изомерия** – изомеры содержат различные функциональные группы и относятся к разным классам органических соединений (альдегиды, кетоны, спирты, эфиры и т.д.).



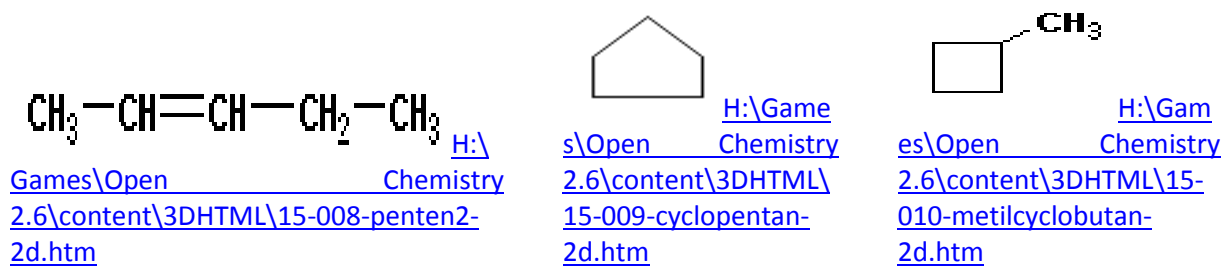
этанол

диметиловый эфир

3) **Изомерия положения функциональных групп и кратных связей**, т.е. группы атомов, определяющих принадлежность соединения к тому или иному классу:



4) **Изомерия цепь–цикл** отражает образование изомеров в ненасыщенных углеводородах в результате образования моноциклических углеводородов.



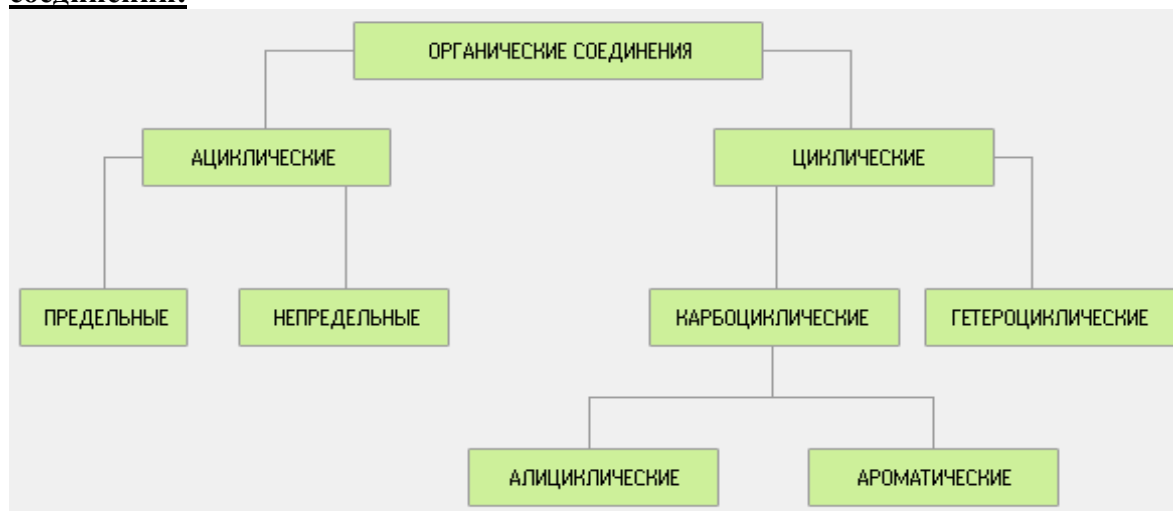
пентен-2

циклопентан

метилциклобутан

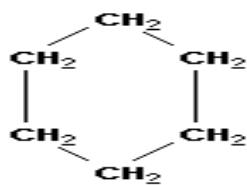
Пространственная изомерия (стереоизомеры) – эти изомеры имеют одинаковый состав и химическое строение, но отличаются пространственным расположением атомов в молекуле без разрыва связей.

Классификация и номенклатура органических соединений:

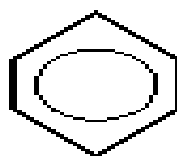


1. **Ациклические (алифатические) соединения** – это соединения с открытой цепью углеродных атомов, которая бывает неразветвленной и разветвленной цепью, и подразделяются на насыщенные (алканы, парафины) и два гомологических ряда ненасыщенных соединений: этиленовые (алкены, олефины) и ацетиленовые (алкины).

2. **Циклические соединения** – соединения с замкнутой цепью. Различают: а) **карбоциклические циклы**, состоящие только из атомов углерода и водорода. В свою очередь, эти циклы делятся на: **алициклические** (циклогексан), содержащие только σ – связи, и **ароматические** (бензол), содержащие кроме простых, ещё и кратные π – связи.

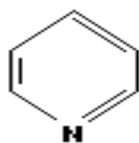


циклогексан

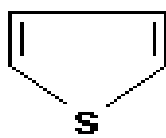


бензол

б) **гетероциклические соединения** – в состав цикла наряду с атомами углерода и водорода входят и другие элементы периодической системы (N, O, S)



пиридин



тиофен

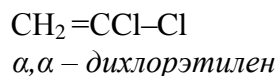
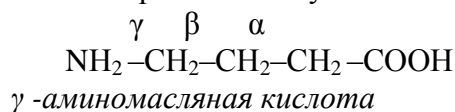
Кроме того, в каждом классе все соединения подразделяются по подклассам, в зависимости от входящих в их состав функциональных групп. Свойства любого органического соединения, получаемого путём замещения атома водорода в молекуле (остаток молекулы после отнятия атома **H** называется **радикалом R**) на гетероатом (Cl, Br и т.д.) или функциональную группу с одним (OH, NH₂) или несколькими (COOH, SO₃H, NO₂) гетероатомами, определяются природой заместителя или функциональной группой. Обычно такие производные углеводов записываются в виде R–X (где X – гетероатом или функциональная группа).

Среди многообразия органических соединений можно выделить **группы веществ, сходные по своим свойствам и отличающиеся друг от друга на группу атомов – CH_2 (гомологическая разность)** – такие соединения называются **гомологами**, а **последовательность группы гомологическими рядами**. Например: **алканы** ($\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$) CH_4 –метан, CH_3 – CH_3 –этан, CH_3 – CH_2 – CH_3 –пропан и т.д. (гомологический ряд).

Номенклатура – это система правил, позволяющая дать однозначное название каждому индивидуальному соединению. Это язык органической химии, который используется для передачи в названиях органических соединений их строения.

Вначале синтезируемые соединения называли произвольно (*историческая* или *тривиальная номенклатура*). Эти названия случайны, их невозможно систематизировать и часто название соединений связывают с местом и способом их получения. Эти названия особенно распространены в природных соединениях (алкалоиды, аминокислоты, углеводы), есть и в органических (ацетон, толуол, уксусная и муравьиная кислота). Это связано с тем, что некоторые систематические названия порганических соединений бывают громоздкими.

На смену тривиальной номенклатуры пришла **рациональная (рационально-функциональная**, от *ratio* - разум) – соединения рассматриваются как производные первого (реже второго) члена гомологического ряда соответствующего класса соединений. Названия строятся от названий углеводородных радикалов, функциональной группы или соответствующего класса соединений: CH_3 – OH – *спирт метиловый*; CH_3 – Cl – *хлористый метил*. В сложных соединениях заместители указывают греческими буквами



В случае симметричных соединений перед названием соответствующего радикала ставят приставку **ди-** или **би-**:



В 1956 г. на комиссии чистой и прикладной химии окончательно утвердили **номенклатуру ИЮПАК** (от названия заглавных букв международного союза чистой и прикладной химии - IUPAC). При составлении названий органических соединений используются номенклатурные термины:

1. **Органический радикал** - это остаток органической молекулы, из которой удалили один или несколько атомов водорода, оставив свободными соответственно одну или несколько валентностей: CH_3 –*метил*; CH_3 – CH_2 –*этил*; CH_3 – $\text{C}=\text{O}$ - *ацетил*; $-\text{CH}_2-$ *метилен*.
2. **Родоначальная структура** – химическая структура, лежащая в основе называемого соединения, т.е. главная углеродная цепь в ациклических соединениях или цикл в циклических соединениях.
3. **Характеристическая группа** – это функциональная группа, связанная с родоначальной структурой или частично входящую в её состав.
4. **Заместитель** – это любая функциональная группа или углеводородный радикал, присоединенный к родоначальной структуре.
5. **Международная номенклатура** – в её основе лежит выбор родоначальной структуры, а названия строятся как сложное слово, состоящее из *корня* (название родоначальной структуры), *суффиксов*, отражающих степень насыщенности, *приставок* и *окончаний*, указывающих характер, число и место нахождения заместителей.

Формирование названия органических соединений осуществляют в следующем порядке:

1. Определяют старшую функциональную группу, которая отражается в названии окончанием (-COOH –овая кислота, -ОН – ол, NH₂- амин).
2. Определяют родоначальную структуру по следующим критериям: она должна иметь самую длинную углеродную цепь и содержать максимальное число замещающих групп, кратных связей или углеродных радикалов.
3. Нумерация атомов углеродной цепи начинают с того конца, к которому ближе заместитель или функциональная группа.
4. Определяют название родоначальной структуры, которую отражают суффиксами: **ан** – насыщенный углеродный скелет, **ен** – наличие двойной связи, **ин** – тройной связи и старшей функциональной группы (окончание).
5. Определяют название заместителей, которое отражают префиксом с указанием их положения (SH–меркапто, ОН-гидрокси). Если в соединениях имеется несколько одинаковых заместителей или кратных связей, то перед обозначением ставится умножающий префикс – ди-, три-, тетра- и т.д.

Другими словами, направление построения названия производится слева на права от функциональной группы.

Вопросы и задачи для самостоятельного решения

1. В чём сущность теории химического строения А.М. Бутлерова?
2. Составьте структурные формулы углеводородов: а) пентана C₅H₁₂; б) гексана C₆H₁₄.
3. Какие научные положения и идеи являлись предпосылкой теории химического строения?
4. В чём причина многообразия органических соединений?
5. Почему органическую химию выделили в отдельную науку?
6. Раскройте сущность понятия «изомерия»?
7. Какие признаки лежат в основе классификации органических веществ?
8. Объясните понятия «гомолог», «гомологический ряд», «функциональная группа».
9. Какая разница между понятиями «гомология» и «изомерия»?

СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ

основная

1. Гельфман, М.И. Неорганическая химия [Электронный ресурс] : учеб. пособие / М.И. Гельфман, В.П. Юстратов. — Электрон. дан. — Санкт-Петербург : Лань, 2009. — 528 с. — Режим доступа: <https://e.lanbook.com/book/4032>
2. Глинка, Н.Л. Общая химия / Н.Л. Глинка. – М.: Интеграл-Пресс, 2008. – 728 с. ISBN 5-89602-017-1
3. Гаршин, А. Общая и неорганическая химия в схемах, рисунках, таблицах и химических реакциях / А. Гаршин. – СПб: Питер, 2011. – 288 с. ISBN 978-5-459-00309-3
4. Богомолова, И.В. Неорганическая химия / И.В. Богомолова. – М.: Альфа – М, 2009. – 336 с. ISBN 978-5-98281-187-5
5. Богомолова, И. В. Органическая химия [Электронный ресурс] : учеб. пособие /

И. В. Богомолова, С. С. Макарихина. — М. : ФЛИНТА, 2013. — 365 с. - ISBN978-5-9765-1705-9 <http://znanium.com/bookread2.php?book=457829>

дополнительная литература

1. Лидин, Р.А. Химия / Р.А. Лидин, Л.Ю. Аликберова. – М.: АСТ-Пресс Школа, 2009. – 512 с. ISBN 978-5-94776-601-1

2. Стась, Н.Ф.Лабораторный практикум по общей и неорганической химии / Н.Ф. Стась, А.А. Плакидкин, Н.М. Князева. – М.: Высшая школа, 2008. – 214 с. ISBN 978-5-06-005749-2

3. Глинка, Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии / Н.Л. Глинка. – М.: КноРус, 2011. – 240 с. ISBN 978-5-406-00810-2

4. Вольхин, В.В. Общая химия. Основной курс /В.В. Вольхин. – М.: Изд-во «Лань», 2008. – 464 с. ISBN 978-5-8114-0829-0

5. Органическая химия : в 3 т. Т. 2 / Травень В.Ф., - 4-е изд., (эл.) - М.:БИНОМ. ЛЗ, 2015. - 550 с.: ISBN 978-5-9963-2940-3 <http://znanium.com/catalog/product/485774>

ТЕМА: УГЛЕВОДОРОДЫ (АЛКАНЫ. АЛКЕНЫ. АЛКИНЫ. АРЕНЫ)

Цель: ознакомление с различным видом углеводородов (алканы, алкены, алкины, арены), физическими и химическими свойствами, способами получения, применением.

1. ПРЕДЕЛЬНЫЕ УГЛЕВОДОРОДЫ (АЛКАНЫ)

Алканы – нециклические соединения, в которых атомы углерода и водорода соединены между собой σ – связями. Отличаются высокой плотностью и предельной насыщенностью, состав молекулы отвечает общей формуле C_nH_{2n+2} , где n - число атомов углерода. **В алканах имеются** два типа химических связей: ковалентная неполярная C–C (длина этой связи составляет 0,154 нм.) и ковалентная слабополярная C–H, т.к. углерод и водород близки по электроотрицательности (2.5 - углерод и 2.1 – водород). Насыщенный атом углерода в алканах связан с четырьмя другими атомами (четырёхвалентен). Следовательно, его состояние соответствует sp^3 -гибридизации.

Углеводороды			
Метан	CH_4	Гексан	C_6H_{14}
Этан	C_2H_6	Гептан	C_7H_{16}
Пропан	C_3H_8	Октан	C_8H_{18}
Бутан	C_4H_{10}	Нонан	C_9H_{20}
Пентан	C_5H_{12}	Декан	$C_{10}H_{22}$
Одновалентные радикалы			
Метил	$CH_3 -$	Гексил	$C_6H_{13} -$
Этил	$C_2H_5 -$	Гептил	$C_7H_{15} -$
Пропил	$C_3H_7 -$	Октил	$C_8H_{17} -$
Бутил	$C_4H_9 -$	Нонил	$C_9H_{19} -$
Пентил (амил)	$C_5H_{11} -$	Децил	$C_{10}H_{21} -$

Связи в алканах очень прочные и мало поляризованные, поэтому реакционная способность этих соединений мала. Они не способны к реакциям присоединения. Даже такие сильные окислители, как дихромат калия и перманганат калия, при комнатной температуре на алканы не действуют. Но при высокой температуре предельные углеводород сгорают в кислороде воздуха до CO_2 воды.

2. ЭТИЛЕНОВЫЕ УГЛЕВОДОРОДЫ (АЛКЕНЫ)

Этиленовыми углеводородами (алкенами) называются **ациклические углеводороды**, в которых два атома углерода связаны двойной связью, одна из которых σ -связь, а другая - π -связь. Первый представитель класса — **этилен** $CH_2=CH_2$, поэтому алкены называют **этиленовыми углеводородами**.

Алкены, содержащие две двойные связи, называются **диенами**, содержащие три двойные связи — **триенами** и т.д. Соединения с несколькими двойными связями имеют общее название **полиены**.

Атомы углерода, связанные двойной связью, находятся в состоянии sp^2 -гибридизации. Общая формула C_nH_{2n} . Химические свойства этиленовых углеводородов определяются прежде всего наличием π -связи.

Гомологи этилена:



пропен

бутен-1

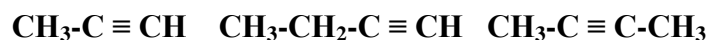
бутен-2

Алканы легко вступают в реакции присоединения с разрывом π -связи. В зависимости от условий реакции присоединения могут осуществляться либо по электрофильному, либо по радикальному механизму. Алкены присоединяют водород, галогены, воду, галогеноводороды (по правилу Марковникова), алканы и алкены. Алкены вступают в реакции полимеризации и изомеризации, окисления.

3. АЦЕТИЛЕНОВЫЕ УГЛЕВОДОРОДЫ (АЛКИНЫ)

Ацетиленовыми углеводородами (алкинами) называются **ациклические углеводороды, в которых два атома углерода связаны тройной связью, одна из которых является σ -связью, а две другие π -связью.** Углерод, связанный тройной связью с соседним атомом углерода, находится в состоянии sp -гибридизации. Общая формула C_nH_{2n-2} .

Первый представитель алкинов — *ацетилен* $HC \equiv CH$, в связи с чем алкины называют *ацетиленовыми углеводородами*. Ближайшие гомологи ацетилена:



пропин

бутин-1

бутин-2

Для алкинов характерны, прежде всего, реакции присоединения по кратной связи (водорода, галогенов, галогеноводородов, воды, спиртов, карбоновых кислот, карбонильных соединений).

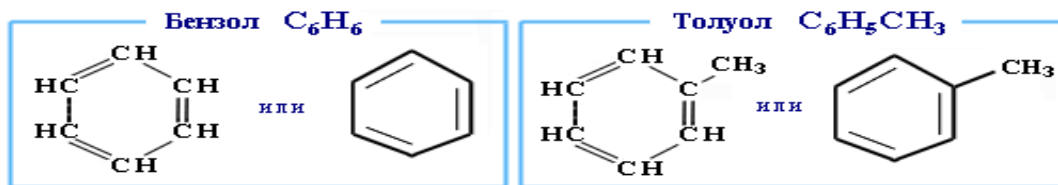
Водород при тройной связи приобретает благодаря электронной структуре связи кислый характер, способность замещаться на металл с образованием ацетиленида.

4. АРОМАТИЧЕСКИЕ УГЛЕВОДОРОДЫ (АРЕНЫ)

К ароматическим соединениям относятся только соединения с бензольной системой связей, то есть бензол, би-, три- и полициклические соединения, соединения, построенные из конденсированных или неконденсированных бензольных ядер, и их производные.

Под ароматичностью понимают способность некоторых непредельных соединений легко вступать в реакции замещения, а не присоединения и обладать устойчивостью к действию окислителей, температуры и т.д.

Простейшим и важнейшим представителем аренов является *бензол* (C_6H_6). Был открыт *Майклом Фарадеем (1825)*, а *Фридрих Кекуле* предложил первую структурную формулу бензола (*1865*), представляющую собой цикл из шести углеродных атомов с чередующимися простыми и двойными связями.



Характерной особенностью этих соединений является то, что, несмотря на формальную ненасыщенность, они легко вступают в реакции замещения и не вступают в реакции электрофильного присоединения.

Особые свойства аренов связаны с тем, что молекулы этих соединений содержат сопряжённую систему делокализованных π -электронов.

Вопросы и задачи для самостоятельного решения

1. Раскройте сущность понятий: алкан, sp^3 -гибридизация, цепная реакция, галогенирование, нитрование.
2. Объясните природу σ -связи между атомами углерода.
3. Напишите возможные изомеры для углеводорода состава C_5H_{12} и назовите их.
4. Покажите на примере, как изменяются физические свойства веществ в ряду предельных углеводородов?
5. Составьте структурные формулы: 3-этилгептана; 2,4-диметилгексана; 2-метил-3-этилгептана; 3-метил-5-этилгептана.
6. Какой объём оксида углерода (IV) при н.у. образуется при сгорании 5 моль метана?
7. Бром действует на метан подобно хлору. Составьте уравнения реакций последовательного бромирования метана.
8. В чём заключается отличие этана от этилена? Ответ обоснуйте.
9. Определите путём расчёта плотность этилена: а) по водороду; б) по воздуху.
10. Составьте структурные формулы следующих углеводородов: 3-этилгептена-2; 3,3-диметилпентена-1; 3-метил-этилгексена-2.
11. Какой объём водорода могут присоединить: а) 100 мл пропена; б) 3,5 г пентена.
12. Сравните свойства пропилена и пропана. В чём их сходство и в чём различие? Ответ иллюстрируйте уравнениями реакций
13. Составьте уравнение реакции полного сгорания ацетилен и рассчитайте, какой объём кислорода при н.у. расходуется на сжигание 13 г ацетилен?
14. Какой объём ацетилен, измеренного при н.у., может быть получен из 1 кг технического карбида кальция, содержащего 30% примесей?
15. Как распознать на основании химических свойств три жидкости: бензол, гексан, гексен?
16. Какой объём водорода при н.у. образуется при превращении гептана массой 200 г в толуол?

СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ

основная

1. Гельфман, М.И. Неорганическая химия [Электронный ресурс] : учеб. пособие / М.И. Гельфман, В.П. Юстратов. — Электрон. дан. — Санкт-Петербург : Лань, 2009. — 528 с. — Режим доступа: <https://e.lanbook.com/book/4032>

2. Глинка, Н.Л. Общая химия / Н.Л. Глинка. – М.: Интеграл-Пресс, 2008. – 728 с. ISBN 5-89602-017-1

3. Гаршин, А. Общая и неорганическая химия в схемах, рисунках, таблицах и химических реакциях / А. Гаршин. – СПб: Питер, 2011. – 288 с. ISBN 978-5-459-00309-3

4. Богомолова, И.В. Неорганическая химия / И.В. Богомолова. – М.: Альфа – М, 2009. – 336 с. ISBN 978-5-98281-187-5

5. Богомолова, И. В. Органическая химия [Электронный ресурс] : учеб. пособие / И. В. Богомолова, С. С. Макарихина. — М. : ФЛИНТА, 2013. — 365 с. - ISBN978-5-9765-1705-9 <http://znanium.com/bookread2.php?book=457829>

дополнительная литература

1. Лидин, Р.А. Химия / Р.А. Лидин, Л.Ю. Аликберова. – М.: АСТ-Пресс Школа, 2009. – 512 с. ISBN 978-5-94776-601-1

2. Стась, Н.Ф. Лабораторный практикум по общей и неорганической химии / Н.Ф. Стась, А.А. Плакидкин, Н.М. Князева. – М.: Высшая школа, 2008. – 214 с. ISBN 978-5-06-005749-2

3. Глинка, Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии / Н.Л. Глинка. – М.: КноРус, 2011. – 240 с. ISBN 978-5-406-00810-2

4. Вольхин, В.В. Общая химия. Основной курс /В.В. Вольхин. – М.: Изд-во «Лань», 2008. – 464 с. ISBN 978-5-8114-0829-0

5. Органическая химия : в 3 т. Т. 2 / Травень В.Ф., - 4-е изд., (эл.) - М.: БИНОМ. ЛЗ, 2015. - 550 с.: ISBN 978-5-9963-2940-3 <http://znanium.com/catalog/product/485774>

ТЕМА: СПИРТЫ

Цель: сформировать целостное понимание о спиртах, о множественности происходящих в природе процессов и их генетической взаимосвязи

Спиртами называются производные углеводородов, представляющие собой продукты замещения атома (атомов) водорода в углеводородной молекуле гидроксильной группой – **ОН**. В зависимости от того, какое количество атомов водорода замещено, спирты бывают одноатомными и многоатомными. Т.е. число групп – **ОН** в молекуле спирта характеризует атомность последнего.

Наибольшее значение имеют предельные одноатомные спирты. Состав членов ряда предельных одноатомных спиртов может быть выражен общей формулой — $C_nH_{2n+1}OH$ или **R-OH**.

Несколько первых членов гомологического ряда спиртов и их названия по радикально-функциональной, заместительной и рациональной номенклатурам соответственно приведены ниже:

CH_3OH	метилловый спирт	метанол	карбинол
C_2H_5OH	этиловый спирт	этанол	метилкарбинол
$n-C_3H_7OH$	пропиловый спирт	пропанол	этилкарбинол
$n-C_4H_9OH$	бутиловый спирт	бутанол	пропилкарбинол
$n-C_5H_{11}OH$	амиловый спирт	пентанол	бутилкарбинол

По радикально-функциональной номенклатуре название спиртов образуется из названия радикалов и слова «спирт», выражающего функциональное название класса.

Международная заместительная номенклатура: к заместительному названию углеводорода, производным которого является спирт, добавляют окончание –ол (алканолы). Локант указывает номер атома углерода, при котором расположен гидроксил. Главная углеродная цепь выбирается таким образом, чтобы она включала углерод, несущий гидроксильную группу. Начало нумерации цепи так же определяет гидроксил.

Рациональная номенклатура: все спирты рассматриваются как производные метанола (CH_3OH), который в данном случае называется карбинолом: и в котором водородные атомы замещены на один или несколько радикалов. Название спирта составляют из названий этих радикалов и слова – карбинол.

Физико-химические свойства спиртов

Газов в гомологическом ряду нет. Это жидкости. Начиная с $C_{12}H_{25}OH$ до $C_{20}H_{41}OH$ – маслообразные и с $C_{21}H_{43}OH$ — твердые вещества.

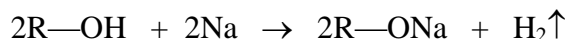
$T_{кип}(CH_3OH) = 65\text{ }^\circ C$, $T_{кип}(C_2H_5OH) = 78\text{ }^\circ C$, $\rho(C_2H_5OH) = 0,8\text{ г/см}^3$ Первичные спирты изостроения имеют более низкие температуры кипения, чем нормальные первичные спирты.

В спиртах имеет место ассоциация молекул друг с другом за счет образования водородной связи. Длина водородной связи больше обычной связи $-OH$, а прочность значительно меньше (примерно в 10 раз). Из-за этого метанол-жидкость, а метан-газ. Чтобы разрушить водородные связи, надо затратить энергию; это может быть осуществлено при нагревании спирта.

Спирты легче воды: их плотности меньше 1. Метиловый, этиловый и пропиловый спирты смешиваются с водой во всех соотношениях. По мере усложнения углеводородных радикалов растворимость спиртов резко падает. Бутиловый спирт растворяется частично. Высшие спирты в воде не растворяются, т.е. выталкиваются из воды.

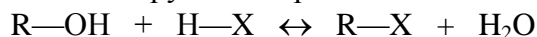
Химические свойства.

1. Спирты реагируют со щелочными металлами (Na, K и т.д.) с образованием *алкоголятов*:



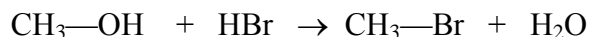
Реакция протекает не так бурно, как при использовании воды. Причем с увеличением молярной массы спирта его активность в указанной реакции уменьшается. *Первичные спирты значительно активнее в реакциях со щелочными металлами, чем изомерные им вторичные и, особенно, третичные.*

2. Замещение гидроксильной группы спиртов на галоген:



галогено- галоген-

водород алкил

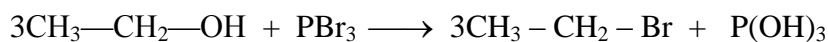


$\begin{matrix} H & SO \\ 2 & 4 \end{matrix}$

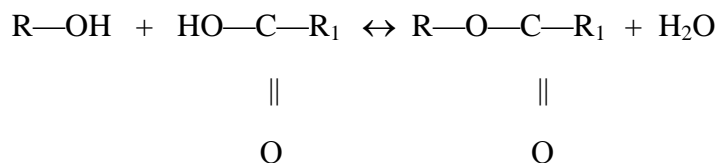
Где H_2SO_4 водоотнимающее средство.



хлорокись фосфора

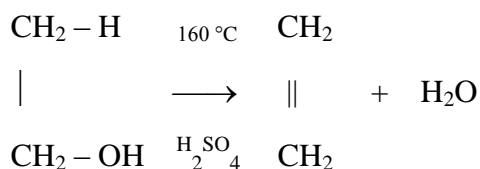


3. Взаимодействие спиртов с кислотами называют реакцией этерификации. В результате ее образуются сложные эфиры:

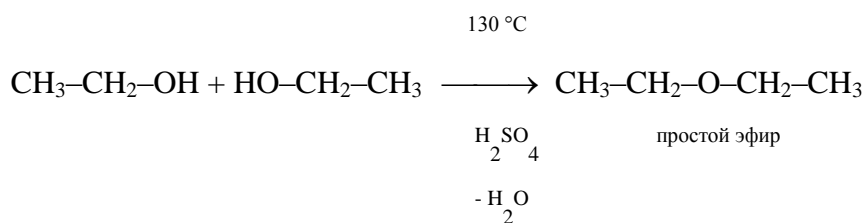


Легче всего этерификации подвергаются первичные спирты, труднее – вторичные и наиболее трудно этерифицируются третичные спирты.

4. Дегидратация спиртов под действием водоотнимающих средств (H_2SO_4):
Внутримолекулярная:

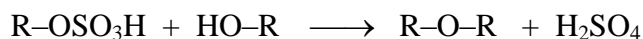
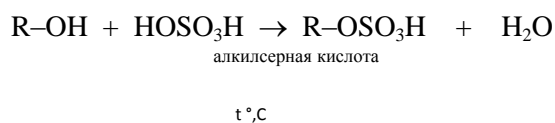


Межмолекулярная:



В первом случае образующаяся вначале при смешивании H_2SO_4 (избыток) со спиртом алкилсерная кислота при нагревании разлагается, вновь выделяя серную кислоту и этиленовый углеводород.

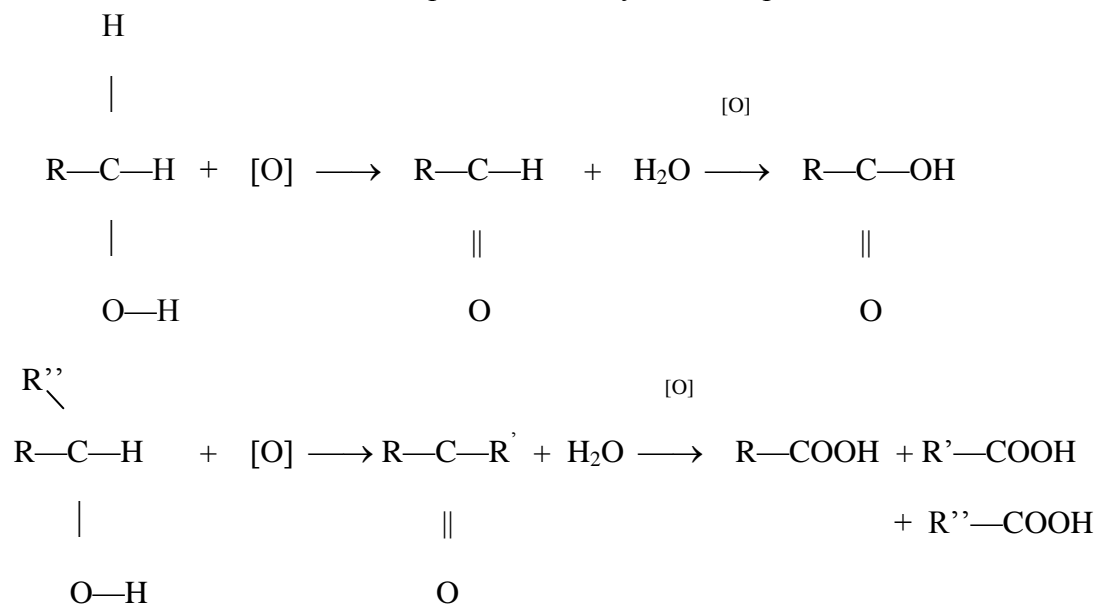
Во втором случае образующаяся вначале алкилсерная кислота реагирует со второй молекулой спирта с образованием молекулы простого эфира:



5. При высокой температуре кислород воздуха окисляет спирты с образованием CO₂ или H₂O (*процесс горения*). Метанол и этанол горят почти несветящимся пламенем, высшие – более ярким коптящим. Это связано с увеличением относительного увеличения углерода в молекуле.

Растворы KMnO₄ и K₂Cr₂O₇ (кислые) *окисляют* спирты. Раствор KMnO₄ обесцвечивается, раствор K₂Cr₂O₇ становится зеленым [Cr₂(SO₄)₃].

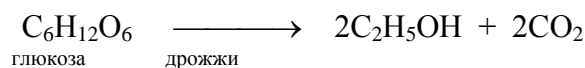
Первичные спирты при этом образуют альдегиды, вторичные – кетоны, дальнейшее окисление альдегидов и кетонов приводит к получению карбоновых кислот:



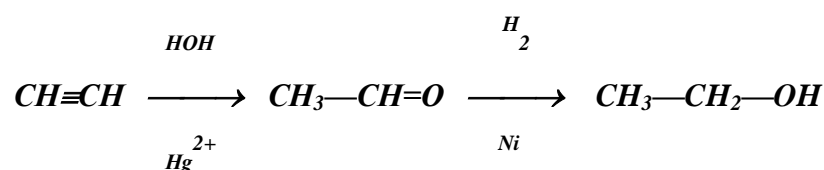
Способы получения

В свободном виде в природе спирты встречаются редко.

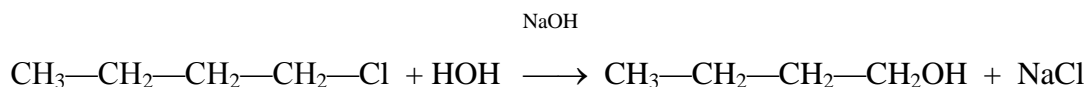
1. Большое количество этилового спирта, а также пропиловый, изобутиловый и амиловый спирты получают из природных сахаристых веществ в результате брожения. Например:



2. Из ацетилена гидратацией (по реакции Кучерова):

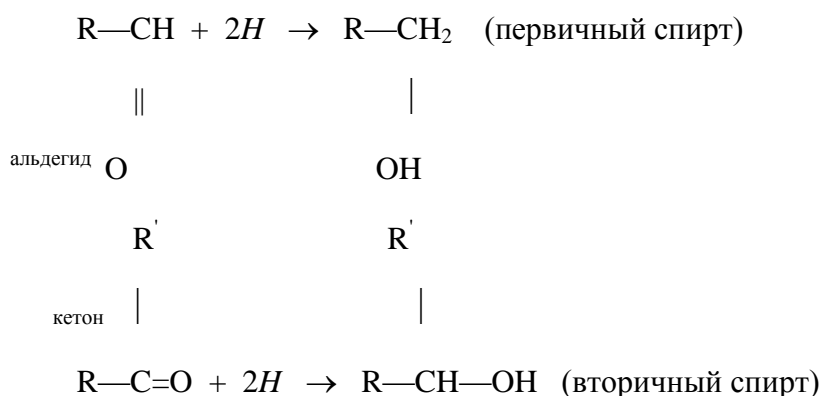


3. При гидролизе галогеналкилов:



(для смещения равновесия реакцию ведут в щелочной среде).

4. При восстановлении альдегидов водородом в момент выделения образуются первичные спирты, кетонов – вторичные:



Вопросы и задачи для самостоятельного решения

1. Сколько изомерных вторичных и третичных спиртов соответствует общей формуле $\text{C}_6\text{H}_{13}\text{OH}$? Назовите их.
2. Продукт дегидратации пентанола-2 окислен по реакции Вагнера, полученный гликоль обработан уксусным ангидридом. Напишите реакции, назовите продукты.
3. Из этанола получите изопропанол.
4. Напишите реакции, которые являются общими для одно- и двухатомных спиртов.
5. Для глицерина приведите реакции: а) с гидроксидом меди (II); б) дегидратации; в) с фосфорной кислотой; г) с азотной кислотой.
6. С помощью каких реакций можно отличить этанол от этиленгликоля и глицерина? Напишите соответствующие реакции.

СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ

основная

1. Гельфман, М.И. Неорганическая химия [Электронный ресурс] : учеб. пособие / М.И. Гельфман, В.П. Юстратов. — Электрон. дан. — Санкт-Петербург : Лань, 2009. — 528 с. — Режим доступа: <https://e.lanbook.com/book/4032>
2. Глинка, Н.Л. Общая химия / Н.Л. Глинка. – М.: Интеграл-Пресс, 2008. – 728 с. ISBN 5-89602-017-1

3. Гаршин, А. Общая и неорганическая химия в схемах, рисунках, таблицах и химических реакциях / А. Гаршин. – СПб: Питер, 2011. – 288 с. ISBN 978-5-459-00309-3

4. Богомолова, И.В. Неорганическая химия / И.В. Богомолова. – М.: Альфа – М, 2009. – 336 с. ISBN 978-5-98281-187-5

5. Богомолова, И. В. Органическая химия [Электронный ресурс] : учеб. пособие / И. В. Богомолова, С. С. Макарихина. — М. : ФЛИНТА, 2013. — 365 с. - ISBN978-5-9765-1705-9 <http://znanium.com/bookread2.php?book=457829>

дополнительная литература

1. Лидин, Р.А. Химия / Р.А. Лидин, Л.Ю. Аликберова. – М.: АСТ-Пресс Школа, 2009. – 512 с. ISBN 978-5-94776-601-1

2. Стась, Н.Ф. Лабораторный практикум по общей и неорганической химии / Н.Ф. Стась, А.А. Плакидкин, Н.М. Князева. – М.: Высшая школа, 2008. – 214 с. ISBN 978-5-06-005749-2

3. Глинка, Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии / Н.Л. Глинка. – М.: КноРус, 2011. – 240 с. ISBN 978-5-406-00810-2

4. Вольхин, В.В. Общая химия. Основной курс / В.В. Вольхин. – М.: Изд-во «Лань», 2008. – 464 с. ISBN 978-5-8114-0829-0

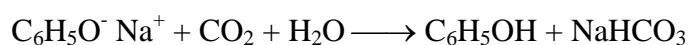
5. Органическая химия : в 3 т. Т. 2 / Травень В.Ф., - 4-е изд., (эл.) - М.: БИНОМ. ЛЗ, 2015. - 550 с.: ISBN 978-5-9963-2940-3 <http://znanium.com/catalog/product/485774>

ТЕМА: ФЕНОЛЫ

Цель: формирование представлений о фенолах.

Фенолы являются более сильными кислотами, чем спирты, что обусловлено стабилизацией фенолят аниона за счет делокализации отрицательного заряда по ароматическому кольцу. Фенолы являются более сильными кислотами, чем вода, поэтому феноляты, в отличие от алкоголятов, могут быть получены из фенолов действием водных растворов щелочей.

Карбоновые кислоты и большинство неорганических кислот, например, угольная, превосходят по кислотности фенол, что используется для выделения фенола из щелочных растворов:



Нуклеофильные свойства фенолов.

Фенолы являются более слабыми нуклеофилами, чем спирты, что связано со значительным снижением электронной плотности на атоме кислорода вследствие сопряжения -ОН группы с ароматическим кольцом.

Реакции электрофильного замещения в ароматическом кольце фенолов.

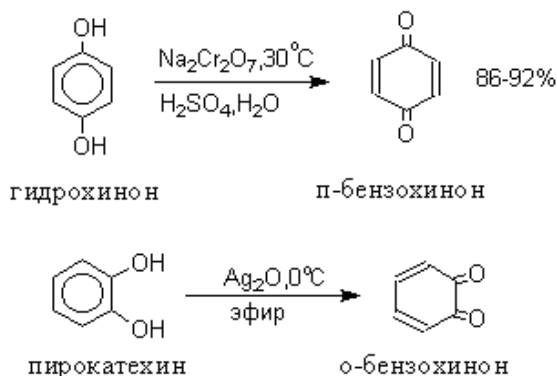
Гидроксильная группа относится к числу групп, активирующих электрофильное замещение в ароматическом кольце и направляющих заместитель в орто- и пара-положения. Активирующее влияние гидроксильной группы настолько сильно, что в отдельных случаях реакцию трудно остановить на стадии введения только одного заместителя. Фенолы вступают практически во все типичные реакции электрофильного замещения как с сильными, так и со слабыми электрофильными агентами.

Фенол легко бромруется бромной водой с образованием трибромфенола. Нитрование фенолов разбавленной 20-25%-ной азотной кислотой приводит к получению смеси орто- и пара-нитрофенолов.

Сульфирование фенола серной кислотой дает смесь орто- и пара-изомеров гидроксibenзолсульфокислоты. При 20°C в реакционной смеси содержится 49% орто-изомера и 51% пара-изомера, тогда как при 120°C доля пара-изомера возрастает до 96%.

Окисление фенолов, хиноны.

Фенолы легко окисляются.



Двухатомные фенолы – *гидрохинон*, *резорцин*, *пирокатехин* широко распространены в природе. Пирокатехин является структурным элементом многих биологически активных веществ, например, катехоламинов. Монометилловый эфир пирокатехина, гваякол, используется как лекарственное средство для лечения заболеваний верхних дыхательных путей.

Резорцин применяется как антисептическое средство при лечении кожных заболеваний.

Гидрохинон является структурным элементом природных соединений, например, витаминов группы Е. Восстановительная способность гидрохинонового фрагмента используется в окислительно-восстановительных процессах, сопровождающих дыхание. Самим гидрохиноном служит исходным веществом в синтезе многих лекарственных средств.

Вопросы для самоконтроля

1. Какие соединения называются спиртами? Как подразделяются спирты в зависимости от числа гидроксильных групп в молекуле и природы углеводородного радикала?
2. Напишите схему реакции взаимодействия пропанола-1 с хлороводородом.
3. Приведите пример получения первичного спирта из галогеналкана.
4. Предложите схему получения пентандиола-2,3 из 1-хлорпентана
5. Какие соединения называются фенолами?
6. Как подразделяются фенолы в зависимости от числа гидроксильных групп в молекуле?

СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ

основная

1. Гельфман, М.И. Неорганическая химия [Электронный ресурс] : учеб. пособие / М.И. Гельфман, В.П. Юстратов. — Электрон. дан. — Санкт-Петербург : Лань, 2009. — 528 с. — Режим доступа: <https://e.lanbook.com/book/4032>
2. Глинка, Н.Л. Общая химия / Н.Л. Глинка. – М.: Интеграл-Пресс, 2008. – 728 с. ISBN 5-89602-017-1

3. Гаршин, А. Общая и неорганическая химия в схемах, рисунках, таблицах и химических реакциях / А. Гаршин. – СПб: Питер, 2011. – 288 с. ISBN 978-5-459-00309-3

4. Богомолова, И.В. Неорганическая химия / И.В. Богомолова. – М.: Альфа – М, 2009. – 336 с. ISBN 978-5-98281-187-5

5. Богомолова, И. В. Органическая химия [Электронный ресурс] : учеб. пособие / И. В. Богомолова, С. С. Макарихина. — М. : ФЛИНТА, 2013. — 365 с. - ISBN978-5-9765-1705-9 <http://znanium.com/bookread2.php?book=457829>

дополнительная литература

1. Лидин, Р.А. Химия / Р.А. Лидин, Л.Ю. Аликберова. – М.: АСТ-Пресс Школа, 2009. – 512 с. ISBN 978-5-94776-601-1

2. Стась, Н.Ф. Лабораторный практикум по общей и неорганической химии / Н.Ф. Стась, А.А. Плакидкин, Н.М. Князева. – М.: Высшая школа, 2008. – 214 с. ISBN 978-5-06-005749-2

3. Глинка, Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии / Н.Л. Глинка. – М.: КноРус, 2011. – 240 с. ISBN 978-5-406-00810-2

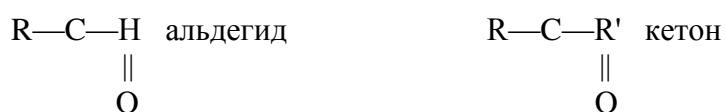
4. Вольхин, В.В. Общая химия. Основной курс / В.В. Вольхин. – М.: Изд-во «Лань», 2008. – 464 с. ISBN 978-5-8114-0829-0

5. Органическая химия : в 3 т. Т. 2 / Травень В.Ф., - 4-е изд., (эл.) - М.: БИНОМ. ЛЗ, 2015. - 550 с.: ISBN 978-5-9963-2940-3 <http://znanium.com/catalog/product/485774>

ТЕМА: АЛЬДЕГИДЫ И КЕТОНЫ

Цель: рассмотреть строение молекул альдегидов и кетонов, их номенклатуру и виды изомерии

Альдегиды и кетоны представляют собой производные углеводородов, в молекулах которых имеется карбонильная группа, называемая также карбонилем, $>C=O$. Альдегидами называют соединения с карбонильной группой, в которых атом углерода этой группы связан, по крайней мере, с одним атомом водорода. Кетонами называют карбонилсоединения, в которых углерод карбонильной группы связан с двумя углеводородными остатками. Строение альдегидов и кетонов можно представить следующим общими формулами:



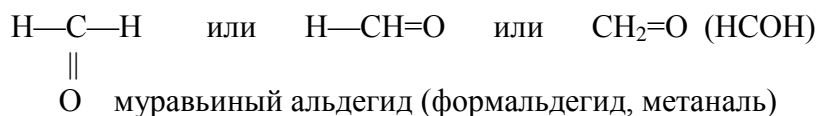
Характерное для альдегидов сочетание карбонильной группы с водородом (упрощенно $-CH=O$), называют альдегидной группой, а карбонильную группу кетонов – кетогруппой.

По международной номенклатуре карбонильная группа называется также оксогруппой, а альдегиды и кетоны – соответственно оксосоединениями. Общая формула $C_nH_{2n}O$.

Альдегиды и кетоны отличаются по целому ряду свойств, однако, благодаря наличию в тех и в других карбонильной группы, в их свойствах есть много общего.

Номенклатура и изомерия альдегидов.

Наиболее употребительны русские и международные тривиальные названия альдегидов, происходящие от соответствующих тривиальных названий кислот, в которые альдегиды переходят при окислении. Простейший альдегид содержит один атом углерода, он называется муравьиным альдегидом или формальдегидом. Его состав и строение выражаются формулами:



Это единственный альдегид, в котором карбонильная группа связана с двумя водородными атомами, или, иначе, в котором альдегидная группа соединена не с углеводородным остатком, а с атомом водорода. Все альдегиды имеют строение, соответствующее приведенной выше формуле.

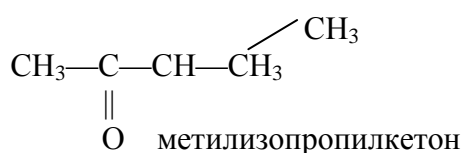
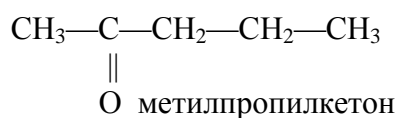
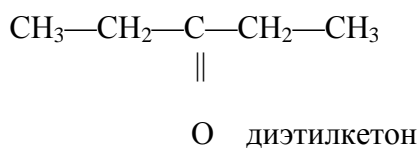
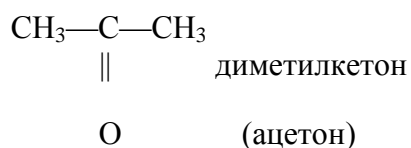
По международной заместительной номенклатуре названия альдегидов производят от заместительных названий соответствующих по углеродному скелету углеводородов, добавляя окончание – аль. Выбирая в формуле наиболее длинную (главную) углеродную цепь, в нее включают альдегидный углерод. *Нумерацию цепи начинают с альдегидного углерода*; при этом, поскольку альдегидная группа всегда находится при первичном углероде и, следовательно, в начале цепи, цифру 1, относящуюся к

альдегидной группе, перед названием основы можно и не ставить. В соответствии с этим по заместительной номенклатуре название муравьиного альдегида – метаналь, уксусного – этаналь, н-валерианового (I)–пентаналь, изовалерианового (II)–3-метил-1-бутаналь, или просто 3-метилбутаналь, а его изомера (III)–2-метилбутаналь.

По рациональной номенклатуре более сложные альдегиды (главным образом изостроения) рассматривают: а) как производные уксусного альдегида $\text{CH}_3\text{—CH=O}$, в метильной группе которого атомы водорода замещены углеводородными радикалами, или б) как производные нормального альдегида, соответствующего самой длинной цепи, перед тривиальным названием которого указывают название боковых радикалов; положения последних в цепи нормального альдегида обозначают греческими буквами. (В цепи альдегидов и кетонов буквой α обозначают углерод, соседний с карбонильным углеродом, следующий за ним – буквой β и т.д., как показано в формуле (I) валерианового альдегида.) Соответственно изовалериановый альдегид может быть назван как изопропилуксусный или β -метилмасляный альдегид; его изомер – метилэтилуксусный или α -метилмасляный альдегид; и еще изомер – триметилуксусный или α,α -диметилпропионовый альдегид.

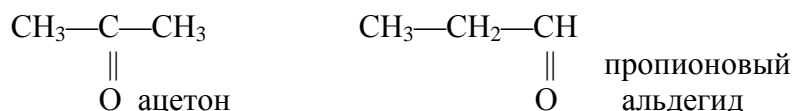
Номенклатура и изомерия кетонов.

По международной радикально-функциональной номенклатуре названия кетонов, производят из названий радикалов, соединенных с карбонильной группой, и от окончания – кетон. Например:



Диметилкетон, или, как его обычно называют (тривиальное название), ацетон, является простейшим кетоном. Изомерия кетонов обусловлена с одной стороны, изомерией углеродного скелета (метилпропилкетон и метилизопропилкетон), с другой – изомерией положения карбонильной (кето-) группы в углеродной цепи молекулы (диэтилкетон и метилпропилкетон). Кетоны, в которых карбонильная группа связана с различными радикалами, называют смешанными кетонами (метилпропилкетон, метилизопропилкетон).

Кетоны и альдегиды с одинаковым числом углеродных атомов изомерны друг другу по положению карбонильной группы. Так, ацетон и пропионовый альдегид имеют один состав ($\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$) и являются изомерами:



По международной заместительной номенклатуре названия кетонов производят от заместительных названий соответствующих углеводородов, добавляя к ним окончания –он. Нумерацию цепи начинают с того конца, к которому ближе кетонная группа. Цифру, обозначающую положение этой группы, ставят перед названием основы (главной цепи). В соответствии с этим по заместительной номенклатуре диметилкетон (ацетон) имеет название пропанон, диэтилкетон – 3-пентанон, метилпропилкетон – 2-пентанон, метилизопропил-кетон – 3-метил-2-бутанон.

Физические свойства.

Первый представитель альдегидов формальдегид – газообразное вещество, ацетальдегид – уже легколетучая жидкость, следующие гомологи – жидкости, температуры кипения которых по мере увеличения числа атомов углерода в молекулах закономерно возрастают. Высшие по числу углеродных атомов – альдегиды – твердые вещества. Формальдегид и ацетальдегид хорошо растворяются в воде, растворимость последующих гомологов постепенно падает. Низшие альдегиды обладают резкими характерными запахами.

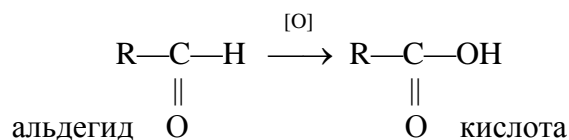
Среди кетонов при нормальных условиях нет газообразных веществ: уже ацетон – жидкость; высшие кетоны – твердые вещества. Для кетонов характерен не очень сильный, и даже приятный запах, на чем основано применение некоторых из них в парфюмерии. Низшие кетоны смешиваются с водой.

Химические свойства.

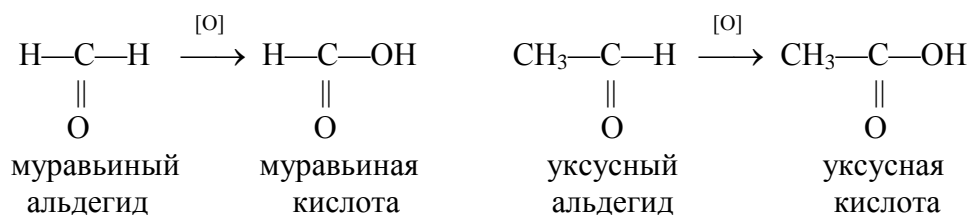
Благодаря наличию в молекулах альдегидов и кетонов карбонильной группы эти вещества очень активны в химических реакциях. При этом *альдегиды гораздо более реакционноспособны, чем кетоны.*

Реакции окисления.

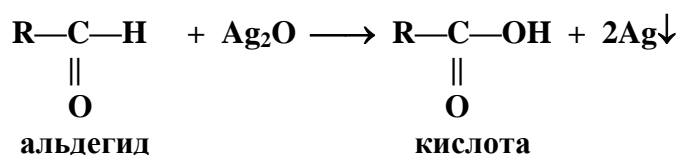
Альдегиды и кетоны различно относятся к действию окислителей. Альдегиды окисляются очень легко; это обусловлено тем, что в их молекулах при уже окисленном углеродном атоме карбонильной группы имеется водород, который под действием различных окислителей (и даже кислорода воздуха) окисляется, образуя группу –ОН. Таким образом, *альдегидная группа превращается в карбоксильную*, и альдегиды, следовательно, окисляются в карбоновые кислоты с таким же, как в исходном альдегиде, числом углеродных атомов:



Например:



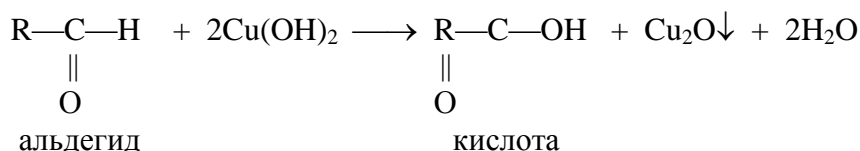
Качественная реакция на альдегиды с аммиачн. раствором оксида серебра.
Альдегиды окисляются оксидом серебра:



Кетоны не окисляются оксидом серебра и этой реакции не дают.

Качественные реакции на альдегиды с соединениями меди.

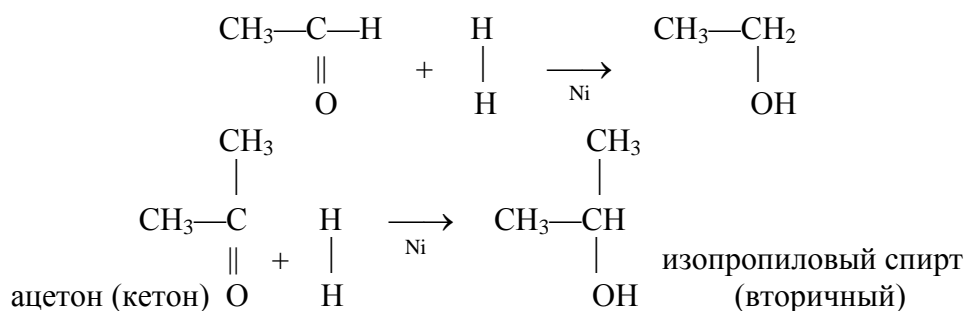
Свежеосажденный голубого цвета осадок гидрата оксида меди $\text{Cu}(\text{OH})_2$ при нагревании с альдегидами в результате окисления последних и восстановления оксида меди, превращается в осадок закиси меди кирпично-красного цвета:



Кетоны этих реакций не дают.

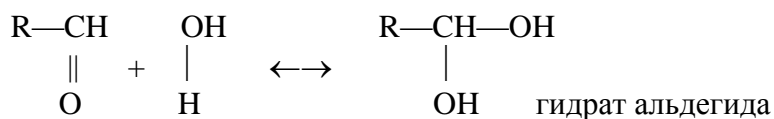
Восстановление альдегидов и кетонов (присоединение водорода).

Водород в момент выделения присоединяется к карбонильной группе альдегидов и кетонов. В присутствии катализаторов (например, Ni) возможно присоединение и обычного газообразного водорода (H_2). Альдегиды восстанавливаются в первичные, а кетоны – во вторичные спирты. Например:



Присоединение воды.

Альдегиды могут присоединять молекулы воды, образуя гидраты. Водород воды присоединяется к карбонильному кислороду, а гидроксил – к углероду:

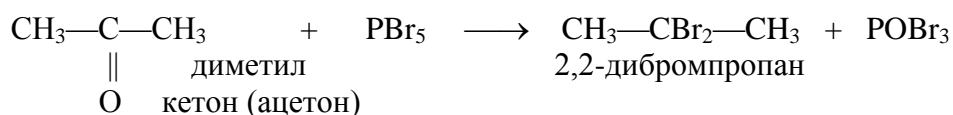
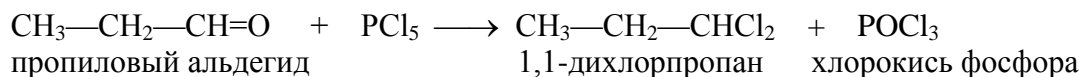


Гидраты альдегидов соединения не стабильные и существуют, за редким исключением, лишь в водном растворе.

Реакции замещения кислорода карбонильной группы.

Замещение кислорода галогеном.

При действии PCl_5 или PBr_5 на альдегиды или кетоны кислород карбонильной группы замещается двумя атомами галогена. Например:

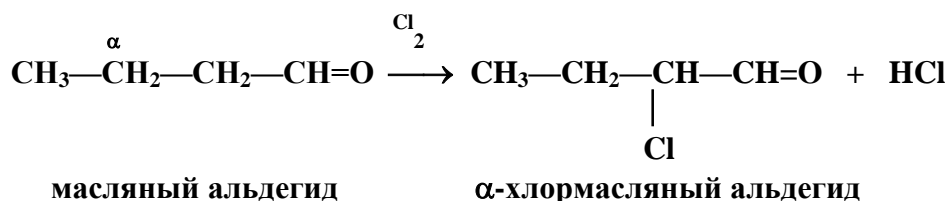


При этом образуются дигалогенпроизводные, в которых оба атома галогена находятся при одном углеродном атоме.

Реакции углеводородных радикалов альдегидов и кетонов.

Замещение водорода в радикале на галоген.

Водородные атомы в радикалах альдегидов и кетонов замещаются на галоген легче, чем в предельных углеводородах; при этом в первую очередь галоген замещает подвижные атомы водорода, в α -положении к карбонильной группе. Например:



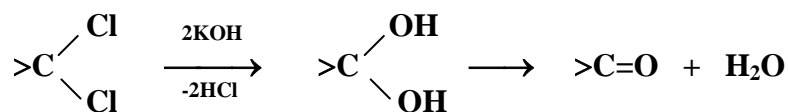
Способы получения альдегидов и кетонов

Окисление и дегидрирование спиртов.

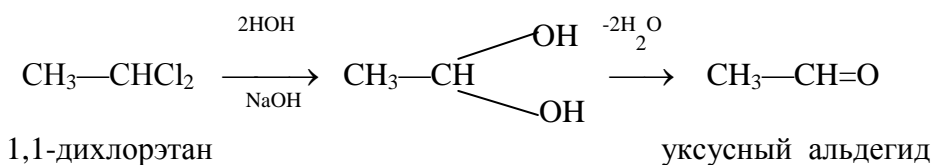
Соединения с карбонильной группой могут быть получены при окислении и дегидрировании спиртов. При этом альдегиды образуются из первичных, кетоны из вторичных спиртов.

Гидролиз дигалогенпроизводных.

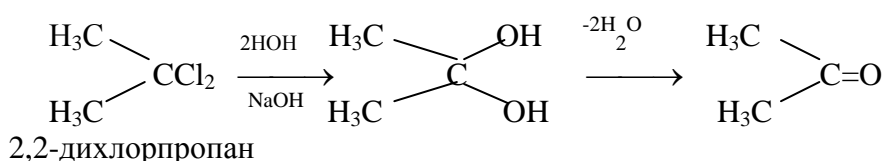
Альдегиды и кетоны могут быть получены действием воды на дигалогенпроизводные, в которых оба атома галогена находятся при одном углеродном атоме. Предполагают, что при этом вначале образуются двухатомные спирты с двумя гидроксильными группами при одном углероде; но, как известно, они неустойчивы и в момент образования выделяют воду превращаются в соединение с карбонильной группой:



Реакция ускоряется в присутствии щелочей. Из дигалогенпроизводных с галогеном при первичном углероде образуются альдегиды:

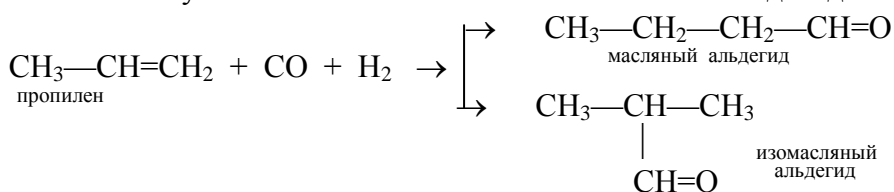


Если оба атома галогена находятся при вторичном углероде, то образуется кетон:



Оксосинтез.

В промышленности значительное количество альдегидов получают присоединением окиси углерода и водорода к углеводородам ряда этилена. Например, из пропилена может быть получена смесь масляного и изомасляного альдегидов:



Вопросы для самоконтроля

1. Напишите схему получения пропаналя из соответствующего углеводорода
2. Какое соединение образуется при взаимодействии бутаналя с цианидом натрия? Напишите схему реакции.

СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ

основная

1. Гельфман, М.И. Неорганическая химия [Электронный ресурс] : учеб. пособие / М.И. Гельфман, В.П. Юстратов. — Электрон. дан. — Санкт-Петербург : Лань, 2009. — 528 с. — Режим доступа: <https://e.lanbook.com/book/4032>
2. Глинка, Н.Л. Общая химия / Н.Л. Глинка. — М.: Интеграл-Пресс, 2008. — 728 с. ISBN 5-89602-017-1
3. Гаршин, А. Общая и неорганическая химия в схемах, рисунках, таблицах и химических реакциях / А. Гаршин. — СПб: Питер, 2011. — 288 с. ISBN 978-5-459-00309-3
4. Богомолова, И.В. Неорганическая химия / И.В. Богомолова. — М.: Альфа — М, 2009. — 336 с. ISBN 978-5-98281-187-5
5. Богомолова, И. В. Органическая химия [Электронный ресурс] : учеб. пособие /

И. В. Богомолова, С. С. Макарихина. — М. : ФЛИНТА, 2013. — 365 с. - ISBN978-5-9765-1705-9 <http://znanium.com/bookread2.php?book=457829>

дополнительная литература

1. Лидин, Р.А. Химия / Р.А. Лидин, Л.Ю. Аликберова. – М.: АСТ-Пресс Школа, 2009. – 512 с. ISBN 978-5-94776-601-1

2. Стась, Н.Ф. Лабораторный практикум по общей и неорганической химии / Н.Ф. Стась, А.А. Плакидкин, Н.М. Князева. – М.: Высшая школа, 2008. – 214 с. ISBN 978-5-06-005749-2

3. Глинка, Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии / Н.Л. Глинка. – М.: КноРус, 2011. – 240 с. ISBN 978-5-406-00810-2

4. Вольхин, В.В. Общая химия. Основной курс / В.В. Вольхин. – М.: Изд-во «Лань», 2008. – 464 с. ISBN 978-5-8114-0829-0

5. Органическая химия : в 3 т. Т. 2 / Травень В.Ф., - 4-е изд., (эл.) - М.: БИНОМ. ЛЗ, 2015. - 550 с.: ISBN 978-5-9963-2940-3 <http://znanium.com/catalog/product/485774>

ТЕМА: КАРБОНОВЫЕ КИСЛОТЫ

Цель: познакомиться с общей формулой кислот, функциональной группой, номенклатурой кислот их свойствами и способами получения

Карбоновыми кислотами называют производные углеводородов, в молекулах которых один или несколько углеродных атомов образуют карбоксильную группу или карбоксил:



В этой сложной функциональной группе соединены друг с другом две простые кислородсодержащие группы: карбонильная $>\text{C}=\text{O}$ и гидроксильная (или окси группа) $-\text{OH}$; отсюда и происходит название – *карбоксильная группа*. Водород гидроксильной группы, входящей в карбоксильную группу, обуславливает кислотные свойства карбоновых кислот; поэтому число карбоксильных групп характеризует основность кислоты. В молекулах одноосновных (монокарбоновых) кислот – одна карбоксильная группа, двухосновных (дикарбоновых) кислот – две карбоксильные группы.

Насыщенные одноосновные кислоты.

Насыщенные кислоты являются производными насыщенных углеводородов. Высшие гомологи этих кислот впервые были выделены из природных жиров, поэтому их, а затем и все другие кислоты с открытой цепью углеродных атомов назвали жирными кислотами.

Строение, изомерия, номенклатура.

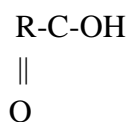
В строении и изомерии предельных одноосновных кислот наблюдается определенная аналогия со строением и изомерией альдегидов. Карбоксильная группа, как и альдегидная, может быть образована лишь первичным углеродным атомом.

Для простейших кислот широко используются тривиальные названия, происходящие от названий природных продуктов, из которых та или иная кислота была впервые получена.

Простейший представитель гомологического ряда насыщенных одноосновных кислот – муравьиная кислота, она была впервые обнаружена в выделениях муравьев, откуда и происходит ее название. В молекуле муравьиной кислоты имеется единственный углеродный атом, который и образует карбоксильную группу, соединенную с атомом водорода:

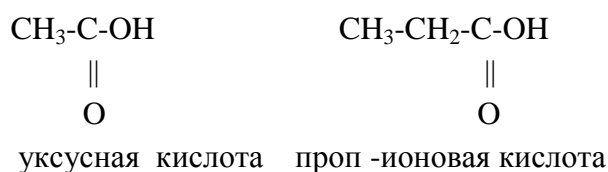


В молекулах всех других одноосновных кислот карбоксильная группа соединена не с водородом, а с тем или иным углеводородным остатком; их строение можно представить общей формулой:

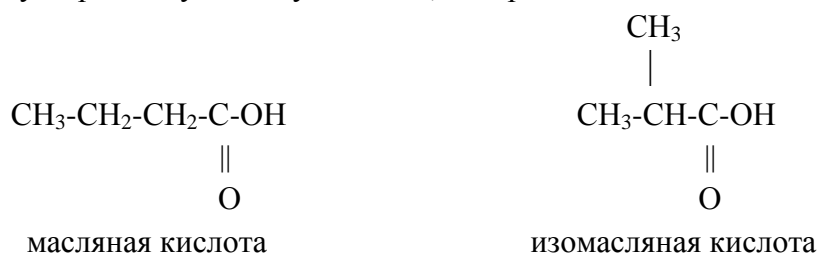


Для насыщенных одноосновных кислот более точной является общая формула $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{COOH}$, показывающая, что в этих кислотах карбоксил соединен с остатками насыщенных углеводородов.

Следующий за муравьиной кислотой гомолог содержит два углеродных атома и называется уксусной кислотой, т.к. впервые эта кислота была получена в виде натурального уксуса. Уксусная кислота имеет такой же углеродный скелет, как и углеводород этан. Кислота с тремя углеродными атомами по скелету аналогична пропану; она называется пропионовой кислотой:



Для гомологов с большим числом углеродных атомов возможна изомерия углеродного скелета. Так, состав $\text{C}_3\text{H}_7\text{-COOH}$ (4 углеродных атома) имеют уже две изомерные по углеродному скелету кислоты, которые называют масляными кислотами:



Кислоты состава $\text{C}_4\text{H}_9\text{-COOH}$ с пятью углеродными атомами называются валериановыми кислотами; они существуют в виде четырех изомеров (одна кислота нормального строения, т.е. с неразветвленной цепью, и три кислоты изостроения).

Наибольшее значение обычно имеют кислоты с нормальной цепью углеродных атомов. В таблице приведены тривиальные названия и формулы важнейших предельных одноосновных кислот нормального строения.

Предельные одноосные кислоты с нормальной цепью и их свойства

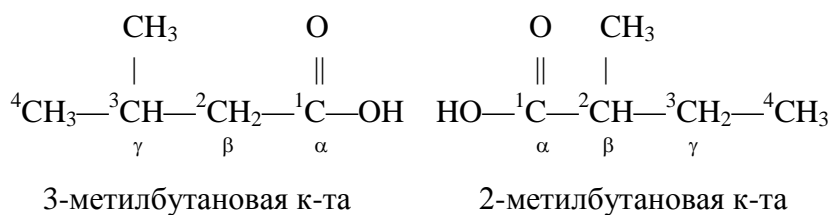
Кислота	Формула	T _{пл.} , °C	T _{кип.} , °C	Константы диссоциации
Муравьиная	H—COOH	+8,25	100,5	21,4·10 ⁻⁵
Уксусная	CH ₃ —COOH	+16,6	118,5	1,76·10 ⁻⁵
Пропионовая	CH ₃ —CH ₂ —COOH	-20,7	141,1	1,34·10 ⁻⁵
Масляная	CH ₃ —(CH ₂) ₂ —COOH	-3,1	163,0	1,52·10 ⁻⁵
Валериановая	CH ₃ —(CH ₂) ₃ —COOH	-34,5	186,0	1,50·10 ⁻⁵

Рациональная номенклатура.

Одноосные кислоты более чем с двумя атомами углерода рассматривают как производные уксусной кислоты, образованные замещением атомов водорода в ее метильной группе углеводородными радикалами. Пропионовая кислота может быть названа метилуксусной, масляная – этилуксусная, изомасляная – диметилуксусной. Подобно альдегидам за основу рационального названия кислоты изостроения можно принять тривиальное название нормальной кислоты, соответствующей наиболее длинной цепи, включающей карбоксильный углерод. Например, изомасляная кислота может быть названа метилпропионовой.

Международная заместительная номенклатура.

Кислоты называют, образуя прилагательное из заместительного названия, соответствующего по числу атомов углерода и по строению углеводорода. Так, заместительное название муравьиной кислоты – метановая кислота, уксусной – этановая, масляной – бутановая, изомасляной – 2-метилпропановая. Таким образом, для заместительных названий одноосных кислот характерно окончание – *овая кислота*. Нумерацию цепи всегда начинают от углерода, образующего карбоксильную группу, поэтому в названиях изомерных кислот цифру 1, относящуюся к карбоксильному углероду, не указывают. Например, два изомера валериановой кислоты по заместительной номенклатуре называют:



3-метилбутановая кислотата иначе может быть названа изопропилуксусная или β-метилмасляная кислота, а 2-метилбутановая кислота – метилэтилуксусная или α-метилмасляная кислота. (Так должны быть названы эти кислоты по рациональной номенклатуре, если их рассматривать как производные уксусной кислоты, или если название производится от тривиального названия кислоты с нормальной цепью).

Кислотные остатки.

Остатки кислот, образованные отнятием гидроксильной группы карбоксила, называют кислотными или ацильными (от латинского слова *acidum* – кислота) остатками (ацилами). Названия их производят из латинского тривиального названия кислоты и окончания –ил. Так, остаток муравьиной кислоты (лат. *acidum formicicum*) зовется формилом, уксусной (*acidum aceticum*) – ацетилом и т.д.

Физические свойства предельных одноосновных кислот.

Первые три представителя предельных одноосновных кислот – жидкости с острым характерным запахом. Они смешиваются с водой во всех отношениях. Масляная кислота исследуемые за ней гомологи – маслянистые, неприятно пахнущие жидкости, хуже растворимые в воде.

Высшие кислоты – твердые, не растворимые в воде вещества. В органических растворителях (спирт, эфир) большинство кислот растворяются хорошо.

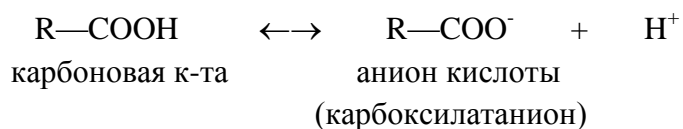
Температуры кипения жирных кислот нормального строения закономерно возрастают по мере увеличения числа углеродных атомов. Установлено, что молекулы кислот ассоциированы подобно тому, как ассоциированы молекулы воды или спиртов. Низшие кислоты хорошо перегоняются с водяным паром, поэтому их обычно называют летучими жирными кислотами. Температуры плавления одноосновных кислот по мере увеличения в их молекулах числа углеродных атомов в общем также возрастают; но при этом наблюдается следующая закономерность: кислоты с нормальной цепью, имеющие четное число углеродных атомов, плавятся обычно при более высокой температуре, чем предыдущий и последующий члены гомологического ряда, имеющие нечетное число углеродных атомов.

Химические свойства.

Химические свойства карбоновых кислот определяются свойствами карбоксильной группы и связанного с ней углеводородного радикала, а также их взаимным влиянием. Мы рассмотрим реакции кислот: а) обусловленные подвижностью атома водорода в карбоксиле; б) основанные на способности гидроксильной группы карбоксила замещаться различными атомами или группами и в) реакции за счет связанного с карбоксилем углеводородного остатка.

Подвижность водорода карбоксильной группы (диссоциация карбоновых кислот).

Подобно неорганическим кислотам карбоновые кислоты в водных растворах диссоциируют, образуя катионы водорода и анионы кислот (карбоксилатанионы):

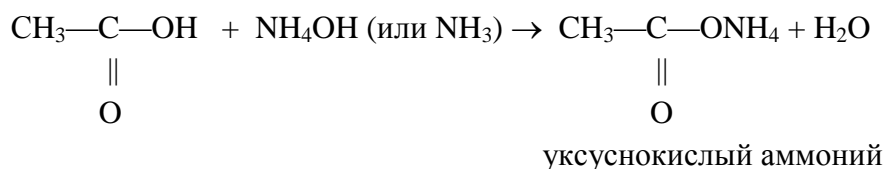
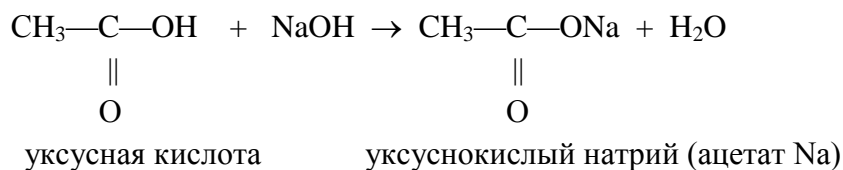


Поэтому растворимые в воде карбоновые кислоты окрашивают лакмус в красный цвет, проводят электрический ток, имеют кислый вкус, т.е. являются электролитами и проявляют кислотные свойства.

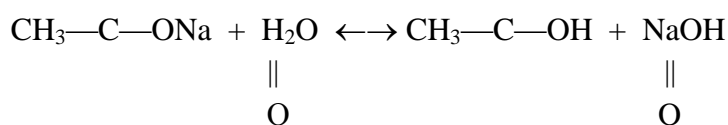
Образование солей.

При взаимодействии с основаниями (реакция нейтрализации), с окислами или с активными металлами водород карбоксильной группы кислоты замещается на металл и

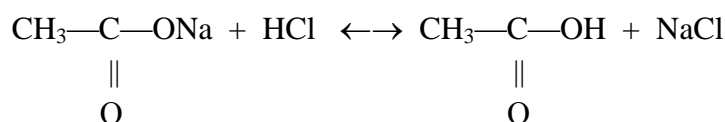
образуются соли карбоновых кислот. Например:



Соли карбоновых кислот и щелочных металлов как соли, образованные слабыми кислотами, сильно подвергаются гидролизу и в водных растворах имеют щелочную реакцию:

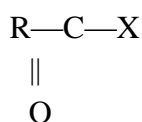


Более сильные минеральные кислоты вытесняют карбоновые кислоты из их солей:



Реакции замещения гидроксила в карбоксиле (образование функциональных производных карбоновых кислот).

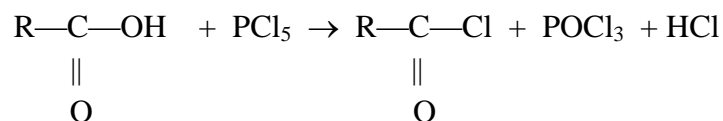
Гидроксильная группа в карбоксиле кислот может быть замещена различными атомами или группами (X); образующиеся при этом вещества обычно называют функциональными производными карбоновых кислот; строение их может быть представлено общей формулой



Образование галогенангидридов и их свойства.

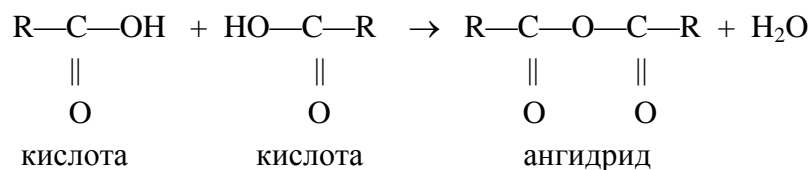
Гидроксил карбоксильной группы может быть замещен галогеном; при этом образуются галогенангидриды карбоновых кислот. Наиболее часто применяются хлорангидриды; они образуются, например, при действии на кислоты пятихлористого

фосфора PCl_5 :



Образование ангидридов и их свойства.

При отщеплении молекулы воды от двух молекул кислоты образуются *ангидриды карбоновых кислот*. Реакция протекает под влиянием катализатора, над которым пропускают пары кислот, и может быть в общем виде представлена схемой:

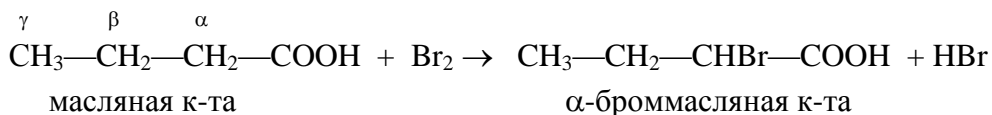


Как видно из общей формулы, ангидриды представляют собой производные кислот, состоящие из двух соединенных через кислород кислотных остатков (ацилов).

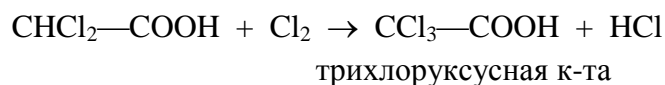
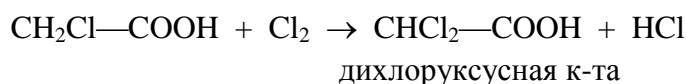
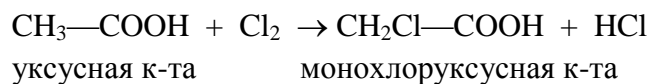
Реакции за счет углеводородного радикала.

Галогенирование карбоновых кислот.

Галогены могут замещать водород в углеводородных радикалах кислот, образуя галогенкарбоновые кислоты; при этом под влиянием карбоксильной группы наиболее легко замещаются атомы водорода в α -положении к этой группе, т.е. при соседнем с карбоксилем углеродном атоме:

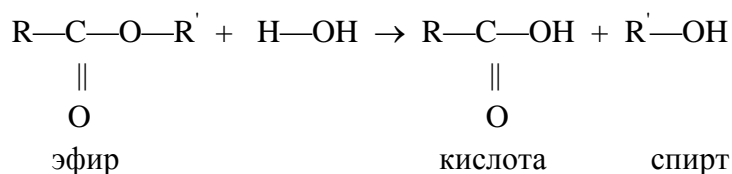


Возможно и более глубокое замещение водорода. Так, при действии хлора на уксусную кислоту все атомы водорода метильной группы постепенно замещаются на хлор; в результате образуются хлоруксусные кислоты:



Способы получения одноосновных кислот

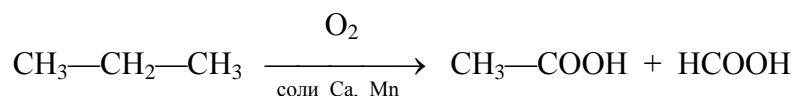
Карбоновые кислоты часто встречаются среди природных продуктов как в свободном, так и особенно в виде сложных эфиров. При *гидролизе* последних образуется кислота и спирт:



В частности, таким путем получают высшие одноосновные кислоты при гидролизе жиров. Большое значение имеют синтетические способы получения кислот.

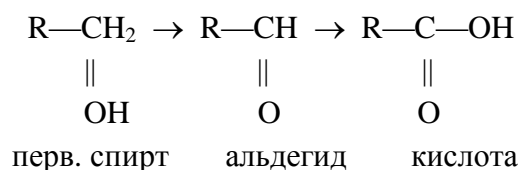
Окисление углеводов.

Непредельные углеводороды могут легко окисляться с распадом молекулы по месту двойной связи; в качестве продуктов окисления получают и кислоты. Предельные углеводороды окисляются также с распадом молекулы, но значительно труднее, причем разрыв углеродной цепи может происходить в ее различных местах; поэтому в результате образуются сложные смеси карбоновых кислот. В настоящее время разработано каталитическое окисление предельных углеводородов кислородом воздуха при умеренных температурах. Например:



Окисление первичных спиртов и альдегидов.

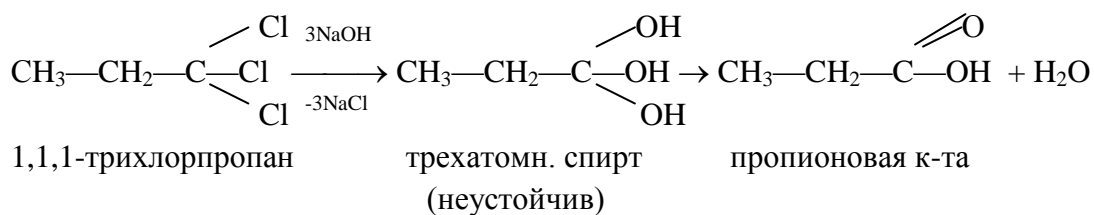
Первичные спирты и альдегиды гладко окисляются, образуя карбоновые кислоты с тем же числом углеродных атомов; при этом спирт окисляется в альдегид, а последний – в кислоту:



Можно использовать альдегиды, получаемые методом оксосинтеза. Таким образом, сырьем для получения кислот могут служить этиленовые углеводороды и окись углерода.

Гидролиз тригалогенпроизводных.

При нагревании с растворами щелочей галогенпроизводных, у которых три атома галогена находятся при одном и том же атоме углерода, получают карбоновые кислоты.



Промежуточно образуется трехатомный спирт с тремя гидроксилами при одном углероде; такие спирты сразу же выделяют воду, превращаясь в кислоту.

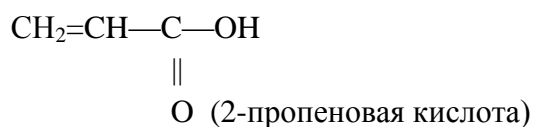
Непредельные одноосновные кислоты

Непредельные кислоты являются производными непредельных углеводородов. Строение их отличается тем, что в соединенном с карбоксильной группой углеводородном радикале имеются кратные связи. Наибольшее значение имеют непредельные кислоты с двойными связями. Эти кислоты, в зависимости от числа имеющихся в их молекулах двойных связей, содержат на два, четыре, шесть и т.д. атомов водорода меньше, чем соответствующие по числу углеродных атомов предельные кислоты, и их состав выражается общими формулами: $\text{C}_n\text{H}_{2n-1}\text{COOH}$ (одна двойная связь), $\text{C}_n\text{H}_{2n-3}\text{COOH}$ (две двойные связи).

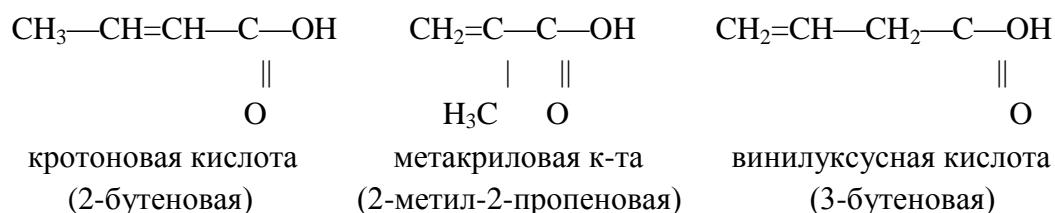
Номенклатура и изомерия.

Для наименования непредельных кислот чаще всего применяют тривиальные названия.

Первый представитель непредельных одноосновных кислот по углеродному скелету соответствует пропилену и называется акриловой кислотой:



Следующие за ней кислоты содержат четыре углеродных атома и существуют уже в виде трех изомеров:



В скобках даны названия кислот по международной заместительной номенклатуре. Эти названия производятся как прилагательные от заместительного названия непредельного углеводорода с таким же углеродным скелетом (цифрой 1 обозначается углерод карбоксильной группы).

Изомерия непредельных кислот обусловлена изомерией углеродного скелета (кртоновая и метакриловая кислоты) и изомерией положения двойной связи по

отношению к карбоксилу (кротоновая и винилуксусная кислоты).

Непредельным кислотам с двойной связью, так же как и этиленовым углеводородам, свойственна еще и геометрическая, или *цис-транс* изомерия.

Химические свойства.

Реакции карбоксильной группы.

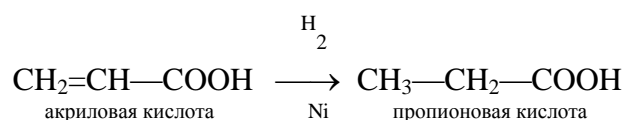
Все реакции предельных одноосновных кислот, обусловленные подвижностью водорода в карбоксиле и способностью гидроксила карбоксильной группы замещаться различными атомами или группами, свойственны и непредельным кислотам. В результате влияния, оказываемого кратной связью на карбоксильную группу, непредельные кислоты, особенно содержащие кратную связь в α -положении к карбоксилу, являются более сильными кислотами, чем предельные.

Реакции в углеводородном радикале.

Благодаря наличию в углеводородных радикалах непредельных кислот кратных связей, они вступают во все реакции присоединения по месту этих связей, свойственные непредельным углеводородам.

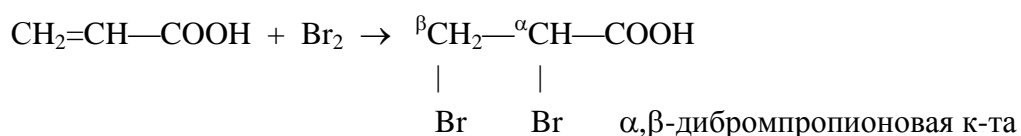
Присоединение водорода (реакции гидрирования).

В присутствии катализаторов (Pt, Ni) водород присоединяется по месту двойной связи и непредельные кислоты переходят в предельные. Например:



Присоединение галогенов.

Так же, как в случае непредельных углеводородов, галогены присоединяются по месту двойной связи непредельных кислот; в результате образуются галогензамещенные предельные кислоты. Например:



Реакции окисления.

В отличие от трудно окисляемых предельных кислот непредельные кислоты подобно непредельным углеводородам окисляются очень легко. Для качественного определения непредельных кислот удобна реакция с марганцевокислым калием KMnO_4 ; растворы последнего при этом теряют свою фиолетовую окраску, на основании чего можно судить о непредельности кислоты.

Вопрос для самоконтроля

1. Напишите структуры следующих кислот: 3-метилпентановой; метилянтарной; 4-метоксибзойной; бензол-1,4-дикарбоновой.

2. Какие спирты нужно окислить, чтобы получить следующие кислоты: изовалериановую; бензойную; янтарную? Напишите схему реакций.
3. Напишите схему реакции образования кислой и средней калиевых солей янтарной кислоты.
4. Напишите схемы реакции образования полного и неполного эфиров щавелевой кислоты.
5. Напишите схему гидролиза мочевины.

СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ

основная

1. Гельфман, М.И. Неорганическая химия [Электронный ресурс] : учеб. пособие / М.И. Гельфман, В.П. Юстратов. — Электрон. дан. — Санкт-Петербург : Лань, 2009. — 528 с. — Режим доступа: <https://e.lanbook.com/book/4032>
2. Глинка, Н.Л. Общая химия / Н.Л. Глинка. – М.: Интеграл-Пресс, 2008. – 728 с. ISBN 5-89602-017-1
3. Гаршин, А. Общая и неорганическая химия в схемах, рисунках, таблицах и химических реакциях / А. Гаршин. – СПб: Питер, 2011. – 288 с. ISBN 978-5-459-00309-3
4. Богомолова, И.В. Неорганическая химия / И.В. Богомолова. – М.: Альфа – М, 2009. – 336 с. ISBN 978-5-98281-187-5
5. Богомолова, И. В. Органическая химия [Электронный ресурс] : учеб. пособие / И. В. Богомолова, С. С. Макарихина. — М. : ФЛИНТА, 2013. — 365 с. - ISBN978-5-9765-1705-9 <http://znanium.com/bookread2.php?book=457829>

дополнительная литература

1. Лидин, Р.А. Химия / Р.А. Лидин, Л.Ю. Аликберова. – М.: АСТ-Пресс Школа, 2009. – 512 с. ISBN 978-5-94776-601-1
2. Стась, Н.Ф. Лабораторный практикум по общей и неорганической химии / Н.Ф. Стась, А.А. Плакидкин, Н.М. Князева. – М.: Высшая школа, 2008. – 214 с. ISBN 978-5-06-005749-2
3. Глинка, Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии / Н.Л. Глинка. – М.: КноРус, 2011. – 240 с. ISBN 978-5-406-00810-2
4. Вольхин, В.В. Общая химия. Основной курс /В.В. Вольхин. – М.: Изд-во «Лань», 2008. – 464 с. ISBN 978-5-8114-0829-0
5. Органическая химия : в 3 т. Т. 2 / Травень В.Ф., - 4-е изд., (эл.) - М.:БИНОМ. ЛЗ, 2015. - 550 с.: ISBN 978-5-9963-2940-3 <http://znanium.com/catalog/product/485774>

ПРИЛОЖЕНИЯ

Приложение 1

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д.И.МЕНДЕЛЕЕВА

Периоды	Ряды	ГРУППЫ ЭЛЕМЕНТОВ																Значения относительных атомных масс	
		I		II		III		IV		V		VI		VII		VIII			
		а	б	а	б	а	б	а	б	а	б	а	б	а	б	а	б		
1	1	H водород 1,008																He гелий 4,003	
2	2	Li литий 6,941	Be бериллий 9,0122	B бор 10,811	C углерод 12,011	N азот 14,007	O кислород 15,999	F фтор 18,998										Ne неон 20,179	
3	3	Na натрий 22,99	Mg магний 24,312	Al алюминий 26,982	Si кремний 28,085	P фосфор 30,974	S сера 32,064	Cl хлор 35,453										Ar аргон 39,948	
4	4	K калий 39,102	Ca кальций 40,08	Sc скандий 44,956	Ti титан 47,88	V ванадий 50,941	Cr хром 51,996	Mn марганец 54,938	Fe железо 55,845	Co кобальт 58,933	Ni никель 58,71							Kr криптон 83,8	
5	5	Rb рубидий 85,468	Sr стронций 87,62	Y иттрий 88,906	Zr цирконий 91,224	Nb ниобий 92,906	Mo молибден 95,94	Tc технеций [99]	Ru рутений 101,07	Rh родий 102,906	Pd палладий 106,4							Xe ксенон 131,3	
6	6	Cs цезий 132,905	Ba барий 137,34	ЛАНТАНОИДЫ 57-71			Hf гафний 178,49	Ta тантал 180,948	W вольфрам 183,85	Re рений 186,207	Os осмий 190,2	Ir иридий 192,22	Pt платина 195,09					Rn радон [222]	
7	7	Fr франций [223]	Ra радий [226]	АКТИНОИДЫ 89-103			Rf резерфордий [261]	Db дубний [262]	Sg сигборгий [263]	Bh борий [264]	Hn ханний [265]	Mt мейтнерий [266]	110						
		ВЫСШИЕ ОКСИДЫ	R_2O	RO	R_2O_3	RO_2	R_2O_5	RO_3	R_2O_7	RO_4									
		ЛЕТУЧИЕ ВОДОРОДНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ				RH_4	RH_3	H_2R	HR										



Д.И. Менделеев
1834-1907

СИМВОЛ ЭЛЕМЕНТА → **Rb**

ПОРЯДКОВЫЙ НОМЕР → **37**

НАЗВАНИЕ ЭЛЕМЕНТА → **РУБИДИЙ**

ОТНОСИТЕЛЬНАЯ АТОМНАЯ МАССА → **85,468**

РАСПРЕДЕЛЕНИЕ ЭЛЕКТРОНОВ ПО СЛОЯМ

- s-элементы
- p-элементы
- d-элементы
- f-элементы

ЛАНТАНОИДЫ														
57 La лантан 138,905	58 Ce церий 140,12	59 Pr празеодим 140,908	60 Nd неодим 144,24	61 Pm прометий [145]	62 Sm самарий 150,4	63 Eu европий 151,96	64 Gd гадолиний 157,25	65 Tb тербий 158,925	66 Dy диспрозий 162,5	67 Ho гольмий 164,93	68 Er эрбий 167,26	69 Tm тулий 168,934	70 Yb иттербий 173,054	71 Lu лютеций 174,967
АКТИНОИДЫ														
89 Ac актиний [227]	90 Th торий 232,038	91 Pa протактиний [231]	92 U уран 238,029	93 Np нептуний [237]	94 Pu плутоний [244]	95 Am амерций [243]	96 Cm куриум [247]	97 Bk берклий [247]	98 Cf калфорний [251]	99 Es эйзенштейний [254]	100 Fm фермий [257]	101 Md менделеевий [258]	102 No нобелий [259]	103 Lr лоуренсий [260]

ISBN 5-17-016643-5

9 785170 166435

Таблица растворимости солей, кислот и оснований

Катионы	Анионы										
	OH ⁻	F ⁻	Cl ⁻	Br ⁻	I ⁻	S ²⁻	NO ₃ ⁻	CO ₃ ²⁻	SiO ₃ ²⁻	SO ₄ ²⁻	PO ₄ ³⁻
H ⁺	P	P	P	P	P	M	P	-	H	P	P
Na ⁺	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
K ⁺	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
NH ₄ ⁺	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
Mg ²⁺	H	PK	P	P	P	M	P	H	PK	P	PK
Ca ²⁺	M	HK	P	P	P	M	P	H	PK	M	PK
Sr ²⁺	M	HK	P	P	P	P	P	H	PK	PK	PK
Ba ²⁺	P	PK	P	P	P	P	P	H	PK	HK	PK
Sn ²⁺	H	P	P	P	M	PK	P	H	H	P	H
Pb ²⁺	H	H	M	M	M	PK	P	H	H	H	H
Al ³⁺	H	M	P	P	P	Г	P	Г	HK	P	PK
Cr ³⁺	H	P	P	P	P	Г	P	Г	H	P	PK
Mn ²⁺	H	P	P	P	P	H	P	H	H	P	H
Fe ²⁺	H	M	P	P	P	H	P	H	H	P	H
Fe ³⁺	H	P	P	P	-	-	P	Г	H	P	PK
Co ²⁺	H	M	P	P	P	H	P	H	H	P	H
Ni ²⁺	H	M	P	P	P	PK	P	H	H	P	H
Cu ²⁺	H	M	P	P	-	H	P	Г	H	P	H
Zn ²⁺	H	M	P	P	P	PK	P	H	H	P	H
Cd ²⁺	H	P	P	P	P	PK	P	H	H	P	H
Hg ²⁺	H	P	P	M	HK	HK	P	H	H	P	H
Hg ₂ ²⁺	H	P	HK	HK	HK	PK	P	H	H	M	H
Ag ⁺	H	P	HK	HK	HK	HK	P	H	H	M	H

Приложение 3

Распространённость элементов в земной коре (по А.П. Виноградову)

Элемент	Массовая доля, %	Элемент	Массовая доля, %	Элемент	Массовая доля, %	Элемент	Массовая доля, %
O	47,2	Si	27,6	Al	8,80	Fe	5,1
Ca	3,6	Na	2,64	K	2,60	Mg	2,10
H	0,15	C	0,1	Mn	0,09	P	0,08
S	0,05	Ba	0,05	Cl	0,045	F	0,027
Cr	0,02	N	0,01	Cu	0,01	Ni	$8 \cdot 10^{-3}$
Li	$6,5 \cdot 10^{-3}$	Zn	$5 \cdot 10^{-3}$	Co	$3 \cdot 10^{-3}$	Pb	$1,6 \cdot 10^{-3}$
Be	$6 \cdot 10^{-4}$	Sc	$6 \cdot 10^{-4}$	As	$5 \cdot 10^{-4}$	Sb	$4 \cdot 10^{-4}$
B	$3 \cdot 10^{-4}$	Br	$6 \cdot 10^{-4}$	Zn	$1 \cdot 10^{-4}$	Se	$6 \cdot 10^{-5}$
Cd	$5 \cdot 10^{-5}$	I	$3 \cdot 10^{-5}$	Ag	$1 \cdot 10^{-5}$	Hg	$7 \cdot 10^{-6}$
Au	$5 \cdot 10^{-7}$	Pt	$5 \cdot 10^{-7}$	Ti	0,6	Sr	0,04

Приложение 4

Основные единицы Международной системы единиц (СИ) для некоторых физических величин

Величина	Единица	
	Наименование	Обозначение
Длина	метр	м
Время	секунда	с
Масса	килограмм	кг
Термодинамическая температура	Кельвин	К
Количество вещества	моль	моль
Объём	кубический метр	м^3
Скорость	метр в секунду	м/с
Плотность	грамм на кубический сантиметр	г/см^3
Давление	паскаль	Па
Энергия, работа, количество теплоты	Джоуль	Дж

Приложение 5

Плотность растворов сильных кислот

H ₂ SO ₄		HNO ₃		HCl	
ω, %	ρ, г/см ³	ω, %	ρ, г/см ³	ω, %	ρ, г/см ³
0,26	1,000	0,33	1,000	0,36	1,000
0,98	1,005	1,25	1,005	1,36	1,005
1,73	1,005	2,16	1,010	2,00	1,009
2,00	1,013	3,07	1,015	2,36	1,010
2,48	1,015	3,98	1,020	3,37	1,015
3,24	1,020	4,00	1,022	4,00	1,019
4,00	1,025	4,88	1,025	4,39	1,020
4,75	1,030	5,78	1,030	5,40	1,025
5,49	1,035	6,00	1,033	6,00	1,029
6,00	1,040	6,66	1,035	6,43	1,030
6,95	1,045	7,53	1,040	7,46	1,035
7,70	1,050	8,00	1,044	8,00	1,039
8,00	1,055	8,40	1,045	8,49	1,040
9,13	1,060	9,26	1,050	9,51	1,045
10,00	1,069	10,00	1,056	10,00	1,049
11,26	1,075	10,97	1,060	11,52	1,055
12,00	1,083	12,00	1,068	12,00	1,059
12,66	1,085	12,65	1,070	13,50	1,065
13,36	1,090	13,48	1,075	14,00	1,069
14,00	1,098	14,00	1,080	16,00	1,079
16,00	1,112	16,00	1,093	18,00	1,089
20,00	1,137	18,00	1,106	20,00	1,100
22,00	1,158	20,00	1,119	22,00	1,110
24,00	1,174	24,00	1,145	24,00	1,121
26,00	1,190	26,00	1,158	26,00	1,132
28,00	1,205	28,00	1,171	28,00	1,142
30,00	1,224	30,00	1,174	30,00	1,152
32,00	1,238	32,00	1,198	32,00	1,163
34,00	1,265	34,00	1,211	34,00	1,173

Приложение 6

	Плотность раствора								
(NH ₄) ₂ SO ₄	1,004	1,010	1,022	1,033	1,045	1,052	1,069	1,080	1,092
	1	2	3	4	5	6	7	8	9

	Плотность раствора								
Na ₂ SO ₄	1,008	1,016	1,025	1,034	1,044	1,053	1,062	1,072	1,081
	1	2	3	4	5	6	7	8	9

Приложение 7

Плотность растворов щелочей и аммиака

Массовая доля ω %	КОН	NaOH	NH ₃
	ρ, г/см ³	ρ, г/см ³	ρ, г/см ³
2	1,016	1,023	0,992
4	1,033	1,046	0,983
6	1,048	1,069	0,973
8	1,065	1,092	0,967
10	1,082	1,115	0,960
12	1,100	1,137	0,953
14	1,118	1,159	0,946
16	1,137	1,181	0,939
18	1,156	1,213	0,932
20	1,176	1,225	0,926
22	1,196	1,247	0,919
24	1,217	1,268	0,913
26	1,240	1,289	0,908
28	1,263	1,310	0,903
30	1,286	1,332	0,898
32	1,310	1,352	0,893
34	1,334	1,374	0,889
36	1,358	1,395	0,884
38	1,384	1,416	-
40	1,411	1,437	-
42	1,437	1,458	-
44	1,460	1,479	-
46	1,485	1,499	-
48	1,511	1,519	-
50	1,538	1,540	-
52	1,564	1,560	-
54	1,590	1,580	-
56	1,616	1,601	-
58	1,622	1,622	-
60	-	1,643	-

Названия важнейших кислот и их солей

Кислота	Названия	
	кислоты	соли
H_3BO_3	Ортоборная	Ортоборат
HBr	Бромоводородная	Бромид
HCN	Синильная	Цианид
H_2CO_3	Угольная	Карбонат
HCl	Соляная	Хлорид
$HClO$	Хлорноватистая	Гипохлорит
$HClO_2$	Хлористая	Хлорит
$HClO_3$	Хлорноватая	Хлорат
$HClO_4$	Хлорная	Перхлорат
H_2CrO_4	Хромовая	Хромат
$H_2Cr_2O_7$	Дихромовая	Дихромат
HI	Иодоводородная	Иодид
HIO_3	Иодноватая	Иодат
$HMnO_4$	Марганцовая	Перманганат
H_2MnO_4	Марганцовистая	Манганат
HNO_2	Азотистая	Нитрит
HNO_3	Азотная	Нитрат
H_3PO_4	Ортофосфорная	Ортофосфат
$H_4P_2O_7$	Пирофосфорная	Пирофосфат
H_2S	Сероводородная	Сульфид
H_2SO_3	Сернистая	Сульфит
H_2SO_4	Серная	Сульфат
H_2SiO_3	Кремниевая	Силикат

Приложение 9

Константы диссоциации некоторых слабых электролитов в водных растворах

Электролит	K
Азотистая кислота HNO_2	$4 \cdot 10^{-5}$
Гидроксид аммония NH_4OH	$1,8 \cdot 10^{-5}$
Кремниевая кислота H_2SiO_3	$K_1 2,2 \cdot 10^{-10}$ $K_2 1,6 \cdot 10^{-12}$
Сернистая кислота H_2SO_3	$K_1 1,6 \cdot 10^{-2}$ $K_2 6,3 \cdot 10^{-8}$
Угольная кислота H_2CO_3	$K_1 4,5 \cdot 10^{-7}$ $K_2 4,8 \cdot 10^{-11}$
Сероводородная кислота H_2S	$K_1 8,9 \cdot 10^{-8}$ $K_2 1,3 \cdot 10^{-13}$
Фосфорная кислота H_3PO_4	$K_1 7,5 \cdot 10^{-3}$ $K_2 6,2 \cdot 10^{-8}$ $K_3 2,2 \cdot 10^{-13}$
Мышьяковая кислота H_3AsO_4	$K_1 6,0 \cdot 10^{-3}$ $K_2 1,1 \cdot 10^{-7}$ $K_3 4,0 \cdot 10^{-12}$
Уксусная кислота CH_3COOH	$K 1,86 \cdot 10^{-5}$
Фтороводород HF	$K 6,6 \cdot 10^{-4}$
Цианистоводородная HCN	$K 5,4 \cdot 10^{-2}$

Приложение 10

Электроотрицательность химических элементов (по шкале Олреда-Рохова)

Элемент	ЭО	Элемент	ЭО	Элемент	ЭО	Элемент	ЭО
Ag	1,42	Al	1,47	As	2,20	Au	1,42
B	2,01	Ba	0,97	Be	1,47	Br	2,74
C	2,50	Ca	1,04	Cd	1,46	Cl	2,83
Cr	1,56	Cu	1,75	F	4,10	Fe	1,64
H	2,10	Hg	1,44	I	2,21	K	0,91
Li	0,97	Mg	1,23	Mn	1,60	N	3,07
Na	1,01	Ni	1,75	O	3,50	P	2,10
Pb	1,55	Pt	1,44	S	2,60	Sb	1,82
Sc	1,20	Se	2,48	Si	1,74	Zn	1,66

БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК

1. *Ахметов, Н.С.* Общая и неорганическая химия /Н.С. Ахметов. – М.: Высшая школа, 2009. – 743 с.
2. *Артёменко, А.И.* Органическая химия /А.И. Артёменко. – М.: Высшая школа, 2008. – 605 с.
3. *Балецкая, Л.Г.* Неорганическая химия /Л.Г. Балецкая. – М.: Изд-во «Феникс», 2010. – 320 с.
4. *Захарова, Т.В.* Руководство к лабораторным занятиям по общей и неорганической химии /Т.В. Захарова, Г.В. Макушова, Л.Ф. Кожина. – Саратов: Научная книга, 2008. – 264 с.
5. *Лидин, Р.А.* Химия /Р.А. Лидин, Л.Ю. Аликберова. – М.: АСТПРЕСС ШКОЛА, 2007. – 512 с.
6. *Лидин, Р.А.* Неорганическая химия в реакциях /Р.А. Лидин, В.А. Молочко, Л.Л. Андреева.- М.: Дрофа, 2007. – 640 с.
7. *Хаханина, Т.И.* Неорганическая химия /Т.И. Хаханина. – М.: Высшее образование, 2008. – 288 с.
с.