

Библиотека
студента
УГНТУ

Серия

МОЛЕКУЛЫ И РЕАКЦИИ

Выпуск 2

Основания, кислоты, соли

Министерство образования и науки Российской Федерации
Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего профессионального образования
«Уфимский государственный нефтяной технический университет»

Библиотека студента УГНТУ

Серия

МОЛЕКУЛЫ И РЕАКЦИИ

Выпуск 2

Основания, кислоты, соли

УЧЕБНОЕ ПОСОБИЕ

*Под общей редакцией
члена-корреспондента АН РБ профессора С.С. Злотского*

Уфа

Редакционно-издательский центр УГНТУ

2014

УДК 543
ББК 24.4
К 44

Утверждено Редакционно-издательским советом УГНТУ
в качестве учебного пособия

Авторы: Л.Н. Зорина, О.Б. Чалова, А.Т. Чанышева
*Под общей редакцией члена-корреспондента АН РБ профессора
С.С. Злотского*

Рецензенты:

Декан факультета «Техники и технологии сервиса» Уфимского государственного университета экономики сервиса кандидат химических наук доцент И.
П.Журкина
Кафедра «Химия» БГПУ им. М. Акмуллы
(заведующий кафедрой доктор химических наук профессор И.М.Борисов)

К 44 Молекулы и реакции. Основания, кислоты, соли: учеб. пособие
/Л.Н.Зорина, О.Б. Чалова, А.Т. Чанышева; под общ. ред. проф. С.С. Злотского –
Уфа: РИЦ УГНТУ, 2014. – 77 с.
ISBN 978-5-7831-1172-3

Учебное пособие состоит из трех разделов. В нем приведены сведения о получении, физических и химических свойствах, применении наиболее важных кислот, оснований и солей, которые изучаются в дисциплинах «Химия», «Общая и неорганическая химия», «Дополнительные главы по дисциплине «Общая и неорганическая химия» и «Аналитическая химия». Содержание пособия соответствует государственным образовательным стандартам. Приводится список литературы для дополнительного изучения материала. Учебное пособие предназначено для студентов всех специальностей очной, очно - заочной и заочной форм обучения.

УДК 543
ББК 24.4

ISBN 978-5-7831-1172-3

© Уфимский государственный нефтяной
технический университет, 2014

© Зорина Л.Н., Чалова О.Б., Чанышева А.Т.,
2014

Содержание

ВВЕДЕНИЕ	4
Основания	
Гидроксид натрия	5
Гидроксид калия	8
Гидроксид кальция	11
Гидрат аммиака	13
Кислоты	
Серная кислота	15
Ортофосфорная кислота	18
Азотная кислота	21
Соляная кислота	24
Плавиковая кислота	27
Неорганические соли	
Хлорид натрия	30
Силикаты натрия	32
Карбонат натрия, гидрокарбонат натрия	34
Карбонат калия	37
Ортофосфат натрия	40
Хлорид кальция	43
Сульфат кальция	46
Сульфат аммония	49
Сульфат алюминия	52
Хлорид алюминия	55
Сульфат меди(II)	58
Сульфат железа(II)	62
Сульфат железа(III)	65
Хлорид железа (III)	68
Хлорид хрома (III)	71
Нитрат серебра (I)	74
Список рекомендуемой литературы	76

Введение

В учебной программе студентов всех специальностей УГНТУ, присутствуют дисциплины «Химия», «Общая и неорганическая химия» и «Аналитическая химия».

Традиционно изучение этих химических дисциплин включает лекционные, лабораторные и практические занятия. Студенты в ходе выполнения экспериментов получают необходимые навыки и опыт работы с химическими реактивами и реагентами. В то же время отсутствие пособия, содержащего базовые сведения по наиболее часто применяемым в лаборатории химическим реагентам и реактивам, сдерживает рост успеваемости студентов.

В частности, минимально необходимые сведения о широко распространенных кислотах, основаниях и их производных в концентрированном виде в учебно-методической литературе найти достаточно трудно. Студентам приходится обращаться к ряду различных книг и справочников, что затрудняет успешное усвоение программы по общей и неорганической химии.

Аналогичная ситуация сложилась и по ряду других ключевых тем учебного курса. Для исправления сложившегося положения преподавателями и сотрудниками кафедры «Общая и аналитическая химия» в кооперации с ведущими специалистами смежных подразделений УГНТУ осуществляется выпуск кратких пособий по важнейшим разделам современной химии под общим названием «МОЛЕКУЛЫ И РЕАКЦИИ».

Целью данной работы является систематизация и упрощенное изложение необходимых для студентов младших курсов сведений о физических и химических свойствах, способах получения и областях применения наиболее распространенных кислот, оснований и солей.

В конце пособия приводится расширенный список рекомендуемой учебной литературы, где материал изложен более детально и обстоятельно. Это позволяет студентам, не отвлекаясь на частности и детали, концентрироваться на ключевых вопросах и положениях химии.

Мы полагаем, что пособие будет также востребовано молодыми начинающими преподавателями и научными сотрудниками для подготовки к лекциям, лабораторным и практическим занятиям. Рекомендуем данное пособие учителям, преподавателям средних школ, техникумов, колледжей, а также школьникам-старшеклассникам, – заинтересованным в углубленном изучении химии.

Научный редактор
заведующий кафедрой ОАХ
проф.

С.С. Злотский

Основания

Формула		Название систематическое		Название тривиальное, традиционное					
NaOH		Гидроксид натрия		Едкий натр, гидроокись натрия сода каустическая, каустик, едкая щелочь					
Физические свойства гидроксида натрия									
Показатели									
Цвет	Т пл., °С	Т кип., °С	Плотность, г/см ³	С ^о _р , Дж/(моль· К)	ΔН ^о _{298,обр} , кДж/ моль	S ^о ₂₉₈ , Дж/(моль· К)	Показатели преломления		
Бесцветный	323	1403	2,02	59,54	-425,88	64,43	больший	меньший	
Растворимость гидроксида натрия									
Растворитель					Вода		Метанол	Этанол	
Температура, °С					20		100	28	28
Концентрация насыщенного раствора, масс. доля, %					52,2		77,1	23,6	14,7
Из водных растворов кристаллизуются:									
Температура, °С	Формула кристаллогидрата			Температура, °С	Формула кристаллогидрата				
от -28 до -24	NaOH·7H ₂ O			от -5,4 до 12,3	NaOH·3,5H ₂ O				
от -24 до -17,7	NaOH·5H ₂ O			от 12,3 до 61,8	NaOH·H ₂ O				
от -17,7 до -5,4	NaOH·4H ₂ O			выше 61,8	NaOH				
Промышленное производство, лабораторные способы получения									
Электролиз водного раствора хлорида натрия с применением инертных электродов (диафрагменный способ). На катоде разряжаются ионы водорода и накапливаются ионы Na и гидроксид-ионы.					электролиз $2\text{NaCl} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\uparrow + 2\text{NaOH}_{(\text{раствор})} + \text{Cl}_2\uparrow$				
Электролиз водного раствора хлорида натрия с применением катода из металлической ртути (ртутный метод). Перенапряжение выделения водорода на ртути очень велико, поэтому на катоде разряжаются ионы натрия. Натрий растворяется в ртути, образуя амальгаму натрия. Её разрушают горячей водой.					электролиз $2\text{NaCl} + 2\text{Hg} \rightarrow 2\text{Na/Hg} + \text{Cl}_2\uparrow$ амальгама $2\text{Na/Hg} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\uparrow + 2\text{NaOH}_{(\text{раствор})} + 2\text{Hg}\downarrow$				
Взаимодействие горячего раствора соды с гашёной известью					$\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaCO}_3\downarrow + 2\text{NaOH}$				
Реакция между гидроксидом бария и сульфатом натрия					$\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{NaOH}$				
Химические реакции									
1. Свойства сильного основания									
Электролитическая диссоциация в водном растворе	$\text{NaOH} \rightleftharpoons \text{Na}^+ + \text{OH}^-$						Фенолфталеин — малиновый; метиловый оранжевый — желтый		

Взаимодействие с кислотами	$\text{NaOH} + \text{HCl}_{(\text{разб.})} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{NaOH} + \text{HNO}_{3(\text{разб.})} = \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ $2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{разб.})} = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц., хол.})} = \text{NaHSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{NaOH}_{(\text{разб.})} + \text{H}_3\text{PO}_{4(\text{конц.})} = \text{NaH}_2\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ $2\text{NaOH}_{(\text{разб.})} + \text{H}_3\text{PO}_{4(\text{разб.})} = \text{Na}_2\text{HPO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ $3\text{NaOH}_{(\text{конц.})} + \text{H}_3\text{PO}_{4(\text{разб.})} = \text{Na}_3\text{PO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$ $\text{NaOH} + 2\text{HF}_{(\text{конц.})} = \text{Na}(\text{HF}_2) + \text{H}_2\text{O}$ $\text{NaOH} + \text{HF}_{(\text{разб.})} = \text{NaF} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{NaOH}_{(\text{конц.})} + \text{HCN} = \text{NaCN} + \text{H}_2\text{O}$	
Взаимодействие с кислотными оксидами	$\text{NaOH}_{(\text{разб.})} + \text{ЭO}_2 = \text{NaHЭO}_3$ $2\text{NaOH}_{(\text{конц.})} + \text{ЭO}_2 = \text{Na}_2\text{ЭO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ $4\text{NaOH}_{(\text{конц.})} + \text{SiO}_2 = \text{Na}_4\text{SiO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ $2\text{NaOH} + \text{SiO}_2 = \text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{NaOH}_{(\text{расплав.})} + \text{CO} = \text{HCOONa}$	$\text{Э} = \text{C, S}$ нагрев 900-1000 °C
Взаимодействие с амфотерными оксидами и гидроксидами	$2\text{NaOH} + \text{Al}_2\text{O}_3 = 2\text{NaAlO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{NaOH} + \text{Al}(\text{OH})_3 = \text{NaAlO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $2\text{NaOH}_{(\text{конц., гор.})} + 3\text{H}_2\text{O} + \text{Al}_2\text{O}_3 = 2\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$ $\text{NaOH}_{(\text{конц.})} + \text{Al}(\text{OH})_3 = \text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$ $2\text{NaOH}_{(\text{конц.})} + \text{H}_2\text{O} + \text{ZnO} = \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$ $2\text{NaOH}_{(\text{конц.})} + \text{Zn}(\text{OH})_2 = \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$	900-1100 °C 1000 °C 90 °C, 60%-ный раствор комн.
2. Ионно-обменные реакции		
Взаимодействие с растворами солей	$\text{NaOH}_{(\text{конц.})} + \text{NH}_4\text{Cl}_{(\text{конц.})} = \text{NaCl} + \text{NH}_3\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ $2\text{NaOH}_{(\text{разб.})} + \text{FeI}_2 = 2\text{NaI} + \text{Fe}(\text{OH})_2\downarrow$ $2\text{NaOH}_{(\text{разб.})} + 2\text{AgNO}_3 = \text{Ag}_2\text{O}\downarrow + \text{H}_2\text{O} + 2\text{NaNO}_3$ $3\text{NaOH}_{(\text{разб.})} + \text{AlCl}_3 = \text{Al}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{NaCl}$ $4\text{NaOH}_{(\text{конц.})} + \text{AlCl}_3 = \text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] + 3\text{NaCl}$ $2\text{NaOH}_{(\text{разб.})} + \text{ZnCl}_2 = \text{Zn}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{NaCl}$ $4\text{NaOH}_{(\text{конц.})} + \text{ZnCl}_2 = \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] + 2\text{NaCl}$ $\text{CuSO}_4 + 2\text{NaOH} = \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$ $2\text{NaOH} + \text{CuSO}_4 = \text{CuO}\downarrow + \text{H}_2\text{O} + \text{Na}_2\text{SO}_4$	в атмосфере N ₂ комн. нагрев, при обратном приливании реагентов
3. Взаимодействие с простыми веществами		
Взаимодействие с неметаллами	$6\text{NaOH}_{(\text{разб.})} + 4\text{F}_2 = \text{OF}_2\uparrow + 6\text{NaF} + \text{O}_2\uparrow + 3\text{H}_2\text{O}$ $2\text{NaOH}_{(\text{конц., хол.})} + \text{Э}_2 = \text{NaЭO} + \text{NaЭ} + \text{H}_2\text{O}$ $6\text{NaOH}_{(\text{конц., гор.})} + 3\text{Э}_2 = \text{NaЭO}_3 + 5\text{NaЭ} + 3\text{H}_2\text{O}$ $12\text{NaOH}_{(\text{конц., гор.})} + 5\text{Cl}_2 + \text{Br}_2 = 2\text{NaBrO}_3 + 10\text{NaCl} + 6\text{H}_2\text{O}$ $24\text{NaOH}_{(\text{конц., хол.})} + 7\text{Cl}_2 + \text{I}_2 = 2\text{Na}_5\text{IO}_6\downarrow + 14\text{NaCl} + 12\text{H}_2\text{O}$ $6\text{NaOH} + 3\text{Br}_2 + 2\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} \rightarrow 6\text{NaBr} + \text{N}_2\uparrow + 8\text{H}_2\text{O}$ $2\text{NaOH}_{(\text{гор.})} + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}_2 = 2\text{NaI} + \text{O}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ $2\text{NaOH}_{(\text{хол.})} + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{S}_{(\text{г})} = 2\text{NaI} + \text{S}\downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$	$\text{Э} = \text{Cl, Br, I}$ Комн. нагрев
Взаимодействие с металлами	$2\text{NaOH} + 2\text{Na} = 2\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2$ $4\text{NaOH} + 3\text{Ca} = 3\text{CaO} + \text{Na}_2\text{O} + 2\text{Na} + 2\text{H}_2$ $2\text{NaOH} + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{Al} = 2\text{NaAlO}_2 + 3\text{H}_2$ $2\text{NaOH}_{(\text{конц.})} + 6\text{H}_2\text{O}_{(\text{гор.})} + 2\text{Al} = 2\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] + 3\text{H}_2\uparrow$ $2\text{NaOH}_{(\text{конц.})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{гор.})} + \text{Zn} = \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] + \text{H}_2\uparrow$	600 °C 600 °C 400-500 °C аналогично с Be, Sn
4. Окислительно-восстановительные реакции		
Электролиз расплава гидроксида натрия	электролиз $4\text{NaOH}_{(\text{ж})} \longrightarrow 4\text{Na}_{(\text{катод})} + \text{O}_2\uparrow_{(\text{анод})} + 2\text{H}_2\text{O}$	

Восстановление гидроксида натрия углём	$2\text{NaOH} + \text{C} = 2\text{Na} + \text{CO} + \text{H}_2\text{O}$	в атмосфере водороды или в вакууме при высоких температурах
Восстановление железом	$4\text{NaOH} + 3\text{Fe} = 4\text{Na} + \text{Fe}_3\text{O}_4 + 2\text{H}_2$	
Восстановление карбидом железа	$3\text{NaOH} + \text{Fe}_3\text{C} = \text{Na} + \text{Na}_2\text{CO}_3 + 3\text{Fe} + \frac{3}{2}\text{H}_2$	
Образование окиси натрия	$2\text{NaOH} + 2\text{Na} \rightarrow 2\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2$	600 °C
Образование перекиси натрия	$\text{NaNO}_3 + 3\text{NaOH} + 2\text{Na} = 3\text{Na}_2\text{O}_2 + \text{NH}_3$	
Диспропорционирование оксидов	$4\text{NaOH} + 6\text{NO} = 4\text{NaNO}_2 + \text{N}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $2\text{NaOH}_{(\text{хол.})} + \text{NO} + \text{NO}_2 = 2\text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $4\text{NaOH}_{(\text{гор.})} + 4\text{NO}_2 + \text{O}_2 = 4\text{NaNO}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$	350-400 °C

5. Реакции с органическими веществами

Взаимодействие с карбоновыми кислотами, фенолами	$\text{RCOOH} + \text{NaOH} \rightarrow \text{RCOONa} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{ArOH} + \text{NaOH} \rightarrow \text{ArONa} + \text{H}_2\text{O}$	
Гидролиз сложных эфиров, омыление жиров	$\text{RCOOR}^1 + \text{NaOH} \rightarrow \text{RCOONa} + \text{R}^1\text{OH}$	
Гидролиз алкил- и ацилгалогенидов	$\text{RX} + \text{NaOH} \rightarrow \text{ROH} + \text{NaX}$ $\text{RCOX} + \text{NaOH} \rightarrow \text{RCOOH} + \text{NaX}$	X = Cl, Br, I

Области применения

В целлюлозно-бумажной промышленности	Для получения целлюлозы, бумаги, картона
В косметической промышленности	При изготовлении мыла, шампуней
В химических отраслях промышленности	Реагент, катализатор, титрант, в производстве красителей, водорода и кислорода, биодизельного топлива, чистых металлов, реагент для осушки газов (водорода, кислорода), лабораторный химический реактив и др.
В нефтепереработке	Производство масел, продуктов переработки нефти
В фармацевтической промышленности	Производство лекарственных препаратов
В пищевой промышленности	Пищевая добавка Е524, очистка растительных масел
В гражданской обороне	Для дегазации и нейтрализации отравляющих веществ, для дезинфекции помещений

Токсичность, воздействие на живые организмы

Опасно вдыхание, проглатывание, попадание на кожу и слизистые оболочки. При попадании на кожу вызывает химические ожоги, при длительном воздействии — язвы и экземы. При вдыхании вызывает кашель, стеснение в груди, насморк, слезотечение, долго не заживающие ожоги слизистой оболочки полости рта, пищевода, желудка. Особенно опасно попадание в глаза, образуются тяжелые ожоги слизистой глаз до потери зрения.
ПДК в воздухе — 0,5 мг/м³.

Использованные литературные источники

1.	Химическая энциклопедия /под ред. И.Л. Кнунянц. — М.: Изд-во «Большая Российская энциклопедия», 1992. - Т.3. - С. 354-355
2.	Рипан Р., Четяну И. Неорганическая химия. - Т.1. Химия металлов. - М.: Мир, 1971. - С. 73-77.
3.	Лидин Р.А., Молочко В.А., Андреева Л.Л. Химические свойства неорганических веществ/под ред. Р.А. Лидина - М.: Химия, 2000. - С. 21-22.
4.	Интернет - ресурсы: www.infomine.ru ; ru.wikipedia.org .

Формула		Название систематическое		Название тривиальное, традиционное		
КОН		Гидроксид калия		Едкое кали, каустический поташ, калиевый щелок		
Физические свойства гидроксида калия						
Показатели						
Цвет	Т кип, °С	Плотность, г/см ³	Растворимость, г на 100 г			
			в воде при 20 °С	в этаноле при 28 °С	в метаноле при 28 °С	
Бесцветный	1325	2,044	49,4	27,9	35,5	
Физические свойства гидроксида калия и его кристаллогидратов						
Показатель		КОН	КОН·4Н ₂ О	КОН·2Н ₂ О	КОН·Н ₂ О	
Тпл., °С		405	-33,5	33	150	
С ^о р, Дж/(моль·К)		64,9		125,5	96,2	
ΔН ^о _{298,обр} , кДж/моль		-424,7		-1052,0	-753,5	
S ^о ₂₉₈ , Дж/(моль·К)		78,9		159	117	
Растворимость в воде, г/100г (°С)				117,4 (25)	147,0 (60) 311,5 (150)	
Промышленное производство, лабораторные способы получения						
Электролиз водного раствора хлорида калия с применением инертных электродов (диафрагменный способ). На катоде разряжаются ионы водорода и накапливаются ионы калия и гидроксид-ионы.			электролиз			
			2KCl + 2H ₂ O → H ₂ ↑ + 2KОН _(раствор) + Cl ₂ ↑			
Электролиз водного раствора хлорида калия с применением катода из металлической ртути (ртутный метод). Перенапряжение выделения водорода на ртути очень велико, поэтому на катоде разряжаются ионы калия. Калий растворяется в ртути, образуя амальгаму натрия. Её разрушают горячей водой.			электролиз			
			2KCl + 2Hg → 2K/Hg + Cl ₂ ↑ амальгама			
			2K/Hg + 2H ₂ O → H ₂ ↑ + 2KОН _(раствор) + 2Hg↓			
Взаимодействие горячего раствора поташа с гашёной известью			K ₂ CO ₃ + Ca(ОН) ₂ → CaCO ₃ ↓ + 2KОН			
Реакция между гидроксидом бария и сульфатом калия			Ba(ОН) ₂ + K ₂ SO ₄ → BaSO ₄ ↓ + 2KОН			
Химические свойства						
1. Свойства сильного основания						
Электролитическая диссоциация в водном растворе	КОН \rightleftharpoons K ⁺ + ОН ⁻				Фенолфталеин — малиновый; метиловый оранжевый — желтый	
Взаимодействие с кислотами	КОН + HCl= KCl + H ₂ O КОН _(разб.) + HF _(разб.) = KF + H ₂ O КОН _(конц.) + 2HF _(конц.) = K(HF ₂) + H ₂ O КОН + HNO _{3(разб.)} = KNO ₃ + H ₂ O 2KОН + H ₂ SO _{4(разб.)} = K ₂ SO ₄ + H ₂ O				аналогично с HBr, HI	

	$\text{KOH} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц. хол.})} = \text{KHSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{KOH}_{(\text{разб.})} + \text{H}_3\text{PO}_{4(\text{конц.})} = \text{KH}_2\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ $2\text{KOH}_{(\text{разб.})} + \text{H}_3\text{PO}_{4(\text{разб.})} = \text{K}_2\text{HPO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ $3\text{KOH}_{(\text{конц.})} + \text{H}_3\text{PO}_{4(\text{разб.})} = \text{K}_3\text{PO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$ $\text{KOH}_{(\text{конц.})} + \text{HCN} = \text{KCN} + \text{H}_2\text{O}$	
Взаимодействие с оксидами неметаллов	$2\text{KOH}_{(\text{конц.})} + \text{ЭO}_2 = \text{K}_2\text{ЭO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{KOH} + \text{ЭO}_2 = \text{KHЭO}_3 \downarrow$ $6\text{KOH}_{(\text{конц.})} + 5\text{SiO}_2 = \text{K}_4\text{SiO}_{4(\text{p})} + \text{K}_2\text{Si}_4\text{O}_9 \downarrow + 3\text{H}_2\text{O}$ $4\text{KOH} + 6\text{NO} = 4\text{KNO}_2 + \text{N}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $2\text{KOH}_{(\text{разб.})} + 2\text{NO}_2 = \text{KNO}_2 + \text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ $2\text{KOH}_{(\text{хол.})} + \text{NO} + \text{NO}_2 = 2\text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $4\text{KOH}_{(\text{гор.})} + 4\text{NO}_2 + \text{O}_2 = 4\text{KNO}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{KOH} + \text{CO} = \text{HCOOK}$ $2\text{KOH} + 4\text{NO} + 2\text{KNO}_2 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	$\text{Э} = \text{C, S}$ в этаноле 400°C
Взаимодействие с амфотерными оксидами и гидроксидами	$2\text{KOH} + \text{Al}_2\text{O}_3 = 2\text{KAlO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{KOH} + \text{Al}(\text{OH})_3 = \text{KAlO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $2\text{KOH}_{(\text{конц. гор.})} + 3\text{H}_2\text{O} + \text{Al}_2\text{O}_3 = 2\text{K}[\text{Al}(\text{OH})_4]$ $\text{KOH}_{(\text{конц.})} + \text{Al}(\text{OH})_3 = \text{K}[\text{Al}(\text{OH})_4]$	900-1100 °C 1000 °C
2. Ионно-обменные реакции		
Взаимодействие с солями	$\text{KOH}_{(\text{конц.})} + \text{NH}_4\text{Cl}_{(\text{конц.})} = \text{KCl} + \text{NH}_3 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$ $2\text{KOH} + \text{FeI}_2 = 2\text{KI} + \text{Fe}(\text{OH})_2 \downarrow$ $2\text{KOH}_{(\text{разб.})} + 2\text{AgNO}_3 = \text{Ag}_2\text{O} \downarrow + \text{H}_2\text{O} + 2\text{KNO}_3$ $3\text{KOH}_{(\text{разб.})} + \text{AlCl}_3 = \text{Al}(\text{OH})_3 \downarrow + 3\text{KCl}$ $4\text{KOH}_{(\text{конц.})} + \text{AlCl}_3 = \text{K}[\text{Al}(\text{OH})_4] + 3\text{KCl}$	Кип., в атмосфере N ₂
3. Взаимодействие с простыми веществами		
Взаимодействие с неметаллами	$2\text{KOH}_{(\text{конц. хол.})} + \text{Э}_2 = \text{KЭ} + \text{KЭO} + \text{H}_2\text{O}$ $6\text{KOH}_{(\text{конц. гор.})} + 3\text{Э}_2 = \text{KЭO}_3 + 5\text{KЭ} + 3\text{H}_2\text{O}$ $12\text{KOH}_{(\text{конц. гор.})} + 5\text{Cl}_2 + \text{Br}_2 = 2\text{KBrO}_3 + 10\text{KCl} + 6\text{H}_2\text{O}$ $4\text{KOH} + 4\text{O}_3 = 4\text{KO}_3 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $6\text{KOH} + 4\text{S} = 2\text{K}_2\text{S} + 2\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ $4\text{KOH} + 4\text{P} + 3\text{H}_2\text{O} = \text{PH}_3 + 3\text{KH}_2\text{PO}_2$ $4\text{KOH} + 6\text{P} + 4\text{H}_2\text{O} = \text{P}_2\text{H}_4 + 4\text{KH}_2\text{PO}_2$	$\text{Э} = \text{Cl, Br, I}$ до 20 °C на холоду при нагревании
Взаимодействие с металлами	$2\text{KOH} + 2\text{K} = 2\text{K}_2\text{O} + \text{H}_2$ $2(\text{KOH} \cdot 2\text{H}_2\text{O}) + 2\text{Al} = 2\text{KAlO}_2 + 3\text{H}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $2\text{KOH}_{(\text{конц.})} + 6\text{H}_2\text{O}_{(\text{гор.})} + 2\text{Al} = 2\text{K}[\text{Al}(\text{OH})_4] + 3\text{H}_2 \uparrow$	400-450 °C 400-500 °C
4. Окислительно-восстановительные реакции		
$\text{K}^+ \longrightarrow \text{K}^0; \quad \varphi^0 = -2,74 \text{ В}$		
Электролиз расплава гидроксида калия	электролиз $4\text{KOH}_{(\text{ж})} \longrightarrow 4\text{K}_{(\text{катод})} + \text{O}_2 \uparrow_{(\text{анод})} + 2\text{H}_2\text{O} \uparrow_{(\text{анод})}$	
Восстановление углеродом	$2\text{KOH} + \text{C} = 2\text{K} + \text{CO}_2 + \text{H}_2$	

5. Реакции с органическими веществами		
Взаимодействие с карбоновыми кислотами, фенолами	$\text{RCOOH} + \text{KOH} \rightarrow \text{RCOOK} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{ArOH} + \text{KOH} \rightarrow \text{ArOK} + \text{H}_2\text{O}$	
Дегидрогалогенирование галоген- и дигалогеналканов	$\text{RR}^1\text{CHCXRR} + \text{KOH} \rightarrow \text{RR}^1\text{C}=\text{CRR} + \text{KX} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{RCHXCHXR} + 2\text{KOH} \rightarrow \text{RC}\equiv\text{CR} + 2\text{KX} + 2\text{H}_2\text{O}$	X = Cl, Br, I
Нуклеофильное замещение	$\text{R}_3\text{CX} + \text{KOH} \rightarrow \text{R}_3\text{COH} + \text{KX}$	В растворе спирта
Гидролиз жиров, омыление	$\text{RCOOR}^1 + \text{KOH} \rightarrow \text{RCOOK} + \text{R}^1\text{OH}$	
Области применения		
В косметической промышленности	Для получения жидкого мыла, шампуней, моющих средств	
В целлюлозно-бумажной промышленности	Для производства бумаги, мерсеризованного хлопка	
В химических отраслях промышленности	Катализ, производство красителей, удобрений, металлургическое производство, различные органические и неорганические вещества, пестициды, получение соединений калия, для анизотропного травления кристаллического кремния, титрант, осушающий агент для жидкостей в синтетической органической химии, для NH_3 , N_2O , PH_3 и других газов, электролит в щелочных аккумуляторах	
В нефтепереработке и нефтехимии	Буровые растворы, производство синтетического каучука, анализ нефтепродуктов	
В фармацевтической промышленности	Производство лекарственных препаратов	
В пищевой промышленности	Пищевая добавка E 525	
В охране окружающей среды	Обеззараживание, нейтрализация сточных вод, в качестве адсорбента H_2S , SO_2 , CO_2	
Токсичность, воздействие на живые организмы		
<p>Опасно вдыхание, проглатывание, попадание на кожу и слизистые оболочки. При попадании на кожу вызывает химические ожоги, при длительном воздействии — язвы и экземы. При вдыхании вызывает кашель, стеснение в груди, насморк, слезотечение, долго не заживающие ожоги слизистой оболочки полости рта, пищевода, желудка. Особенно опасно попадание в глаза, образуются тяжелые ожоги слизистой глаз до потери зрения.</p> <p>ПДК в воздухе — $0,5\text{мг/м}^3$.</p>		
Использованные литературные источники		
1	Химическая энциклопедия /под ред. И.Л.Кнунянц. — М.: Изд-во «Советская энциклопедия», 1990. - Т.2. - С. 566.	
2	Рипан Р., Четяну И. Неорганическая химия. Т.1. Химия металлов. - М.: Мир, 1971.-С. 102-103.	
3	Лидин Р.А., Молочко В.А., Андреева Л.Л. Химические свойства неорганических веществ /под ред. Р.А. Лидина — М.:Химия,2000. - С.32-33	
4	Интернет - ресурсы: www.infomine.ru ; ru.wikipedia.org .	

Формула	Название систематическое	Название тривиальное, традиционное						
Ca(OH) ₂	Гидроксид кальция	Гашёная известь — технический продукт, пушонка, портландит, известковое молоко — суспензия в воде, известковая вода — водный раствор гидроксида кальция						
Физические свойства гидроксида кальция								
Ca(OH) ₂ – белое порошковое вещество. Может быть получен в безводном состоянии и в виде кристаллогидратов Ca(OH) ₂ ·H ₂ O; Ca(OH) ₂ ·2H ₂ O; Ca(OH) ₂ ·3H ₂ O; Ca(OH) ₂ ·8H ₂ O								
Показатели								
Цвет	Т пл., °С	Плотность, г/см ³	С ^о _р , Дж/(моль·К)	ΔН ^о _{298,обр} , кДж/моль	Растворимость в воде, г в 100 г			
					0 °С	20 °С	50 °С	100 °С
Бесцветный	Разлагается до плавления	2,24	80,73	-235,8	0,173	0,165	0,13	0,077
Промышленное производство, лабораторные способы получения								
Гидроксид кальция получают растворением оксида кальция в воде				CaO + H ₂ O = Ca(OH) ₂				
СаО получают обжигом известняка при 900-1000 ⁰ С или разложением нитрата кальция при 500 ⁰ С				CaCO ₃ → CaO + CO ₂ ↑ Ca(NO ₃) ₂ → CaO + O ₂ ↑ + NO ₂ ↑				
Химические реакции								
Гидроксид кальция плохо растворяется в воде. Проявляет основные свойства, реагирует с кислотами. Поглощает СО ₂ из воздуха.								
1. Свойства сильного основания								
Электролитическая диссоциация в водном растворе	Ca(OH) ₂ ⇌ Ca ²⁺ + 2ОН ⁻				Фенолфталеин — малиновый; метиловый оранжевый — желтый			
Взаимодействие с кислотами и кислыми солями	3Ca(OH) ₂ + 2Н ₃ РO ₄ (разб.) = Ca ₃ (РO ₄) ₂ ↓ + 6Н ₂ O Ca(OH) ₂ + Н ₃ РO ₄ (конц.) = CaНРO ₄ ↓ + 2Н ₂ O Ca(OH) ₂ + 2HCl (разб.) = CaCl ₂ + 2Н ₂ O Ca(OH) ₂ + Н ₂ SO ₄ (конц.) = CaSO ₄ ↓ + 2Н ₂ O Ca(OH) ₂ + Н ₂ O ₂ (конц.) = CaO ₂ ↓+2Н ₂ O Ca(OH) ₂ + 2Н ₂ S = Ca(НС)₂ + 2Н ₂ O Ca(OH) ₂ + 2В(ОН)₃ = Ca(ВO₂)₂↓ + 4Н ₂ O Ca(OH) ₂ + Ca(НСO₃)₂ = CaCO₃↓ + 2Н ₂ O				Кип. 400 °С			
Взаимодействие с оксидами неметаллов	Ca(OH) ₂ + ЭO₂ = CaЭO₃↓ + Н ₂ O Ca(OH) ₂ (суспензия) + 2ЭO₂ = Ca(НЭO₃)₂(раствор) Ca(OH) ₂ + CO →Ca(НСOO)₂				Э = С, S 160 °С, 20 атм			
Взаимодействие с амфотерными оксидами и гидроксидами	Ca(OH) ₂ + Al₂O₃ = Ca(AlO₂)₂ + Н ₂ O Ca(OH) ₂ + 2Al(OH)₃ = Ca[Al(OH)₄]₂				нагрев			

2. Ионно-обменные реакции		
Взаимодействие с солями	$\text{Ca(OH)}_2 + 2\text{NH}_4\text{Cl} \rightarrow 2\text{NH}_3 + \text{CaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{Ca(OH)}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{CaCO}_3\downarrow + 2\text{NaOH}$ $\text{Ca(OH)}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{CaSO}_3\downarrow + 2\text{NaOH}$	80-90 °С
3. Окислительно-восстановительные реакции		
Взаимодействие с хлором	$2\text{Ca(OH)}_{2(\text{суспензия})} + 2\text{Cl}_2 = \text{Ca(ClO)}_2 + \text{CaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $6\text{Ca(OH)}_{2(\text{суспензия})} + 6\text{Cl}_2 = \text{Ca(ClO}_3)_2 + 5\text{CaCl}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	Комн. Кип.
Взаимодействие с фосфором	$3\text{Ca(OH)}_2 + 6\text{H}_2\text{O} + 2\text{P}_{4(\text{бел.})}\downarrow = 3\text{Ca(PH}_2\text{O}_2)_2 + 2\text{PH}_3\uparrow$	40-50 °С
Взаимодействие с оксидом углерода	$\text{Ca(OH)}_2 + \text{CO} = \text{CaCO}_3\downarrow + \text{H}_2$	400 °С
Взаимодействие с серой	$\text{Ca(OH)}_2 + \text{S} \left\{ \begin{array}{l} \rightarrow \text{CaS}_4 \\ \rightarrow \text{CaS}_5 \\ \rightarrow \text{CaS}_2\text{O}_3 \end{array} \right\} \text{ полисульфиды}$	Кип.
4. Термическое разложение		
Термическое разложение гидроксида кальция	$\text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{CaO} + \text{H}_2\text{O}$	
5. Реакции с органическими веществами		
Взаимодействие с карбоновыми кислотами	$2\text{RCOOH} + \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow (\text{RCOO})_2\text{Ca}\downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$	
Области применения		
В пищевой промышленности	Для обессахаривания патоки, пищевая добавка Е 526	
В химических отраслях промышленности	Для получения различных соединений кальция, хлорной извести, аммиака из кальциевых солей, бордосской жидкости и др.	
В легкой промышленности	При дублении кожи	
В строительстве	Для приготовления известкового строительного раствора, силикатного бетона, как вяжущий материал, для побелки	
В охране окружающей среды	Для раскисления почв, нейтрализации сточных вод производств, для защиты древесины от гниения, возгорания	
В теплоэнергетике	Для умягчения воды, устранения солей жесткости	
В производстве стекла	Как компонент шихты в производстве стекла	
В стоматологии	Для дезинфекции корневых каналов зубов	
В электротехнике	При устройстве очагов заземления в грунтах с высоким сопротивлением, в качестве добавки, снижающей удельное сопротивление грунта	
Токсичность, воздействие на живые организмы		
Вызывает тяжёлые ожоги кожи и слизистых оболочек. Особенно опасно попадание в глаза, образуются тяжелые ожоги слизистой глаз до потери зрения. ПДК в воздухе — 5мг/м³.		
Использованные литературные источники		
1.	Химическая энциклопедия /под ред. И.Л.Кнунянц. — М.: Изд-во «Советская энциклопедия», 1990. - Т.2. - С. 587.	
2.	Рипан Р., Четяну И. Неорганическая химия. Т.1. Химия металлов. — М.: Мир, 1971.-С. 204-205.	
3.	Лидин Р.А., Молочко В.А., Андреева Л.Л. Химические свойства неорганических веществ /под ред. Р.А.Лидина — М.: Химия, 2000. - С.61-62.	
4.	Интернет - ресурсы: www.infomine.ru ; ru.wikipedia.org .	

Формула	Название систематическое	Название тривиальное, традиционное			
NH ₃ ·H ₂ O	Гидрат аммиака	Гидроксид аммония, нашатырный спирт*, аммиачная вода**			
Физические свойства гидратов и водных растворов аммиака					
Вещество	Агрегатное состояние	M _r	Концентрации, масс. доля NH ₃ ,	T пл., °C	Плотность, г/см ³
2NH ₃ ·H ₂ O	твердый	52,08	-	-78,2	-
NH ₃ ·2H ₂ O	твердый	53,06	-	-97	-
Разбавленный раствор*	жидкий		3—10		0,982 - 0,958
Концентрированный раствор**	жидкий		18,5—25		0,93 - 0,91
Промышленное производство, лабораторные способы получения					
Основной способ получения аммиака – синтез из элементов: азота и водорода			3H ₂ + N ₂ ⇌ 2NH ₃		
Гидрат аммиака получают растворением аммиака в воде			NH ₃ + H ₂ O = NH ₃ ·H ₂ O		
Аммиачную воду получают в тарельчатых абсорберах при растворении в воде газообразного или жидкого аммиака					
При контакте с водой сырого коксового газа — продукта коксования каменных углей			NH ₃ + H ₂ O = NH ₃ ·H ₂ O		
Химические реакции					
Термически неустойчивый, при кипячении раствора выделяется аммиак. Реакционноспособный, проявляет восстановительные свойства. Слабое основание в растворе, нейтрализуется кислотами. Вступает в реакции обмена и комплексообразования.					
1. Свойства слабого основания					
Электролитическая диссоциация в водном растворе	NH ₃ + H ₂ O ⇌ NH ₄ ⁺ + OH ⁻				K _{дисс} = 1,76·10 ⁻⁵
Взаимодействие с кислотами	NH ₃ ·H ₂ O + HЭ _(разб.) = NH ₄ Э + H ₂ O NH ₃ ·H ₂ O + 2HF _(конц.) = NH ₄ (HF ₂) + H ₂ O NH ₃ ·H ₂ O + H ₂ SO _{4 (конц.,хол.)} = NH ₄ (HSO ₄) + H ₂ O 2(NH ₃ ·H ₂ O) + H ₂ SO _{4 (разб., гор.)} = (NH ₄) ₂ SO ₄ + H ₂ O NH ₃ ·H ₂ O + HNO _{3(разб.)} = NH ₄ NO ₃ + H ₂ O NH ₃ ·H ₂ O _(разб.) + H ₃ PO _{4(конц.)} = NH ₄ (H ₂ PO ₄) + H ₂ O 2(NH ₃ ·H ₂ O) _(разб.) + H ₃ PO _{4(разб.)} = (NH ₄) ₂ HPO ₄ + 2H ₂ O NH ₃ ·H ₂ O _(конц.) + H ₂ S _(насыщ.) = NH ₄ HS + H ₂ O NH ₃ ·H ₂ O + CH ₃ COOH _(конц.) = CH ₃ COONH ₄ + H ₂ O				Э = F, Cl, Br, I
Взаимодействие с оксидами неметаллов	NH ₃ ·H ₂ O _(разб.) + ЭO ₂ = NH ₄ HЭO ₃ 2(NH ₃ ·H ₂ O) _(конц.) + ЭO ₂ = (NH ₄) ₂ ЭO ₃ + H ₂ O NH ₃ ·H ₂ O _(гор.) + CO = HCOONH ₄				Э = C, S
2. Ионно-обменные реакции					
Взаимодействие с солями	3(NH ₃ ·H ₂ O) _(конц.,хол.) + AlCl ₃ = Al(OH) ₃ ↓ + 3(NH ₄)Cl 3(NH ₃ ·H ₂ O) _(конц.,гор.) + AlCl ₃ = AlO(OH)↓ + 3NH ₄ Cl + H ₂ O				

	$6(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}) \cdot (\text{n}-3)\text{H}_2\text{O} + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 = \text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot \text{nH}_2\text{O} \downarrow + 3(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$	
3. Окислительно-восстановительные реакции		
Взаимодействие с окислителями	$\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} + \text{NaClO}_{(\text{разб.})} = \text{NH}_2\text{Cl} \uparrow + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O}$ $2(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}) + \text{NaClO}_{(\text{конц.})} = \text{N}_2\text{H}_4 \cdot \text{H}_2\text{O} + \text{NaCl} + 2\text{H}_2\text{O}$ $8(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O})_{(\text{конц.})} + 3\text{Br}_2 = \text{N}_2 \uparrow + 8\text{H}_2\text{O} + 6\text{NH}_4\text{Br}$ $2(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O})_{(\text{конц.})} + 2\text{KMnO}_4 = 2\text{MnO}_2 \downarrow + \text{N}_2 \uparrow + 2\text{KOH} + 4\text{H}_2\text{O}$ $2(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O})_{(\text{конц.})} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 = 2\text{Cr}(\text{OH})_3 \downarrow + \text{N}_2 + 2\text{KOH} + \text{H}_2\text{O}$ $4(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}) + 4\text{S} = (\text{NH}_4)_2\text{SO}_3\text{S} + 2(\text{NH}_4)\text{HS} + \text{H}_2\text{O}$	До 25 °С, вакуум кип. 40-50 °С Кип.
4. Реакции комплексообразования		
Образование аммиакатных комплексов	$2(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O})_{(\text{конц.})} + \text{AgCl}_{(\text{т})} = [\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl} + 2\text{H}_2\text{O}$ $4(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O})_{(\text{конц.})} + \text{CuSO}_4 = [\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4 + 4\text{H}_2\text{O}$ $4(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O})_{(\text{конц.})} + \text{Ba}[\text{PtCl}_4] = [\text{Pt}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2 + \text{BaCl}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$ $2(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O})_{(\text{конц.})} + \text{Ba}[\text{PtCl}_4] =$ $\text{цис-}[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_4] + \text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$	
5. Термическое разложение		
Нагревание	$\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{t} \text{NH}_3 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$	
6. Качественная реакция		
Взаимодействие с реактивом Несслера	$\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} + 2\text{K}_2[\text{HgI}_4] + 3\text{KOH} = [\text{OHg}_2\text{NH}_2]\text{I} \downarrow + 7\text{KI} + 3\text{H}_2\text{O}$ Красно-бурый	
Области применения		
В химических отраслях промышленности	В производстве красителей; при получении соды; в электролитическом производстве марганца; в производстве серной кислоты нитрозным методом; в производстве органических нитросоединений	
В металлургии	При производстве ферросплавов; для травления и разделения металлов	
В сельском хозяйстве	Для аммонизации кормов; как удобрение (аммиачная, натриевая, кальциевая селитры, нитрофоска)	
В пищевой промышленности	Пищевая добавка E527	
Токсичность, воздействие на живые организмы		
Вызывает сильные ожоги кожи, особо опасно попадание в глаза. При высокой концентрации в воздухе оказывает удушающее действие, ПДК в воздухе 0,02 мг/л.		
Использованные литературные источники		
1.	Химическая энциклопедия /под ред. И.Л.Кнунянц. — М.: Изд-во «Советская энциклопедия», 1988. - Т.1. - С. 277-278.	
2.	Рипан Р., Четяну И. Руководство к практическим работам по неорганической химии (неметаллы). — М.: Мир, 1965. - С. 385-395.	
3.	Лидин Р.А., Молочко В.А., Андреева Л.Л. Химические свойства неорганических веществ/под ред. Р.А. Лидина. — М.: Химия, 2000. - С. 21-22.	
4.	Интернет - ресурсы: www.infomine.ru ; ru.wikipedia.org .	

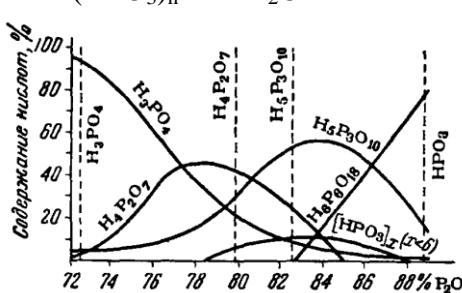
Кислоты

Формула	Название систематическое		Название тривиальное, традиционное			
H ₂ SO ₄	Серная кислота		Купоросное масло,* Олеум**			
Физические свойства H₂SO₄						
Внешний вид, цвет	Т пл., °С	Т ки	Плотность, г/см ³	ΔG° ₂₉₈ , кДж /моль	ΔH° _{298,обр} , кДж/моль	S° ₂₉₈ , Дж/(моль·К)
Бесцветная маслянистая жидкость	10,37	338,8	1,859 ⁽⁰⁾	-800,05	-164,2	37,42
Серная кислота смешивается с водой и SO ₃ в любых соотношениях, образуя шесть соединений с разными температурами кристаллизации. Образует азеотроп с водой и перегоняется с температурой кипения 330 ⁰ С и масс. долей H ₂ SO ₄ — 98%.						
Соединения серной кислоты с водой и серным ангидридом (SO₃)						
Формула	Содержание, масс. доля, %			Температура кристаллизации, °С		
	H ₂ SO ₄	SO ₃ (общ.)	SO ₃ (своб.)			
H ₂ SO ₄ ·4H ₂ O	57,6	46,9	—	-28,27		
H ₂ SO ₄ ·2H ₂ O*	73,2	59,8	—	-39,47		
H ₂ SO ₄ ·H ₂ O	84,5	69,0	—	+8,48		
H ₂ SO ₄	100,0	81,6	—	+10,37		
H ₂ SO ₄ ·SO ₃ **	110,1	89,9	44,95	+35,85		
H ₂ SO ₄ ·2SO ₃ **	113,9	93,0	62,00	+1,2		
Промышленное производство, лабораторные способы получения						
В современном промышленном производстве исходным веществом для получения серной кислоты служит сернистый газ. Получение сернистого газа окислением серы			S + O ₂ = SO ₂			
Получение сернистого газа прокаливанием сульфидных руд			2ZnS + 3O ₂ = 2ZnO + 2SO ₂ 4FeS ₂ + 11O ₂ = 2Fe ₂ O ₃ + 8SO ₂			
Процесс переработки сернистого газа в H ₂ SO ₄ выражается уравнением			SO ₂ + ½O ₂ + nH ₂ O = H ₂ SO ₄ + (n-1)H ₂ O			
В контактном методе смесь сернистого газа с кислородом (воздухом) проходит через катализатор, SO ₂ окисляется до SO ₃ . Полученный SO ₃ растворяется в воде.			SO ₂ + ½O ₂ = SO ₃ SO ₃ + H ₂ O = H ₂ SO ₄			
В нитрозном методе обжиговый газ SO ₂ обрабатывается серной кислотой, в которой растворены окислы азота (нитроза). Сернистый ангидрид поглощается нитрозой, а затем окисляется по уравнению			SO ₂ + N ₂ O ₃ + H ₂ O = H ₂ SO ₄ + 2NO			
Из железного купороса (FeSO ₄ ·7H ₂ O) — термическим разложением сульфата железа (II) с последующим охлаждением смеси			$2 \text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O} = \text{Fe}_2\text{O}_3 + 2\text{SO}_2 + 7\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$ $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} + 1/2\text{O}_2 \rightleftharpoons \text{H}_2\text{SO}_4$			
Химические реакции						
Вступает в реакции обмена, нейтрализуется щелочами. В концентрированном растворе на холоде некоторые металлы (Be, Si, Co, Fe, Mg, Nb и др.) пассивируются. Сильный окислитель в концентрированном растворе, слабый – в разбавленном растворе.						

1. Свойства сильной кислоты		
Электролитическая диссоциация в водном растворе	$\text{H}_2\text{SO}_4 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HSO}_4^-$ $\text{HSO}_4^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$	Метиловый оранжевый — красный $K_{2\text{дисс}} = 1,2 \cdot 10^{-2}$
Взаимодействие с основаниями и основными оксидами	$\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц., хол.})} + \text{NaOH} = \text{NaHSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{разб.})} + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц., хол.})} + \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} = \text{NH}_4\text{HSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{разб., гор.})} + 2(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}) = (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{разб.})} + \text{CaO} = \text{CaSO}_4 \downarrow + \text{H}_2\text{O}$ $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{разб.})} + \text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{CaSO}_4 \downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$	
Взаимодействие с амфотерными оксидами гидроксидов	$3\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{разб.})} + \text{Al}_2\text{O}_3 = \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ $3\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{разб.})} + 2\text{Al}(\text{OH})_3 = \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 6\text{H}_2\text{O}$	
2. Обменные реакции		
Взаимодействие с растворами солей	$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Ba}(\text{NO}_2)_2 = 2\text{HNO}_2 + \text{BaSO}_4 \downarrow$ $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})} + \text{NaCl}_{(\text{тв})} = \text{NaHSO}_4 + \text{HCl} \uparrow$ $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})} + \text{Na}_2\text{SO}_4 = 2\text{NaHSO}_4$ $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{разб.})} + \text{CaCO}_3 = \text{CaSO}_4 \downarrow + \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$ $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})} + \text{HF}_{(\text{конц.})} \rightleftharpoons \text{HSO}_3\text{F} + \text{H}_2\text{O}$	30-50 °C 40 °C
Замещение гидроксо- групп	$\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{безводн.})} + \text{PCl}_3 = \text{HSO}_3\text{Cl} + \text{PCl}_2\text{O} + \text{HCl}$	В олеуме
Замещение оксо- на пероксо-группу	$\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})} + \text{H}_2\text{O}_{2(\text{конц.})} = \text{H}_2\text{SO}_3(\text{O}_2) + \text{H}_2\text{O}$	0 °C
Полимеризация	$\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{безводн.})} + \text{SO}_3 = \text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$ $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{безводн.})} + 2\text{SO}_3 = \text{H}_2\text{S}_3\text{O}_{10}$	
3. Окислительно-восстановительные реакции		
Взаимодействие с восстановителями	$2\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц., хол.})} + 4\text{H}_2 \rightleftharpoons \text{S}_{(\text{коллоид})} + \text{SO}_{2(\text{р})} + 6\text{H}_2\text{O}$ $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})} + \text{H}_2\text{S} = \text{S} \downarrow + \text{SO}_2 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ $2\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})} + \text{S} = 3\text{SO}_2 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ $2\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц., гор.})} + \text{C}_{(\text{графит})} = 2\text{SO}_2 \uparrow + \text{CO}_2 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ $5\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})} + 8\text{KI}_{(\text{т})} = \text{H}_2\text{S} \uparrow + 4\text{I}_2 \downarrow + 4\text{H}_2\text{O} + 4\text{K}_2\text{SO}_4$ $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{безводн.})} + 2\text{SO}_3 + \text{I}_2 = 2(\text{I}^+)\text{HSO}_4 + \text{SO}_2$	Кип. 40-60 °C кип. 0-5 °C комн.
Взаимодействие с окислителями	$\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})} + \text{F}_2 = 2\text{HF} + \text{SO}_4 \text{ [точнее, } \text{SO}_2(\text{O}^{2-}_2)]$	0 °C
Взаимодействие с металлами	$\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{разб.})} + \text{Fe} = \text{FeSO}_4 + \text{H}_2 \uparrow$ $6\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})} + 2\text{Fe} = \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{SO}_2 \uparrow + 6\text{H}_2\text{O}$ $5\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})} + 4\text{Zn} = 4\text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\text{S} \uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$ $4\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})} + 3\text{Zn} = 3\text{ZnSO}_4 + \text{S} \uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$ $2\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})} + 2\text{Ag} = \text{Ag}_2\text{SO}_4 \downarrow + \text{SO}_2 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ $2\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц., гор.})} + 2\text{Hg} = \text{Hg}_2\text{SO}_4 \downarrow + \text{SO}_2 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$	Кип. примеси S, SO ₂
4. Электролиз		
Электролиз раствора	<p style="text-align: center;">электролиз</p> $2 \text{H}_2\text{SO}_4 \xrightarrow{\quad} \text{H}_2(\text{катод}) + \text{H}_2\text{S}_2\text{O}_8(\text{анод})$ $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_8 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_5 + \text{H}_2\text{SO}_4$ $\text{H}_2\text{SO}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4$	15-17 °C 5,6-6,4 моль/л H ₂ SO ₄
5. Дегидратация		
Водоотнимающие (дегидратирующие) свойства	$\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})} + \text{HCOOH} = \text{CO} \uparrow + \text{H}_2\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ $6\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})} + \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 = 6\text{C}_{(\text{графит})} + 6(\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O})$ $3\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{безводн.})} + \text{NO} + \text{NO}_2 = 2(\text{NO}^+)\text{HSO}_4 \downarrow + \text{H}_2\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$	

6. Термическое разложение		
Разложение 100%-ной кислоты	$\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{безводн.})} \rightarrow \text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	Нагрев
7. Реакции с органическими соединениями		
Сульфирование алкенов, ароматических углеводородов	$\text{CH}_3\text{CH}=\text{CH}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CH}_3\text{CH}(\text{OSO}_3\text{H})-\text{CH}_3$ $\text{ArH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ArSO}_3\text{H} + \text{H}_2\text{O}$	
Нитрование ароматических соединений	$\text{ArH} \xrightarrow{\text{конц. HNO}_3, \text{ конц. H}_2\text{SO}_4} \text{ArNO}_2$	
Алкилирование алкенов	$(\text{CH}_3)_2\text{C}=\text{CH}_2 + (\text{CH}_3)_3\text{CH} \xrightarrow{\text{конц. H}_2\text{SO}_4} (\text{CH}_3)_2\text{CHCH}_2\text{C}(\text{CH}_3)_3$	
Гидратация алкинов и алкенов	$\text{CH}_2=\text{CH}_2 + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{H}_2\text{SO}_4} \text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ $\text{RCH}=\text{CH}_2 + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{H}_2\text{SO}_4} \text{RCH}(\text{OH})\text{CH}_3$ $\text{RC}=\text{CH} + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{40\%-\text{я H}_2\text{SO}_4, \text{ HgSO}_4} \text{RCH}_2\text{CHO}$	90°C
Дегидратация спиртов	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} \xrightarrow{\text{H}_2\text{SO}_4} \text{CH}_2=\text{CH}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $2\text{ROH}(\text{избыток}) \xrightarrow{\text{H}_2\text{SO}_4} \text{ROR} + \text{H}_2\text{O}$	170 °C, 95%-я H ₂ SO ₄ 140 °C, R=C ₂ H ₅ , ClCH ₂ CH ₂ и др.
Области применения		
В различных отраслях химической промышленности	В производстве минеральных удобрений (суперфосфата, сульфата аммония); для получения минеральных кислот и солей; в производстве химических волокон, целлюлозы, красителей, дымообразующих и взрывчатых веществ	
В промышленном органическом синтезе	В производстве органических продуктов: эфиров, этанола из этилена, синтетических моющих средств, изоктана, полиэтиленгликоля, капролактама и др.	
В пищевой промышленности	В качестве пищевой добавки E513 (эмульгатор)	
В нефтяной промышленности	Для очистки нефтепродуктов от сернистых и непредельных соединений	
В текстильной и кожевенной промышленности	В производстве искусственного шелка, обработке кожи	
В металлургии	Переработка руд, травление и очистка металлов	
В автомобильной промышленности	В качестве электролита в аккумуляторах	
В производстве обессоленной воды	Для восстановления смол в фильтрах	
Токсичность, воздействие на живые организмы		
Серная кислота и олеум — очень едкие вещества. Вызывают тяжёлые химические ожоги кожи и слизистых оболочек. При вдыхании паров вызывают затруднение дыхания, кашель, ларингит, трахеит, бронхит и т. д. Предельно допустимая концентрация аэрозоля серной кислоты в воздухе рабочей зоны 1,0 мг/м³, в атмосферном воздухе 0,3 мг/м³ (максимальная разовая) и 0,1 мг/м³ (среднесуточная). Поражающая концентрация паров серной кислоты 0,008 мг/л (экспозиция 60 мин), смертельная 0,18 мг/л (60 мин). Класс опасности — II.		
Использованные литературные источники		
1.	Химическая энциклопедия /под ред. Н.С. Зефирова. — М.: Изд-во «Большая Российская энциклопедия». 1995. - Т.4. - С. 642-648	
2.	Рипан Р., Четяну И. Руководство к практическим работам по неорганической химии (неметаллы). — М.: Мир, 1965. - С. 328-349.	
3.	Лидин Р.А., Молочко В.А., Андреева Л.Л. Химические свойства неорганических веществ/под ред. Р.А. Лидина - М.: Химия, 2000. - С. 222-225.	

Формула	Название систематическое	Название тривиальное, традиционное	
H ₃ PO ₄	Ортофосфорная кислота	Фосфорная кислота	
Физические свойства ортофосфорной кислоты			
Показатели			
Внешний вид, цвет	Тпл., °С	Плотность, г/см ³	ΔH° _{298,обр} , кДж/моль
бесцветные кристаллы	42,35	1,87	-1293,3
Физические свойства 85%-го раствора фосфорной кислоты			
Показатели			
Плотность, г/см ³	Теплоемкость Ср ⁰ , Дж/(моль·К)	Вязкость, спуаз (20 °С)	Удельная электропро- водность, ом ⁻¹ ·см ⁻¹
1,685	201,98	47	0,0780
Промышленное производство, лабораторные способы получения			
В лаборатории фосфорную кислоту получают окислением фосфора 32%-ной HNO ₃		3P + 5HNO ₃ + 2H ₂ O = 3H ₃ PO ₄ + 5NO	
Гидролиз пентахлорида фосфора		PCl ₅ + 4H ₂ O = H ₃ PO ₄ + 5HCl	
Промышленный экстракционный способ получения фосфорной кислоты заключается в обработке природных фосфатов смесью серной и фосфорной кислот и в отделении H ₃ PO ₄ от осадка		Ca ₃ (PO ₄) ₂ + 3H ₂ SO ₄ = 3CaSO ₄ ↓ + 2H ₃ PO ₄ , Ca ₅ F(PO ₄) ₃ + 5H ₂ SO ₄ + nH ₃ PO ₄ = 5CaSO ₄ ↓ + (n+3)H ₃ PO ₄ + HF	
При термическом методе природные фосфаты восстанавливают до элементарного фосфора с последующим сжиганием до P ₂ O ₅ и растворением его в воде. С водой реакция идет очень бурно, поэтому оксид фосфора(V) обрабатывают нагретым до 200 С концентрированным раствором ортофосфорной кислоты		2Ca ₃ (PO ₄) ₂ + 6SiO ₂ + 10C → → 6CaSiO ₃ + P ₄ + 10CO P ₄ + 5O ₂ = 2P ₂ O ₅ P ₂ O ₅ + 3H ₂ O = 2H ₃ PO ₄	
Перспективный метод – окисление паров фосфора водяным паром при 600-900 ⁰ в присутствии катализаторов (Pt, Ti, Zr, Cu). В избытке водяных паров P ₂ O ₅ переходит в ортофосфорную кислоту.		P ₄ + 10H ₂ O = 2P ₂ O ₅ + 10H ₂ P ₂ O ₅ + 3H ₂ O = 2H ₃ PO ₄	
Химические реакции			
Ортофосфорная кислота хорошо растворяется в воде, по первой стадии диссоциации средней силы кислота. Нейтрализуется щелочами, гидратом аммиака, реагирует с типичными металлами образует пероксо-, изополи- и гетерополисоединения.			
1. Свойства кислоты			
Электролитическая диссоциация в водном растворе	H ₃ PO ₄ ⇌ H ₂ PO ₄ ⁻ + H ⁺ ; K ₁ =7,1·10 ⁻³ (pK ₁ =2,12), H ₂ PO ₄ ⁻ ⇌ HPO ₄ ²⁻ + H ⁺ ; K ₂ =6,2·10 ⁻⁸ (pK ₂ =7,20), HPO ₄ ²⁻ ⇌ PO ₄ ³⁻ + H ⁺ ; K ₃ =5,0·10 ⁻¹³ (pK ₃ =12,32)		Метилловый оранжевый — красный
Взаимодействие с основаниями и основными оксидами	H ₃ PO ₄ (конц.) + MOH(разб.) = MH ₂ PO ₄ + H ₂ O H ₃ PO ₄ (разб.) + 2MOH(разб.) = M ₂ HPO ₄ + 2H ₂ O H ₃ PO ₄ (разб.) + 3MOH(конц.) = M ₃ PO ₄ + 3H ₂ O H ₃ PO ₄ (конц.) + NH ₃ ·H ₂ O(разб.) = NH ₄ (H ₂ PO ₄) + H ₂ O H ₃ PO ₄ (конц.) + 2(NH ₃ ·H ₂ O(разб.)) = (NH ₄) ₂ HPO ₄ + 2H ₂ O H ₃ PO ₄ (конц.) + Ca(OH) ₂ = CaHPO ₄ ↓ + 2H ₂ O		M = Na, K и др.

	$2\text{H}_3\text{PO}_{4(\text{разб.})} + 3\text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2\downarrow + 6\text{H}_2\text{O}$	
Взаимодействие с амфотерными гидроксидами и оксидами	$2\text{H}_3\text{PO}_{4(\text{разб.})} + \text{Al}_2\text{O}_3 = 2\text{AlPO}_4\downarrow + 3\text{H}_2\text{O}$ $2\text{H}_3\text{PO}_{4(\text{разб.})} + 2\text{Al}(\text{OH})_3 = 2\text{AlPO}_4\downarrow + 6\text{H}_2\text{O}$	
2. Обменные реакции		
Взаимодействие с солями	$\text{H}_3\text{PO}_{4(\text{разб.})} + 3\text{AgNO}_3 = \text{Ag}_3(\text{PO}_4)\downarrow + 3\text{HNO}_3$ Желтый осадок $2\text{H}_3\text{PO}_4 + 3\text{Na}_2\text{CO}_3 = 2\text{Na}_3\text{PO}_4 + 3\text{H}_2\text{O} + 3\text{CO}_2$ $\text{H}_3\text{PO}_{4(\text{безводн.})} + \text{NaCl} = \text{NaPO}_3 + \text{HCl}\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ $\text{H}_3\text{PO}_{4(\text{конц.})} + \text{NaNO}_3 = \text{NaPO}_3 + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ соль Мадрелла $2\text{Na}_2\text{HPO}_4 + 2\text{H}_3\text{PO}_4 = \text{Na}_4\text{P}_4\text{O}_{12} + 4\text{H}_2\text{O}$	Добавление NaHCO_3 400-500 °C 670 °C
Взаимодействие с галогенангидридами	$5\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{POCl}_3 = 3\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7 + 3\text{HCl}$	
Взаимодействие со спиртами	$\text{H}_3\text{PO}_4 + 3\text{ROH} = (\text{RO})_3\text{PO} + 3\text{H}_2\text{O}$	
Реакции поликонденсации	$n\text{H}_3\text{PO}_4 \rightleftharpoons (\text{HPO}_3)_n + n\text{H}_2\text{O}$  Содержание и состав фосфорных кислот в зависимости от концентрации раствора	n = 2-6
Полимеризация	$8\text{H}_3\text{PO}_{4(\text{конц.})} + \text{P}_4\text{O}_{10} = 6\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$	80-100 °C
Образование гетерополиокислот и их солей	$\text{H}_3\text{PO}_{4(\text{конц.})} + 12\text{MO}_3 = \text{H}_3[\text{PM}_{12}\text{O}_{40}]_{(\text{p})}$	Кип. в конц. HNO_3
Термическое разложение	$2\text{H}_3\text{PO}_4 = \text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{H}_3\text{PO}_4 = \text{HPO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ \xrightarrow{t} $\text{H}_3\text{PO}_4 \cdot 0,5 \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \cdot + 0,5\text{H}_2\text{O}$	150 °C 300 °C, вакуум 100 °C, вакуум.
3. Окислительно-восстановительные процессы		
Взаимодействие с металлами	$2\text{H}_3\text{PO}_{4(\text{разб.})} + 3\text{Mg} = \text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2\downarrow + 3\text{H}_2\uparrow$ $3\text{H}_3\text{PO}_{4(\text{разб.})} + 4\text{Fe} = \text{FeHPO}_4\downarrow + \text{Fe}_3(\text{PO}_4)_2\downarrow + 4\text{H}_2\uparrow$	
4. Электролиз		
Электролиз раствора	$\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{электролиз}} \text{H}_2(\text{катод}) + \text{H}_3\text{PO}_3(\text{O}_2^{2-}) (\text{анод})$ $3\text{H}_3\text{PO}_3(\text{O}_2^{2-})_{(\text{p})} = \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{H}_4\text{P}_2\text{O}_6(\text{O}_2^{2-}) + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2\uparrow$	0 °C 20-30 °C
5. Качественные реакции		
Реакция обнаружения PO_4^{3-} иона	$\text{H}_3\text{PO}_4 + 12(\text{NH}_4)_2\text{MoO}_4 + 21\text{HNO}_3 \longrightarrow$ $\longrightarrow (\text{NH}_4)_3\text{H}_4[\text{P}(\text{Mo}_2\text{O}_7)_6]\downarrow + 21\text{NH}_4\text{NO}_3 + 10\text{H}_2\text{O}$ Желтый осадок	Кип. в конц. HNO_3
Реакция, харак-	$\text{H}_3\text{PO}_{4(\text{разб.})} + 3\text{AgNO}_3 = \text{Ag}_3(\text{PO}_4)\downarrow + 3\text{HNO}_3$	

терная для H_3PO_4	Желтый осадок $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ и HPO_3 с AgNO_3 образуют осадки $\text{Ag}_4\text{P}_2\text{O}_7$ и AgPO_3 белого цвета	
Области применения		
В различных отраслях химической промышленности	В производстве фосфорных и комбинированных удобрений; при производстве реактивов (фосфатов аммония, натрия, кальция и т.д.); в синтезе ряда органических продуктов, катализатор; в производстве активированного угля, в производстве реагентов для умягчения воды, моющих средств, фармацевтических препаратов; в производстве специального стекла	
В металлургии	Для создания на металлах защитных покрытий (фосфатные плёнки), флюс для пайки металлов	
В нефтедобыче	В составе буровых суспензий	
В авиационной промышленности	В составе гидрожидкости НГЖ-5У и ее зарубежных аналогов	
В пищевой промышленности	Пищевая добавка Е338, регулятор кислотности в производстве безалкогольных напитков	
В сельском хозяйстве	Для производства кормовых концентратов	
В текстильной промышленности	Для обработки и крашения шерсти, растительных и синтетических волокон	
В стоматологии	Для протравливания (снятия смазанного слоя) эмали и дентина перед пломбированием зубов	
В быту	Очищение поверхности от ржавчины	
В деревообрабатывающей промышленности	Обработка древесины для придания огнестойкости	
Токсичность, воздействие на живые организмы		
<p>Фосфор — биогенный элемент, входит в состав костной ткани, нервных волокон, жизненно необходим растениям и живым организмам. Органические фосфаты(V) имеют большое значение в биологических процессах, например, в фотосинтезе. В составе нуклеиновых кислот присутствуют фосфатные PO_4 - группы.</p> <p>Ортофосфорная кислота при высоких концентрациях вызывает тяжёлые ожоги кожи и слизистых оболочек, ожоги глаз, раздражает дыхательные пути. При хроническом воздействии у человека наблюдается дерматит, конъюнктивит, повреждение печени, цианоз, возможен легочный отек. Частое употребление ортофосфорной кислоты в качестве пищевой добавки в составе различных продуктов может вызывать нарушения работы пищеварения – рвоту, тошноту. ПДК в воздухе — $0,5\text{мг/м}^3$.</p>		
Использованные литературные источники		
1.	Химическая энциклопедия /под ред. Н.С. Зефирова. — М.: Изд-во «Большая Российская энциклопедия», 1998. - Т.5. - С. 298-304.	
2.	Рипан Р., Четяну И. Руководство к практическим работам по неорганической химии (неметаллы). — М.: Мир, 1965. - С. 470-471.	
3.	Лидин Р.А., Молочко В.А., Андреева Л.Л. Химические свойства неорганических веществ/под ред. Р.А. Лидина - М.: Химия, 2000. - С. 173-174.	
4.	Интернет - ресурсы: http://www.chemport.ru .	

Формула	Название систематическое			Название тривиальное, традиционное			
HNO₃	Триоксонитрат(V) водорода			Азотная кислота			
Физические свойства							
<i>Показатели</i>							
Ткип., °С	Тпл., °С	ΔН° _{298,обр} , кДж/моль	d ₄ ²⁰	Температура плавления кристаллогидратов			
				HNO ₃ ·3H ₂ O		HNO ₃ ·H ₂ O	
86 разлагается	-41	-174,01	1,503 ⁽²⁵⁾	-18		-38	
С водой смешивается в любых соотношениях. Температура кипения водных растворов повышается с увеличением концентрации, достигая максимума 121,9 ⁰ С (68%-ная HNO ₃)							
<i>Плотность (ρ, г/см³) водных растворов азотной кислоты при 20°С и содержание HNO₃ (С, г/100 г раствора)</i>							
<i>ρ, г/см³</i>	<i>С, г/100 г</i>	<i>ρ, г/см³</i>	<i>С, г/100 г</i>	<i>ρ, г/см³</i>	<i>С, г/100 г</i>	<i>ρ, г/см³</i>	<i>С, г/100 г</i>
1,026	5	1,278	45	1,469	85	1,513	100
1,147	25	1,391	65	1,493	95		
Промышленное производство, лабораторные способы получения							
Действием концентрированной серной кислоты на нитраты — соли азотной кислоты				нагрев 2 NaNO ₃ + H ₂ SO ₄ → Na ₂ SO ₄ + 2HNO ₃			
Промышленные методы получения разбавленной азотной кислоты включают 3 стадии: 1. Окисление аммиака до NO в присутствии Pt-катализатора 2. Окисление монооксида до двуоксида азота 3. Поглощение оксидов азота водой при избытке воздуха				$4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 = 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}$ $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$ $4\text{NO}_2 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 4\text{HNO}_3$			
Концентрированную азотную кислоту получают двумя способами: 1. Ректификация тройных смесей: HNO ₃ , H ₂ O и водоотнимающее средство (H ₂ SO ₄). 2. Разгонкой раствора, полученного по реакции: а) 97-98%-ной HNO ₃ при окислении под давлением 5мПа чистым O ₂ ; б) 80-85%-ной HNO ₃ при окислении воздухом при давлении 0,7-1,0 мПа				ректификация $\text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{пары } 100\%\text{-ной HNO}_3$ $2\text{N}_2\text{O}_{4(\text{ж})} + \text{O}_{2(\text{г})} + 2\text{H}_2\text{O}(\text{ж}) = 4\text{HNO}_{3(\text{ж})}$			
Азотная кислота особой чистоты производится ректификацией 97-98,5%-ной HNO ₃ в аппаратуре из силикатного или кварцевого стекла							
Химические реакции							
В растворе сильная кислота, нейтрализуется щелочами, гидратом аммиака, реагирует с основными оксидами и гидроксидами, солями слабых кислот. Сильный окислитель, реагирует с металлами, неметаллами, типичными восстановителями. Концентрированная кислота на холоде пассивирует Al, Be, Bi, Co, Cr, Fe, Nb, Ni, Pb, Th, U; Ta, W, Zr, не реагирует с Au, Ir, Rh, Os, Ru. Смесь концентрированной HNO ₃ и HCl («царская водка») превосходит чистую HNO ₃ по окислительным свойствам, переводит в раствор Au и Pt. Еще более активна смесь концентрированных HNO ₃ и HF.							

1. Свойства сильной кислоты		
Электролитическая диссоциация в водном растворе	$\text{HNO}_3 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{NO}_3^-$	Метилловый — оранжевый — красный
Самоионизация азотной кислоты	$2\text{HNO}_3 \rightleftharpoons \text{NO}_2^+ + \text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{O}$	
Взаимодействие с основными оксидами, основаниями	$\text{HNO}_3(\text{разб.}) + \text{NaOH} = \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ $2\text{HNO}_3(\text{разб.}) + \text{MgO} = \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$ $2\text{HNO}_3(\text{разб.}) + \text{Cu}(\text{OH})_2 = \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{HNO}_3(\text{разб.}) + \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} = \text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	
Взаимодействие с амфотерными гидроксидами и оксидами	$6\text{HNO}_3(\text{разб.}) + \text{Al}_2\text{O}_3 = 2\text{Al}(\text{NO}_3)_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ $3\text{HNO}_3(\text{разб.}) + \text{Al}(\text{OH})_3 = \text{Al}(\text{NO}_3)_3 + 3\text{H}_2\text{O}$	
2. Обменные реакции		
Взаимодействие с солями слабых кислот	$2\text{HNO}_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = 2\text{NaNO}_3 + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ $2\text{HNO}_3(\text{оч. разб.}) + \text{CaSO}_3 = \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{SO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ $\text{HNO}_3(\text{конц.}) + \text{KF}(\text{т}) = \text{KNO}_3 + \text{HF}\uparrow$	
Взаимодействие с комплексными соединениями	$3\text{HNO}_3(\text{разб.}) + [\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH} = \text{AgNO}_3 + 2\text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ $6\text{HNO}_3(\text{конц.}) + [\text{Ni}(\text{NH}_3)_6](\text{NO}_3)_2 = \text{Ni}(\text{NO}_3)_2 + 6\text{NH}_4\text{NO}_3$ $4\text{HNO}_3(\text{конц.}) + \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] = \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NaNO}_3 + 4\text{H}_2\text{O}$ $2\text{HNO}_3(\text{разб.}) + \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] = \text{Zn}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{NaNO}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$	
Образование соединений нитрония (NO_2^+)	$\text{HNO}_3(\text{конц.}) + \text{Na}(\text{SO}_3\text{NH}_2) = \text{NaHSO}_4 + (\text{NO}_2^+)\text{NH}_2^-$ $\text{HNO}_3(\text{конц.}) + \text{ClSO}_3\text{H} = \text{NO}_2\text{Cl} + \text{H}_2\text{SO}_4$	
Дегидратация	$4\text{HNO}_3(\text{конц.}) + \text{P}_4\text{O}_{10} = 2\text{N}_2\text{O}_5 + 4\text{HPO}_3$	-10°C
3. Окислительно-восстановительные реакции		
Разложение азотной кислоты	$4\text{HNO}_3 \rightleftharpoons 4\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2\uparrow$	Комн., на свету
Восстановление атомарным водородом в момент выделения [$\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{разб.})$]	$2\text{HNO}_3 + 8\text{H}^0 = \text{NH}_4\text{NO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ $2\text{HNO}_3 + 8\text{H}^0 = \text{N}_2\text{O}\uparrow + 5\text{H}_2\text{O}$ $\text{HNO}_3 + 3\text{H}^0 = \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{HNO}_3 + 2\text{H}^0 = \text{HNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	2-3%-ная 5%-ная 30%-ная 60%-ная кат. Pd
Взаимодействие с металлами	$10\text{HNO}_3(\text{разб.}) + 4\text{Mg} = 4\text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ $4\text{HNO}_3(\text{разб.}) + \text{Fe} = \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$ $8\text{HNO}_3(\text{разб.}) + 3\text{Cu} = 3\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO} + 4\text{H}_2\text{O}$ $4\text{HNO}_3(\text{конц.}) + \text{Cu} = \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	
Взаимодействие с типичными восстановителями	$2\text{HNO}_3(\text{разб., хол.}) + 3\text{H}(\text{PH}_2\text{O}_2) = 3\text{H}_2(\text{PHO}_3) + 2\text{NO}\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ $4\text{HNO}_3(\text{конц.}) + \text{MCl}_2 = \text{M}(\text{NO}_3)_3 + 2\text{HCl} + \text{NO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ $2\text{HNO}_3(\text{конц., хол.}) + \text{H}_2\text{S} = \text{S}\downarrow + 2\text{NO}\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ $4\text{HNO}_3(\text{конц.}) + \text{Na}_2\text{S} = 2\text{NaNO}_3 + 2\text{NO}_2\uparrow + \text{S}\downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$ $8\text{HNO}_3(\text{конц.}) + \text{CuS}(\text{т}) = \text{CuSO}_4 + 8\text{NO}_2\uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$ $2\text{HNO}_3(\text{конц., гор.}) + \text{SO}_2 = \text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{NO}_2\uparrow$ $2\text{HNO}_3(\text{конц.}) + \text{As}_2\text{O}_3 + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{N}_2\text{O}_3\uparrow$ $4\text{HNO}_3(\text{конц.}) + \text{As}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_3\text{AsO}_4 + 4\text{NO}_2\uparrow$ $6\text{HNO}_3 + \text{HI} = \text{HIO}_3 + 6\text{NO}_2\uparrow + 3\text{H}_2\text{O}$ $4\text{HNO}_3(\text{конц.}) + 3\text{KI}(\text{т}) = \text{K}[\text{I}(\text{I}_2)] + 2\text{NO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{KNO}_3$	М = Fe, Cr кип. 0 °C кип. кип. 60%-ная комн.

Взаимодействие с неметаллами	$6\text{HNO}_{3(\text{конц.})} + \text{S} = \text{H}_2\text{SO}_4 + 6\text{NO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ $5\text{HNO}_{3(\text{конц.})} + \text{P}_{(\text{красн.})} = \text{H}_3\text{PO}_4 + 5\text{NO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ $10\text{HNO}_{3(\text{конц.,гор.})} + \text{I}_2 = 2\text{HIO}_3 + 10\text{NO}_2\uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$	Кип. кип.
Реакции в среде «царской водки»	$2\text{HNO}_{3(\text{конц.})} + 3\text{HCl}_{(\text{конц.})} \rightleftharpoons \text{NOCl} + 2\text{Cl}^\circ + \text{H}_2\text{O}$ $2\text{HNO}_{3(\text{конц.})} + 6\text{HCl}_{(\text{конц.})} = 2\text{NO}\uparrow + 3\text{Cl}_2\uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$	Комн. 100-150 °C
Взаимодействие «царской водки» с металлами	$\text{HNO}_{3(\text{конц.})} + 4\text{HCl}_{(\text{конц.})} + \text{Au} = \text{H}[\text{AuCl}_4] + \text{NO}\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ $4\text{HNO}_{3(\text{конц.})} + 18\text{HCl}_{(\text{конц.})} + 3\text{Pt} = 3\text{H}_2[\text{PtCl}_6] + 4\text{NO}\uparrow + 8\text{H}_2\text{O}$	
Взаимодействие смесей кислот с металлами	$4\text{HNO}_{3(\text{конц.})} + 18\text{HF}_{(\text{конц.})} + 3\text{Si} = 3\text{H}_2[\text{SiF}_6] + 4\text{NO}\uparrow + 8\text{H}_2\text{O}$ $2\text{HNO}_{3(\text{конц., хол.})} + 4\text{HF}_{(\text{конц.})} + \text{W} = \text{H}_2[\text{WO}_2\text{F}_4] + 2\text{NO}\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ $2\text{HNO}_{3(\text{разб.})} + 3\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{разб.})} + 3\text{Hg} = 2\text{NO}\uparrow + 3\text{HgSO}_4\downarrow + 4\text{H}_2\text{O}$	

4. Реакции с органическими соединениями

Нитрование алканов, ароматических соединений	$\begin{array}{ccc} \text{конц. HNO}_3, \text{ конц. H}_2\text{SO}_4 & & \\ \text{RH} & \xrightarrow{\quad\quad\quad} & \text{RNO}_2 \\ \text{конц. HNO}_3, \text{ конц. H}_2\text{SO}_4 & & \\ \text{ArH} & \xrightarrow{\quad\quad\quad} & \text{ArNO}_2 \end{array}$	
Взаимодействие с многоатомными спиртами	$2\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{NO}_2^+\text{HSO}_4^- + \text{H}_2\text{SO}_4\cdot\text{H}_2\text{O}$ $\text{R}(\text{OH})_n + n\text{NO}_2^+\text{HSO}_4^- \rightarrow \text{R}(\text{ONO}_2)_n + n\text{H}_2\text{SO}_4$	0°C

Области применения

В различных отраслях химической промышленности	В производстве азотных и сложных удобрений (аммиачной, натриевой и кальциевой селитры, нитрофоски и т.д.), в производстве серной кислоты нитрозным методом; в производстве различных органических нитросоединений, красителей, взрывчатых и отравляющих веществ, как реактив в химических лабораториях
В военной промышленности	В ракетной технике в качестве окислителя
В цветной металлургии	Для травления и разделения металлов
В полиграфической промышленности	В станковой графике для травления печатных форм (офортных досок, цинкографических типографских форм).

Токсичность, воздействие на живые организмы

Пары азотной кислоты вызывают раздражение дыхательных путей, сама кислота оставляет на коже долго незаживающие язвы. ПДК в воздухе — 2 мг/м³

Использованные литературные источники

1.	Химическая энциклопедия /под ред. Н.С. Зефирова. — М.: Изд-во «Большая Российская энциклопедия», 1998. - Т.5. - С. 298-303.
2.	Рипан Р., Четяну И. Руководство к практическим работам по неорганической химии (неметаллы). — М.: Мир, 1965. - С. 424-439.
3.	Лидин Р.А., Молочко В.А., Андреева Л.Л. Химические свойства неорганических веществ/под ред. Р.А. Лидина - М.: Химия, 2000. - С. 158-160.
4.	Интернет - ресурсы: www.infomine.ru ; ru.wikipedia.org .

Формула	Название систематическое	Название тривиальное, традиционное
HCl	Хлороводородная кислота	Соляная кислота, хлористоводородная кислота
Физические свойства		
Соляная кислота – раствор хлороводорода в воде		
Плотность растворов соляной кислоты и содержание HCl (C, г/100 г раствора)		
Содержание HCl,		Плотность, г/см ³
C, г/100 г	г/л	
4	40,7	1,018
10	104,7	1,047
16	174,2	1,078
20	219,6	1,098
24	268,5	1,119
28	319,0	1,139
30	344,8	1,149
32	371,0	1,159
34	397,5	1,169
36	424,4	1,179
Удельная теплоемкость соляной кислоты (при 20°С, кДж/(кг·К), содержащей 10% HCl — 3,47, содержащей 20% HCl— 2,99, содержащей 30% HCl — 2,60, содержащей 38% — 2,43.		
В системе HCl–H ₂ O образуются 3 кристаллогидрата:		
Формула	Содержание HCl, %	Тпл., °С
HCl·3H ₂ O	40,3	-24,9
HCl·2H ₂ O	50,3	-18,3
HCl·H ₂ O	66,9	-15,95
Промышленное производство, лабораторные способы получения		
Получают хлористоводородную кислоту растворением хлористого водорода в воде		
Основной способ промышленного получения HCl — синтез из хлора и водорода	H ₂ + Cl ₂ = 2HCl	
Пропускание смеси хлора с водяным паром через раскаленный уголь	1000-1600°С 2Cl ₂ + H ₂ O + C = 4HCl + CO ₂	
Перспективно использование смеси СО и Cl ₂ с парами воды	CO + H ₂ O + Cl ₂ → 2HCl + CO ₂	
Взаимодействие поваренной соли с серной кислотой (сульфатный метод)	500-550°С 2NaCl _(тв) + H ₂ SO _{4(конц.)} = Na ₂ SO ₄ + 2HCl	
Хлорирование органических соединений	C _n H _{2n+2} +Cl ₂ → C _n H _{2n+1} Cl + HCl	
Дегидрохлорирование органических хлорпроизводных	NaOH C ₆ H ₅ CHClCH ₂ Cl → C ₆ H ₅ CCl=CH ₂ + HCl	
Гидролиз некоторых неорганических соединений	PCl ₃ + 3H ₂ O → H ₃ PO ₃ + 3HCl	
Химические свойства		
Сильная кислота, 35-36%-ный раствор называют соляной кислотой, 20-24%-ный и 7-10%-ный растворы — соответственно концентрированной и разбавленной кислотой. Реагирует с концентрированной азотной кислотой («царская водка»), нейтрализуется щелочами, гидратом аммиака. Восстановитель (за счёт Cl ⁻) и окислитель (за счёт H ⁺)		
1. Свойства сильной кислоты		
Электролитическая диссоциация в водном растворе	HCl ⇌ H ⁺ + Cl ⁻	Метилловый оранжевый — красный

[illegible]

	свету, растворяется в избытке гидрата аммиака $\text{AgCl}\downarrow + 2\text{NH}_3\cdot\text{H}_2\text{O} \rightarrow [\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl} + 2\text{H}_2\text{O}$	
Области применения		
В различных отраслях химической промышленности	Для получения хлоридов металлов, а также хлористого аммония; в производстве синтетических смол, каучуков и других продуктов; в производстве хлорвинила из ацетилена; для получения хлористого этила из этилена, хлористого метила из метилового спирта и ряда продуктов гидрохлорирования органических соединений, катализатор	
В нефтедобыче	Для очистки скважин от карбонатов, окислов и других осадков и загрязнений	
В быту	В смеси с ПАВ для очистки керамических и металлических изделий (ингибированная кислота) от загрязнений и дезинфекции	
В гидрометаллургии и гальванопластике	Для очистки поверхностей металлов (травление, декапирование), при паянии и лужении, для обработки руд	
В пищевой промышленности	В качестве регулятора кислотности (рН), пищевой добавки E507 , для изготовления зельтерской (содовой) воды.	
В медицине	Составная часть желудочного сока человека. Растворы соляной кислоты, 0,3-0,5 %, обычно в смеси с ферментом пепсином, назначают внутрь больным с недостаточной кислотностью	
Токсичность, воздействие на живые организмы		
HCl токсична. Туман соляной кислоты обладает выраженным раздражающим действием на верхние дыхательные пути, кожу, глаза, вызывает тяжелые химические ожоги. Пары HCl вызывают катары дыхательных путей, разрушение зубов, желудочно-кишечные расстройства, изъязвления слизистой оболочки носа. <i>Предельно допустимая концентрация (ПДК)</i> в воздухе населенных пунктов составляет 0,2 мг/м ³ , в воздухе рабочей зоны производственных помещений 5 мг/м³ . При концентрации 15 мг/м ³ поражаются слизистые оболочки верхних дыхательных путей и глаз, появляется першение в горле, охриплость голоса, кашель, насморк, одышка, затрудняется дыхание. При концентрациях от 50 мг/м ³ и выше возникают kloкочущее дыхание, резкие боли за грудиной и в области желудка, рвота, спазм и отек гортани, потеря сознания. Концентрация 50-75 мг/м ³ переносится с трудом. Концентрация 75-100 мг/м ³ – непереносима. Концентрация 6400 мг/м ³ в течение 30 минут - смертельна.		
Использованные литературные источники		
1.	Химическая энциклопедия /под ред. Н.С. Зефирова. — М.: Изд-во «Большая Российская энциклопедия», 1995. - Т.4. - С. 753-757.	
2.	Рипан Р., Четяну И. Руководство к практическим работам по неорганической химии (неметаллы). — М.: Мир, 1965. - С. 131-146.	
3.	Лидин Р.А., Молочко В.А., Андреева Л.Л. Химические свойства неорганических веществ/под ред. Р.А. Лидина - М.: Химия, 2000. - С. 173-174.	
4.	Интернет - ресурсы: http://www.chemport.ru ; http://umc.kirov.ru/ ; ru.wikipedia.org .	

Формула	Название систематическое		Название тривиальное, традиционное	
HF	Фтороводородная кислота		Плавиковая кислота, фтористоводородная кислота	
Физические свойства				
Плавиковая кислота — водный раствор HF, который смешивается с водой во всех отношениях. Вначале плотности этих растворов возрастают, при 77%-ном содержании наблюдается максимум, затем плотность снижается.				
Концентрация, масс. доля, %	12,1	28,45	77	95,2
Относительная плотность, d ₄ ²⁰ , г/см ³	1,047	1,110	1,262	1,082
В диаграмме плавкости наблюдается существование гидратов H ₂ O·HF, H ₂ O·2HF и H ₂ O·4HF с температурой плавления соответственно: -36, -78 и -100 ⁰ C				
Для растворов [HF·nH ₂ O]:				
n	1	10	100	∞
ΔH ⁰ _{298,06p} , кДж/моль	− 317,74	-322,03	-322,36	-335,65
Промышленное производство, лабораторные способы получения				
Фтороводородную кислоту получают растворением фтороводорода в воде.				
Основной способ промышленного получения HF-реакция плавикового шпата с концентрированной серной кислотой		CaF ₂ + H ₂ SO ₄ = 2HF + CaSO ₄		
В последнее время разработан способ получения HF из SiF ₄ , состоящий из двух стадий: 1. Получение твердого фторида и бифторида аммония из газов, содержащих SiF ₄ . 2. Сернокислотное разложение NH ₄ F и NH ₄ HF ₂ .		(NH ₄) ₂ SiF ₆ + 4NH ₃ + 2H ₂ O = 6NH ₄ F + SiO ₂ 2NH ₄ F = NH ₄ HF ₂ + NH ₃ NH ₄ HF ₂ + H ₂ SO ₄ = NH ₄ HSO ₄ + 2HF NH ₄ F + H ₂ SO ₄ = NH ₄ HSO ₄ + HF NH ₄ HSO ₄ + NH ₃ = (NH ₄) ₂ SO ₄		
Водная абсорбция газообразных продуктов сернокислотного разложения CaF ₂		CaF ₂ + H ₂ SO ₄ = 2HF + CaSO ₄		
В лабораторных условиях HF получают нагреванием KHF ₂ (высушенного) в серебряной аппаратуре при 500 ⁰ C		KHF ₂ = HF + KF		
Химические свойства				
Химические свойства определяются ярко выраженной кислотностью безводного HF и способностью к образованию комплексных соединений, вследствие чего HF реагирует не только с основаниями, но и многими кислотными оксидами, кислородсодержащими кислотами и их солями.				
1. Свойства слабой кислоты				
Электролитическая диссоциация в водном растворе	HF $\xrightleftharpoons{\quad}$ H ⁺ + F ⁻ ; K _{дисс} = 6,8·10 ⁻⁴		Метилловый оранжевый — красный	
Взаимодействие с основаниями и основными оксидами	HF _(разб.) + NaOH _(разб.) = NaF + H ₂ O HF _(конц.) + NaOH _(хол.) = Na(HF ₂) + H ₂ O HF _(разб.) + Na ₂ O ₂ = 2NaF + H ₂ O ₂			

2. Ионно-обменные реакции		
Взаимодействие с кислотами	$\text{HF}_{(\text{ж})} + \text{HClO}_4 (\text{безв.}) = \text{ClO}_3\text{F}\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ $\text{HF}_{(\text{ж})} + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{безв.}) = \text{HSO}_3\text{F}\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ $2\text{HF}_{(\text{ж})} + \text{HNO}_3 (\text{безв.}) = \text{H}_2\text{NO}_3^+ + \text{HF}_2^-$ $4\text{HF}_{(\text{ж})} + \text{HNO}_3 (\text{безв.}) = \text{H}_3\text{O}^+ + \text{NO}_2^+ + 2\text{HF}_2^-$	
Взаимодействие с кислотными оксидами	$\text{HF} + \text{SO}_3 = \text{HSO}_3\text{F}$ (фторсульфоная кислота) $\text{UO}_2 + 4\text{HF} = \text{UF}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$	35-45°C
Взаимодействие с галогенангидридами неорганических кислот	$6\text{HF} + \text{PCl}_5 = \text{H}[\text{PF}_6] + 5\text{HCl}$ $3\text{HF} + \text{SbCl}_3 = \text{SbF}_3 + 3\text{HCl}$ $\text{HF}_{(\text{ж})} + \text{ЭF}_5 = [\text{H}_2\text{F}^+][\text{ЭF}_6^-]$	Э = As, Sb
Взаимодействие с силикатными материалами и стеклом	$\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 6\text{SiO}_2 + 28\text{HF} \rightarrow \text{Na}_2\text{SiF}_6 + \text{CaSiF}_6 + 4\text{SiF}_4\uparrow + 14\text{H}_2\text{O}$ Стекло $4\text{HF}_{(\text{разб.})} + \text{SiO}_2 = \text{SiF}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ $6\text{HF}_{(\text{конц.})} + \text{SiO}_2 = \text{H}_2[\text{SiF}_6] + 2\text{H}_2\text{O}$	
Взаимодействие с галогенидами щелочных и щелочноземельных металлов	$\text{HF} + \text{NaCl} = \text{NaF} + \text{HCl}$ $\text{HF} + \text{CaCl}_2 = \text{CaF}_2\downarrow + 2\text{HCl}$	
3. Окислительно-восстановительные реакции		
Взаимодействие с восстановителями	$2\text{HF}_{(\text{разб.})} + \text{M} = \text{MF}_2 + \text{H}_2\uparrow$	М — активные металлы
4. Термическое разложение		
Термическое разложение	$\text{HF} \rightleftharpoons \text{H}^0 + \text{F}^0$	Выше 3500°C
5. Электролиз		
Электролиз расплава KHF_2	$2\text{KHF}_2 \rightarrow \text{H}_{2(\text{катод})} + \text{F}_{2(\text{анод})} + 2\text{KF}$	
6. Реакции с органическими веществами		
Присоединение по кратной связи органических соединений	$\text{H}_3\text{C} - \text{CH} = \text{CH}_2 + \text{HF} \rightarrow \text{H}_3\text{C} - \text{CHF} - \text{CH}_3$	
Взаимодействие с полигалогеналканами	$\text{CHCl}_3 + \text{HF} \rightarrow \text{CHClF}_2 + 2\text{HCl}$ $\text{C}_6\text{H}_5\text{CCl}_3 + \text{HF} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{CF}_3 + 3\text{HCl}$	Реакция идёт в присутствии катализатора ($\text{SbF}_3, \text{SbF}_3\text{Cl}_2$)
Области применения		
В различных отраслях химической промышленности	Для получения синтетического криолита (сырья для производства Al); для получения фторидов, кремнефторидов и борфторидов, а также кремнефтористоводородной и борфтористоводородной кислот; в производстве урана; для синтеза разнообразных фтороуглеводородов (замещение Cl на F в полигалогеналканах), синтетических смазочных масел и пластических масс;	

	в качестве катализатора синтеза бензина-алкилата
В стекольной промышленности	Для травления стекла
В металлургии	В составе травильных, травильно-полировальных смесей, растворов для электрохимической обработки нержавеющей стали и специальных сплавов
В полупроводниковой промышленности	Для травления кремния

Действие на организм, токсичность

Плавиковая кислота ядовита. Обладает слабым наркотическим действием. Возможны острые и хронические отравления с изменением крови и кроветворных органов, органов пищеварительной системы, отёк легких.

Обладает выраженным ингаляционным действием, раздражающим действием на кожу и слизистые оболочки глаз (вызывает болезненные ожоги и изъязвления); кожно-резорбтивным, эмбриотропным, мутагенным и кумулятивным действием. Пары HF сильно раздражают верхние дыхательные пути. Плавиковой кислоте присвоен 2 класс опасности для окружающей среды, в то время, как чистый фтороводород принадлежит к 1 классу опасности.

При попадании на кожу в первый момент не вызывает сильной боли, легко и незаметно всасывается, но через короткое время вызывает отёк, боль, химический ожог и общетоксическое действие. Симптомы от воздействия слабо концентрированных растворов могут появиться через сутки и даже более после попадания их на кожу. Попадание на кожу вызывает пузырьковый дерматит.

Вид предельно допустимой концентрации	ПДК максимально разовая (ПДК _{м.р.}), мг/м ³	ПДК среднесуточная (ПДК _{с.с.}), мг/м ³
ПДК в воздухе рабочей зоны, (в пересчёте на фтор)	0,5	0,1
ПДК в атмосферном воздухе, (в пересчёте на фтор)	0,02	0,005

Использованные литературные источники

1.	Химическая энциклопедия /под ред. Н.С. Зефирова. — М.: Изд-во «Большая Российская энциклопедия», 1998. — Т.5. — С. 395-396.
2.	Рипан Р., Четяну И. Руководство к практическим работам по неорганической химии (элементаллы). — М.: Мир, 1965. — С. 89-92.
3.	Лидин Р.А., Молочко В.А., Андреева Л.Л. Химические свойства неорганических веществ/под ред. Р.А. Лидина — М.: Химия, 2000. — С. 173-174.
4.	Интернет – ресурсы: www.infomine.ru ; ru.wikipedia.org .

Соли

Формула		Название систематическое	Название тривиальное, традиционное		
NaCl		Хлорид натрия	Хлористый натрий, поваренная соль, каменная соль, столовая соль, пищевая соль		
NaCl·2H ₂ O		Дигидрат хлорида натрия			
Нахождение в природе, минералы					
NaCl	Галит	Галит образует залежи каменной соли среди осадочных горных пород, прослойки и линзы на берегах солёных озёр и лиманов, соляные корки в солончаках и на стенках кратеров вулканов и в сольфатарах.			
	Каменная соль	Каменная соль – осадочная горная порода из группы эвапоритов, состоящая более чем на 90 % из галита.			
	Морская соль	Морская соль является смесью солей NaCl – 77,8%, MgCl ₂ -10,9%, MgSO ₄ - 4,7%, KCl – 2,5%, K ₂ SO ₄ -2,5%			
Физические свойства хлорида натрия					
Показатель		NaCl	Показатель	NaCl	
Цвет		Бесцветный	Показатель преломления	1,5442	
Т пл., °C		800,8	Ср°, Дж/(моль·K)	49,71	
Т кип., °C		1465	ΔH° _{298,обр} , кДж/моль	-411,1	
Плотность, г/см ³		2,165 (20°C)	S° ₂₉₈ , Дж/(моль·K)	72,12	
В присутствии NaOH, HCl, MgCl ₂ , CaCl ₂ и других солей растворимость NaCl в воде сильно снижается. Криогидратная точка 21,1 ⁰ (23% NaCl). Насыщенный раствор кипит при 108°C и содержит 40,7 г NaCl в 100 г H ₂ O. Растворимость в метаноле: 1,31 г в100 г CнЗОН при 25 °C					
Растворимость в воде, г/100 г H ₂ O					
Температура	Растворимость	Температура	Растворимость	Температура	Растворимость
0 °C	35,7	40 °C	36,4	80 °C	38,1
20 °C	35,9	60 °C	37,2	100°C	39,4
История					
Древние приписывали соли священные свойства. В ряде стран сохранился обычай ставить перед гостями или подавать соль как символ дружбы и гостеприимства. В Эфиопии еще в XIX в. Были в ходу соляные деньги — стандартные бруски каменной соли. В Китае изготавливались соляные монеты. Солью платили жалование римским воинам и крестоносцам.					
Промышленное производство, лабораторные способы получения					
Промышленное производство в РФ		Илецкое месторождение, добыча в шахте ОАО «Илецксоль»; Тыретское месторождение, добыча в шахте «Тыретский солерудник»; Верхнекамское месторождение калийных солей, добыча шахтным способом ОАО «Уралкалий»			
Учитывая огромные природные запасы хлорида натрия, необходимости в его промышленном или лабораторном синтезе нет. Однако его можно получить различными химическими методами как основной или побочный продукт.					
Получение из простых веществ натрия и хлора – экзотермическая реакция		Na(е) + 1/2Cl ₂ (г) → NaCl(е) + 410 кДж			
Нейтрализация щелочи кислотой		NaOH + HCl → NaCl + H ₂ O			
Обменная реакция		Na ₂ S + 2HCl _(разб.) → 2NaCl + H ₂ S↑ Na ₂ CO ₃ + 2HCl _(разб.) → 2NaCl + CO ₂ ↑ + H ₂ O 3Na ₂ CO ₃ + 3H ₂ O _(гор.) + 2AlCl ₃ → 2Al(OH) ₃ ↓ + 3CO ₂ ↑ + 6NaCl			

Взаимодействие с металлами		$2\text{Na} + 2\text{HCl}_{(\text{разб.})} \rightarrow 2\text{NaCl} + \text{H}_2\uparrow$
Химические реакции		
1. Дегидратация и термическое разложение		
Дегидратация	$\text{NaCl} \cdot 2\text{H}_2\text{O} \downarrow \rightarrow \text{NaCl}_{(\text{насыщ.})} + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{NaCl} \cdot 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NaCl} + 2\text{H}_2\text{O}$	До +0,15°C комн. В сухом воз- духе
2. Ионно-обменные реакции		
Взаимодействие с кислотой	$\text{NaCl}_{(\text{е})} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})} \rightarrow \text{NaHSO}_4 + \text{HCl} \uparrow$ $2\text{NaCl}_{(\text{е})} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{HCl} \uparrow$ $\text{NaCl} + \text{NaHSO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{HCl} \uparrow$	До 50 °C кип. 450-800 °C
3. Окислительно-восстановительные реакции		
Взаимодействие с окислителями	$2\text{NaCl}_{(\text{е})} + 4\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})} + \text{PbO}_2 \rightarrow 2\text{NaHSO}_4 + \text{Pb}(\text{HSO}_4)_2 + \text{Cl}_2 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ $2\text{NaCl}_{(\text{е})} + 2\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})} + \text{MnO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{Cl}_2 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ $10\text{NaCl}_{(\text{е})} + 8\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц. гор.})} + 2\text{KmnO}_{4(\text{т})} \rightarrow 5\text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{MnSO}_4 + 5\text{Cl}_2 \uparrow + \text{K}_2\text{SO}_4 + 8\text{H}_2\text{O}$	Комн. 100 °C
4. Электролиз		
Электролиз водного раствора	электролиз $2\text{NaCl} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaOH} + \text{Cl}_2 \uparrow + \text{H}_2 \uparrow$ если между анодом и катодом нет диафрагмы: $2\text{NaOH} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{NaCl} + \text{NaClO} + \text{H}_2\text{O}$	Комн.
	$2\text{NaCl} (\text{раствор}) \rightarrow 2\text{Na}(\text{катод}) + \text{Cl}_2 \uparrow (\text{анод})$	На Hg-катоде
Электролиз расплава	электролиз $2\text{NaCl} (\text{расплав}) \rightarrow 2\text{Na}(\text{катод}) + \text{Cl}_2 \uparrow (\text{анод})$	Нагрев
5. Качественные реакции на ионы Na^+ и Cl^-		
Реакция обнаружения иона Na^+	$\text{NaCl} + \text{UO}_2(\text{CH}_3\text{COO})_2 + \text{CH}_3\text{COOH} \rightarrow \text{NaUO}_2(\text{CH}_3\text{COO})_3 \downarrow + \text{HCl}$ бледно-жёлтые кристаллы характерной формы	Ионы Na^+ окрашивают пламя горелки в желтый цвет
Реакция обнаружения иона Cl^-	$\text{NaCl}_{(\text{разб.})} + \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{NaNO}_3 + \text{AgCl} \downarrow$	Белый осадок
Области применения		
В пищевой промышленности	В качестве пищевой добавки, консерванта	
В медицине	В качестве физиологического раствора	
В коммунальном хозяйстве	Техническая соль	
В водоочистке	В регенерации Na-катионитовых фильтров	
В научных исследованиях	В спектрографах и спектроскопах	
В получении химического сырья	В получении едкого натра, хлора, соды, сульфата натрия	
В животноводстве	При кормлении скота	
Токсичность, воздействие на живые организмы		
Токсичен	2,25 г на 1 кг массы животного является токсической	
Использованные литературные источники		
1	Химическая энциклопедия. В 5 т. /под ред. И.Л.Кнунянц. — М.: Изд-во «Советская энциклопедия, 1990. — Т.3. — С. 387-388.	
2	Рипан Р., Четяну И. Неорганическая химия. Т.1. Химия металлов. — М.: Мир, 1972. — С. 65, 77- 79.	
3	Лидин Р.А., Молочко В.А., Андреева Л.Л. Химические свойства неорганических веществ/под ред. Р.А. Лидина. — М.: Химия, 2000. — С. 26.	
4	Интернет – ресурсы: www.infomine.ru ; ru.wikipedia.org	

Формула	Название систематическое	Название тривиальное, традиционное			
Na ₄ SiO ₄	Тетраоксосиликат натрия	Ортосиликат натрия			
Na ₂ SiO ₃	Триоксосиликат натрия	Метасиликат натрия			
Na ₂ SiO ₃ ·5H ₂ O Na ₂ SiO ₃ ·9H ₂ O		Кристаллогидраты метасиликата натрия			
Na ₂ Si ₃ O ₇ ·nH ₂ O где n=1, 5, 9		Гидраты метасиликата натрия			
Na ₂ Si ₂ O ₅	Пентаоксодисиликат натрия	Бисиликат натрия			
Na ₆ Si ₂ O ₇	Гептаоксодисиликат натрия	Пиросиликат натрия			
Na ₆ Si ₈ O ₁₉	Октасиликат натрия				
Na ₄ Si ₃ O ₈	Октаоксотрисиликат	Трисиликат натрия			
Нахождение в природе					
Na ₂ SiO ₃	Метасиликат натрия	Силикаты широко распространены в природе. Литосфера на 95% состоит из различных силикатов.			
Na ₂ SiO ₃ ·nH ₂ O где n=5,6,8,9	Гидраты метасиликата натрия				
Физические свойства силикатов натрия					
Показатель	Na ₄ SiO ₄	Na ₂ SiO ₃	Na ₂ SiO ₃ ·9H ₂ O	Na ₂ Si ₂ O ₅	Na ₆ Si ₂ O ₇
Цвет		Бесцветный	Светло-серый		
T пл., °C	960	1088	48	710	1115
Плотность, г/см ³	2,58	2,61	2,13	2,6	2,96
ΔH ^o _{298,обр} , кДж/моль	-2282	-1519	-	-2475,8	
S ^o ₂₉₈ , Дж/(моль·K)	196,8	113,8	-	164,1	309,8
Показатели преломления	-	1,513	-	1,500	1,524
	1,513	1,520		1,510	-
	-	1,528		1,515	1,529
Метасиликат натрия — бесцветные или белые кристаллы, растворяется в холодной воде, образует кристаллогидраты. В отличие от обычных солей, силикат натрия, растворяясь в воде, не обнаруживает точки насыщения, может быть получен очень концентрированный густой коллоидный раствор.					
Растворимость Na ₂ SiO ₃ в воде, г/100 г H ₂ O					
Температура, °C	Растворимость		Температура, °C	Растворимость	
25	22,2		45	56,7	
35	34,5		60	93,5	
Промышленное производство, лабораторные способы получения					
Промышленное производство в РФ			ООО «Новотехника» (город Новокузнецк) ООО «БашНефтеХим» (г.Стерлитамак) ООО «Новосибстекло» (г.Новосибирск)		
Сплавление диоксида кремния с едким натром при 900-1000 °C			SiO ₂ + 2NaOH= Na ₂ SiO ₃ + H ₂ O		
Сплавление диоксида кремния с карбонатом натрия при 1150°C			SiO ₂ + Na ₂ CO ₃ = Na ₂ SiO ₃ + CO ₂ ↑		
Разложение ортосиликата натрия при 1120°C			Na ₄ SiO ₄ = Na ₂ SiO ₃ + Na ₂ O		
Безводную соль получают нагреванием алюмосиликатного гидрата при 100-300 °C			Na ₂ SiO ₃ ·9H ₂ O = Na ₂ SiO ₃ + 9H ₂ O		

Химические реакции		
1. Дегидратация		
Дегидратация	$\text{Na}_2\text{SiO}_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}_2\text{SiO}_3 + 9\text{H}_2\text{O}$ $\text{Na}_2\text{SiO}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}_2\text{SiO}_3 + 5\text{H}_2\text{O}$	
2. Ионно-обменные реакции		
Взаимодействие с кислотами и кислотными оксидами	$\text{Na}_2\text{SiO}_3 + 2\text{HCl} \rightarrow 2\text{NaCl} + \text{SiO}_2\downarrow + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{CO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{SiO}_2\downarrow$ $\text{Na}_4\text{SiO}_4 + 2\text{CO}_2 = \text{SiO}_2\downarrow + 2\text{Na}_2\text{CO}_3$ $\text{Na}_2\text{Si}_2\text{O}_5 + \text{CO}_2 = 2\text{SiO}_2\downarrow + \text{Na}_2\text{CO}_3$	
Взаимодействие со щелочью	$\text{Na}_2\text{SiO}_3 + 2\text{NaOH}_{(\text{конц., елю.})} \rightarrow \text{Na}_4\text{SiO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Na}_4\text{SiO}_4_{(\text{конц.})} + 4\text{NH}_4\text{Cl}_{(\text{конц.})} = \text{SiO}_2\downarrow + 4\text{NaCl} + 4\text{NH}_3\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{Na}_2\text{Si}_2\text{O}_5 + 6\text{NaOH}_{(\text{конц., елю.})} = 2\text{Na}_4\text{SiO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$	
3. Гидролиз		
Гидролиз	$\text{Na}_2\text{SiO}_3 + (n+1)\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{SiO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}\downarrow + 2\text{NaOH}$ $n\text{Na}_2\text{SiO}_3_{(\text{разб.})} + 8n\text{H}_2\text{O}_{(\text{елю.})} = 2n[\text{Na}(\text{H}_2\text{O})_4]^+ + (\text{SiO}_3^{2-})_n$	
	$\text{Na}_4\text{SiO}_4 + (n+2)\text{H}_2\text{O}_{(\text{гор.})} \rightarrow 4\text{NaOH} + (\text{SiO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O})\downarrow$ гидрогель	Нагрев
	$\text{Na}_2\text{SiO}_3 + (n+1)\text{H}_2\text{O}_{(\text{гор.})} \rightarrow 2\text{NaOH} + \text{SiO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}\downarrow$ гидрогель	
	$\text{Na}_2\text{Si}_2\text{O}_5 + (2n+1)\text{H}_2\text{O}_{(\text{гор.})} \rightarrow 2\text{NaOH} + 2(\text{SiO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O})\downarrow$ гидрогель	
	Взаимодействие с хлоридом аммония	$\text{Na}_4\text{SiO}_4_{(\text{конц.})} + 4\text{NH}_4\text{Cl}_{(\text{конц.})} = \text{SiO}_2\downarrow + 4\text{NaCl} + 4\text{NH}_3\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$
Гидролиз полианионов	$\begin{array}{ccccc} & \text{H}_2\text{O} & & \text{H}_2\text{O} & \\ (\text{SiO}_3^{2-})_n & \rightleftharpoons & 1/2n\text{Si}_2\text{O}_7^{2-} & \rightleftharpoons & n\text{SiO}_4^{4-} \\ & \text{H}_2\text{O} & & \text{H}_2\text{O} & \\ (\text{HsiO}_3^-)_n & \rightleftharpoons & 1/2n\text{H}_4\text{Si}_2\text{O}_7^{2-} & \rightleftharpoons & 1/2n\text{H}_4\text{SiO}_4 \end{array}$	
4. Качественные реакции на Na_2SiO_3		
Реакция обнаружения иона SiO_3^{2-}	$\text{Na}_2\text{SiO}_3 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{H}_2\text{SiO}_3\downarrow + 2\text{NaCl}$	
Области применения		
В фарфоровой промышленности	В получении фарфора, стекла и стекольных замазок	
В строительной промышленности	В производстве теплоизоляционных материалов, жаростойких и кислотоупорных бетонов; в производстве жидкого стекла, как компонент шихты в производстве обычного стекла	
В химической промышленности	В получении алюмосиликатных катализаторов, для получения синтетических моющих препаратов	
В нефтеперерабатывающей промышленности	В процессах рафинации масел	
Использованные литературные источники		
1	Химическая энциклопедия. В 5 т. /под ред. И.Л.Кнунянц. — М.: Изд-во «Советская энциклопедия, 1990. — Т.3. — С. 381-383.	
2	Рипан Р., Четяну И. Неорганическая химия. — Т.1. Химия металлов. — М.: Мир, 1972. — С. 91.	
3	Лидин Р.А., Молочко В.А., Андреева Л.Л. Химические свойства неорганических веществ/под ред. Р.А. Лидина — М.: Химия, 2000. — С. 114-116.	
4	Интернет – ресурсы: www.infomine.ru ; ru.wikipedia.org .	

Формула	Название систематическое	Название тривиальное, традиционное
Na_2CO_3	Карбонат натрия	Динариевая соль угольной кислоты
$\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$	Декагидрат карбоната натрия	Кальцинированная сода, стиральная сода
$\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$	Гептагидрат карбоната натрия	
$\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$	Гидрат карбоната натрия	
NaHCO_3	Гидрокарбонат натрия	Пищевая сода, питьевая сода, натрий двууглекислый, бикарбонат натрия

Нахождение в природе, минералы

$\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot \text{NaHCO}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$	Трона (натрия сесквикарбонат)	Современные содовые озёра известны в Забайкалье и в Западной Сибири; большой известностью пользуется озеро Натрон в Танзании и озеро Сирлс в Калифорнии. Трона, имеющая промышленное значение, открыта в 1938 в составе эоценовой толщи Грин-Ривер (Вайоминг, США).
$\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$	Натрит	
$\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$	Термонатрит	
NaHCO_3	Нахколит	

Физические свойства карбоната натрия

Ниже 32 °С из водных растворов кристаллизуется декагидрат, в интервале 32-35 °С — гептагидрат, выше 35 °С — моногидрат, а выше 112,5 °С — безводная соль Na_2CO_3 .

Показатель	Na_2CO_3	$\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$	$\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$	$\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$	NaHCO_3
Молек. Масса,	105,99	124	232	286,14	84
Цвет	Бесцветный	Бесцветный	Бесцветный	Бесцветный	Бесцветный
Т пл., °С	852	100 (разл.)		32,5 (разл.)	60-200 (разл.)
Т кип., °С	1600				
Плотность, г/см ³	2,509 (20°С)	-	1,51 (20°С)	1,446 (16°С)	2,159
Ср°, Дж/(моль·К)	109,2	145,6	418,4		88,2
$\Delta H^\circ_{298, \text{обр}}$, кДж/моль	-1131	-1430,01	-3200,3	-4083,5	-947,68
S°_{298} , Дж/(моль·К)	136,4	168,15	426,8	564,00	101,3
Показатель преломления	1,495	1,42			

Нерастворим в ацетоне, и CS_2 , малорастворим в $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, растворим в глицерине и воде

Растворимость в воде, г/100 г H_2O

Температура, °С	0	10	20	25	30	40	50	60	80	100	120	140
Растворимость, г Na_2CO_3 на 100 г H_2O	7	12,2	21,8	29,4	39,7	48,8	47,3	46,4	45,1	44,7	42,7	39,3
Растворимость, г NaHCO_3 на 100 г H_2O	6,5			9,4				13,8				

История

Название «сода» происходит от растения *Salsola Soda*, из золы которого её добывали. Кальцинированной соду называли потому, что для получения её из кристаллогидрата приходилось его кальцинировать (то есть нагревать до высокой температуры).

Первый промышленный способ производства кальцинированной соды предложен Лебланом в 1791. По этому способу смесь сульфата натрия с измельченным известняком и углем прокаливается в печи. Способ Леблана сыграл выдающуюся роль в развитии химической промышленности. Во второй половине 19 в. Началось промышленное производство соды по аммиачно-хлоридному способу. Первый содовый завод в России был основан промышленником

М. Прангом и появился в Барнауле в 1864 году. Первый содовый завод аммиачного способа (1861г. способ Сольве) в мире был открыт в 1863 в Бельгии; первый завод такого типа в России был основан в 1883 году в районе уральского города Березники фирмой «Любимов, Сольве и К^о». Его производительность составляла 20 тысяч тонн соды в год.

Промышленное производство, лабораторные способы получения

Промышленное производство в РФ и за рубежом	В 2010 году ФАС России отказал фирме Solvay в покупке завода в г. Березники, разрешив покупку группе «Башкирская химия», ей также принадлежит завод «Сода»
Способ Леблана: смесь сульфата натрия с измельченным известняком и углем прокаливается в печи при 1000°C.	$\text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{C} + \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CaS} + 2\text{CO}_2$
Промышленный аммиачный способ Сольве: в насыщенный раствор хлорида натрия пропускают эквимолярные количества газообразных аммиака и диоксида углерода. Выпавший осадок гидрокарбоната натрия отфильтровывают и кальцинируют (обезвоживают) нагреванием до 140—160°C. Аммиак регенерируют действием гидроксида кальция.	$\text{NH}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{NaCl} \rightarrow \text{NaHCO}_3\downarrow + \text{NH}_4\text{Cl}.$ Т $2\text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ $2\text{NH}_4\text{Cl} + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaCl}_2 + 2\text{NH}_3\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$
Способ Хоу: Отличается от процесса Сольве тем, что не использует гидроксид кальция для регенерации аммиака.	$\text{NH}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{NaCl} \rightarrow \text{NaHCO}_3\downarrow + \text{NH}_4\text{Cl}.$ Т $2\text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$
Производство соды из криолита	$\text{Na}_3\text{AlF}_6 + 3\text{CaCO}_3 = \text{Na}_3\text{AlO}_3 + 3\text{CaF}_2 + 3\text{CO}_2.$ $2\text{Na}_3\text{AlO}_3 + 3\text{H}_2\text{O} + 3\text{CO}_2 = 3\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{Al}(\text{OH})_3$

Химические реакции

1. Дегидратация и термическое разложение

Дегидратация	$\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + 10\text{H}_2\text{O}$	100-120 °C, вакуум
Термическое разложение	$\text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$ $2\text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$	Выше 1000 °C 60-200 °C

2. Ионно-обменные реакции

Гидролиз по карбонат-аниону	$\text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$	Фенолфталеин — малиновый $K_{\text{гидр}} = 10^{-3,67}$
Полный совместный гидролиз по катиону и аниону	$3\text{Na}_2\text{CO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}_{(\text{гор})} + 2\text{AlCl}_3 \rightarrow 2\text{Al}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{CO}_2\uparrow + 6\text{NaCl}$	
Взаимодействие с кислотами и кислотными оксидами	$\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl}_{(\text{разб.})} \rightarrow 2\text{NaCl} + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{HF}_{(\text{разб.})} \rightarrow 2\text{NaF} + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Na}_2\text{CO}_3 + 4\text{HF}_{(\text{конц.})} \rightarrow 2\text{Na}(\text{HF}_2) + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ $3\text{Na}_2\text{CO}_3_{(\text{конц.})} + 2\text{H}_3\text{PO}_4_{(\text{разб.})} \rightarrow 2\text{Na}_3\text{PO}_4 + 3\text{CO}_2\uparrow + 3\text{H}_2\text{O}$ $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{SO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{CO}_2$	
Образование кислой соли	$\text{Na}_2\text{CO}_3_{(\text{насыщ.})} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \rightarrow 2\text{NaHCO}_3\downarrow$	30-40 °C
Реакция с H ₂ S	$\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{NaHS} + \text{NaHCO}_3$	
Образование осадков карбонатов (каустификация)	$\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{M}(\text{OH})_{2(\text{насыщ.})} \rightarrow 2\text{NaOH} + \text{MCO}_3\downarrow$ $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaCO}_3\downarrow + 2\text{NaOH}$	M = Ca, Sr, Ba

3. Окислительно-восстановительные реакции		
Восстановление углем	$\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{C(кокс)} = 2\text{Na} + 3\text{CO}$ $2\text{Na}_2\text{CO}_3 + 3\text{Fe} = 4\text{Na} + \text{Fe}_3\text{O}_4 + 2\text{CO}$ $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{C(кокс)} + \text{CaCN}_2 = 2\text{NaCN} + \text{CaCO}_3$	900 – 1000 °С Прокаливание, вакуум 600 – 700 °С
Диспропорционирование галогенов	$3\text{Na}_2\text{CO}_3(\text{конц., гор.}) + 3\text{Э} \rightarrow 5\text{NaЭ} + \text{NaЭO}_3 +$	Э = Cl, Br, I
Электролиз водного раствора	$2\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaOH} + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\uparrow$	
4. Качественные реакции на ион CO_3^{2-}		
Реакция обнаружения иона CO_3^{2-}	$\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{M(OH)}_2(\text{насыщ.}) \rightarrow 2\text{NaOH} + \text{MCO}_3\downarrow$	M = Ca, Sr, Ba
	$\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl}(\text{разб.}) \rightarrow 2\text{NaCl} + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ $\text{CO}_2\uparrow + \text{Ca(OH)}_2(\text{насыщ.}) \rightarrow \text{CaCO}_3\downarrow + \text{H}_2\text{O}$	
Области применения		
В стекольном и мыловаренном производстве	Для изготовления жидкого мыла, хрустального или тугоплавкого стекла	
В химической, елюлозно-бумажной промышленности	В производстве стиральных и чистящих порошков, эмалей, красок, исходный продукт для получения неорганических соединений; NaHCO_3 для производства красителей, пенопластов и других органических продуктов, фтористых реактивов, товаров бытовой химии, фотоматериалов, наполнителей в огнетушителях, для отделения двуокиси углерода, сероводорода из газовых смесей; для умягчения воды паровых котлов — устранения жёсткости воды	
В металлургии	Для обезжиривания металлов и десульфатизации доменного чугуна	
В пищевой промышленности	NaHCO_3 зарегистрирован в качестве пищевой добавки E500; регулятор кислотности в производстве безалкогольных напитков; разрыхлитель в хлебопечении, производстве кондитерских изделий	
В легкой промышленности	В производстве товаров бытовой химии и косметики; NaHCO_3 в производстве подошвенных резин и искусственных кож	
В кожевенной и текстильной промышленности	В процессе крашения, для получения ультрамарина; NaHCO_3 для дубления и нейтрализации кож; Для отделки шелковых и хлопчатобумажных тканей	
В медицине	В качестве лекарственных средств	
Токсичность, воздействие на живые организмы		
Техническая кальцинированная сода пожаро- и взрывобезопасна, по степени воздействия на организм относится к веществам 3-го класса опасности. Предельно допустимая концентрация аэрозоли Na_2CO_3 в воздухе рабочей зоны производственных помещений — 2 мг/м³. Оказывает раздражающее действие на кожные и слизистые покровы, опасно попадание в глаза. Максимально допустимая суточная доза для Na_2CO_3 и NaHCO_3 не установлена, не обладает токсичностью, канцерогенностью, мутагенностью и не вызывает аллергических реакций.		
Использованные литературные источники		
1	Химическая энциклопедия. В 5 т. /под ред. И.Л.Кнунянц. – М.: Изд-во «Советская энциклопедия, 1990. – Т.3. – С. 378.	
2	. Рипан Р., Четяну И. Неорганическая химия. — Т.1. Химия металлов. — М.: Мир, 1972. – С. 65, 76, 87-90.	
3	Лидин Р.А., Молочко В.А., Андреева Л.Л. Химические свойства неорганических веществ/под ред. Р.А. Лидина. — М.: Химия, 1997. – С. 23-24.	
4	Интернет - ресурсы: www.infomine.ru ; http://ru.encydia.com/en , http://enc-dic.com/enc_chemistry , ru.wikipedia.org .	

Формула	Название систематическое	Название тривиальное, традиционное	
K ₂ CO ₃	Карбонат калия	Поташ, калий углекислый	
KHCO ₃	Гидрокарбонат калия	Калий двууглекислый, бикарбонат калия	
Нахождение в природе, минералы			
<p>В свободном состоянии не встречается. Калий входит в состав сильвинита KCl•NaCl, карналлита KCl•MgCl₂•6H₂O, каинита KCl•MgSO₄•6H₂O, а также присутствует в золе некоторых растений в виде карбоната K₂CO₃ (поташ). Калийные соединения образуются в результате испарения и охлаждения рапы калийных водоёмов, возникавших на части площади галитовых водоёмов. Образование соляных месторождений происходило в геологические эпохи с сухим и тёплым климатом; наиболее благоприятные условия для накопления соленосных серий были в девонском, пермском и неогеновом периодах. Известны концентрации калийных соединений в озёрных отложениях (Эритрея) и рассолах (Мёртвое море).</p> <p>Природные калийные соединения залегают среди каменной соли в виде пластов или линз мощностью в несколько десятков и сотен метров. Крупные промышленные месторождения калийных соединений с запасами 1 млрд т и выше встречаются сравнительно редко.</p> <p>Большая часть месторождений сосредоточена на Урале (Соликамск, Пермская область), в Западном Казахстане, Западной Украине, Белоруссии; за рубежом — в ФРГ (Ганновер, Гарц, Гессен, Баден Штасфурт), США (Карлсбадский район в Нью-Мексико, озеро Серпе в Калифорнии), Канаде (провинция Саскачеван), Франции (Эльзас), Италии (остров Сицилия).</p> <p>Разработка месторождений калийных соединений осуществляется преимущественно подземным способом с применением камерно-столбовой системы отработки. В последнее время в Канаде начата добыча методом выщелачивания.</p>			
Физические свойства карбоната калия			
Показатель	K ₂ CO ₃	KHCO ₃	
Цвет	Бесцветный	Бесцветный	
T пл., °C	891	100 (разл.)	
Плотность, г/см ³	2,428	2,17	
Ср°, Дж/(моль·К)	114,43		
ΔH° _{298,обр} , кДж/моль	-1151,5		
S° ₂₉₈ , Дж/(моль·К)	155,5		
Растворимость в воде и глицерине			
Растворимость в воде, г/100 г H ₂ O		Растворимость в глицерине, г/100 г	
K ₂ CO ₃		K ₂ CO ₃	
0 °C	105,5	0 °C	31,6
20 °C	110,5	20 °C	33,3
25 °C	112,3	25 °C	-
60 °C	125,7	60 °C	-
100°C	155,7	100°C	203,3
История			
<p>В России производили поташ, начиная с 16 в. В старых книгах сообщалось, что на поташных производствах боярина Морозова в 1672 было выработано 770 тонн поташа. Для получения поташа жгли древесину только определенных пород – сосну, клен, березу, в которых содержание карбоната калия наибольшее. Из одного кубометра такой древесины получали около полукилограмма поташа. В те времена для получения поташа выжигали большие лесные площади, превращая эти места в пустоши и луга.</p>			

Промышленное производство, лабораторные способы получения		
Промышленное производ-ство в РФ	ОАО «Уралэлектромедь» (г. Верхняя Пышма, Свердловская область)	
	ЗАО «Кыштымский медеэлектроплавильный завод» (г. Кыштым)	
	ОАО «НЕКК» (г. Челябинск)	
	ООО «Интемикс Мет» (г. Лермонтов, Ставропольский край)	
Промышленный метод получения карбоната калия — электролиз хлорида калия, в результате чего об-разуется гидроксид калия, который, вступает в ре-акцию с углекислым газом	электролиз $2\text{KCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\uparrow_{(\text{катод})} + 2\text{KOH} + \text{Cl}_{2(\text{анод})}$ в растворе $2\text{KOH} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 = 2\text{KHCO}_3$	
Химические реакции		
1. Гидратация, дегидратация и термическое разложение		
Гидратация	$\text{K}_2\text{CO}_{3(\text{тв})} + 1,5\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{K}_2\text{CO}_3 \cdot 1,5\text{H}_2\text{O}$	
Дегидратация	$\text{K}_2\text{CO}_3 \cdot 1,5\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{K}_2\text{CO}_3 + 1,5 \text{H}_2\text{O}$	100° - 150°С
Термическое раз-ложение	$2\text{K}_2\text{CO}_{3(\text{тв.})} \rightarrow 2\text{K}_2\text{O}_{(\text{тв.})} + 2\text{CO}_2$ $2\text{KHCO}_3 \rightarrow \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	>1200°С 100 – 400°С
2. Ионно-обменные реакции		
Гидролиз	$\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{KHCO}_3 + \text{KOH}$ $\text{KHCO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{KOH}$	
Полный совместный гидролиз по катиону и аниону	$3\text{K}_2\text{CO}_3 + 3\text{H}_2\text{O} + 2\text{AlCl}_3 = 2\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{CO}_2 + 6\text{KCl}$ $3\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} + 2\text{FeBr}_3 = 2\text{FeO}(\text{OH}) + 3\text{CO}_2 + 6\text{KBr}$	Кип.
Взаимодействие с кислотами	$\text{K}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} = 2\text{KCl} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{KHCO}_3 + \text{HCl}_{(\text{разб})} = \text{KCl} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $3\text{K}_2\text{CO}_{3(\text{конц.})} + 2\text{H}_3\text{PO}_{4(\text{разб.})} = 2\text{K}_3\text{PO}_4 + 3\text{CO}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$ $\text{K}_2\text{CO}_3 + 2\text{HF}_{(\text{разб})} = 2\text{KF} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$ $\text{K}_2\text{CO}_3 + 4\text{HF}_{(\text{конц.})} = 2\text{K}(\text{HF}_2) + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$	Комн. аналогично с разб. H_2SO_4
Реакция с хлорной кислотой	$\text{K}_2\text{CO}_{3(\text{насыщ.})} + 2\text{HClO}_{4(\text{конц., хол.})} = 2\text{KClO}_4\downarrow + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$	
Взаимодействие с растворами щелочей	$\text{KHCO}_3 + \text{KOH} = \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	
Взаимодействие с гашеной известью	$\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{CaCO}_3\downarrow + 2\text{KOH}$	Белый осадок
Взаимодействие с солями	$\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{MCl}_2 \rightarrow 2\text{KCl} + \text{MCO}_3\downarrow$ $\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{BaS}_2\text{O}_6 = \text{K}_2\text{S}_2\text{O}_6 + \text{BaCO}_3\downarrow$	М = Ca, Sr, Ba
Взаимодействие с галогенами	$3\text{K}_2\text{CO}_3 + 3\text{Э}_2 = 5\text{КЭ} + \text{КЭО}_3 + 3\text{CO}_2$ $6\text{KHCO}_{3(\text{конц.})} + 3\text{Cl}_2 = 5\text{KCl} + \text{KClO}_3 + 6\text{CO}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$	Э = Cl, Br, I
Взаимодействие с сульфатом меди (II)	$4\text{KHCO}_3 + 2\text{CuSO}_4 = \text{Cu}_2\text{CO}_3(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{K}_2\text{SO}_4 + 3\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	Кип.
Взаимодействие с оксидом серы (IV)	$\text{KHCO}_3 + \text{SO}_2 = \text{KHSO}_3 + \text{CO}_2$ $\text{K}_2\text{CO}_{3(\text{разб.})} + \text{H}_2\text{O} + 2\text{SO}_2 = 2\text{KHSO}_3 + \text{CO}_2$	

3. Окислительно-восстановительные реакции

Взаимодействие с восстановителями	$\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{C}(\text{кокс}) + \text{CaCN}_2 = 2\text{KCN} + \text{CaCO}_3$	900°C
	$\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{CO}(\text{NH}_2)_2 = 2\text{KOCN} + 2\text{H}_2\text{O}$	40°C

4. Качественные реакции на ионы K^+

Реакции обнаружения иона K^+	$2K^+ + Na^+ + [Co(NO_2)_6]^{3-} \rightarrow K_2Na[Co(NO_2)_6] \downarrow$ <div style="text-align: center;">желтый</div> $K^+ + HC_4H_4O_6^- = KHC_4H_4O_6 \downarrow$ <div style="text-align: center;">белый осадок</div> $K^+ + ClO_4^- = KClO_4 \downarrow$ <div style="text-align: center;">бесцветные кристаллы</div>	Ионы K^+ окрашивают пламя горелки в фиолетовый цвет
--------------------------------	---	---

Области применения

В строительстве	Противозамерзающая добавка в бетоне
В химическом анализе	Для создания однородной смеси из несмешиваемых компонентов – воды и масла, воды и жира
В сельском хозяйстве	Для выращивания сельскохозяйственных культур (калийные удобрения); для дезинфекции конюшен, животноводческих помещений
В стекольном и мыловаренном производстве	Для изготовления жидкого мыла; для изготовления хрустального или тугоплавкого стекла
В фотоделе	Для приготовления проявителя фотоматериалов
В пищевой промышленности	В качестве пищевой добавки E501 , как разрыхлитель, стабилизатор, регулятор кислотности, осушитель
В кожевенной и текстильной промышленности	Для крашения

Токсичность, воздействие на живые организмы

Соли калия выполняют следующие функции в организме человека:
создание условий для возникновения мембранного потенциала и мышечных сокращений;
поддержание осмотической концентрации крови; поддержание кислотно – щелочного баланса;
нормализация водного баланса

Калий — микроэлемент, способствующий более быстрому развитию растений и повышению урожайности

Карбонат калия по параметрам острой токсичности, действию на кожные покровы и слизистые оболочки обладает более выраженными токсическими свойствами, чем хлорид или нитрат калия. Карбонат калия оказывает раздражающее действие на кожные и слизистые покровы, особенно опасно попадание K_2CO_3 в глаза. ПДК в воздухе — 2 мг/м^3 , в воде — 2 мг/л

Использованные литературные источники

1	Химическая энциклопедия. В 5 т. /под ред. И.Л.Кнунянц. - М.: Изд-во «Советская энциклопедия», 1990. - Т.2. - С. 356.
2	Рипан Р., Четяну И. Неорганическая химия. — Т.2. Химия металлов. — М.: Мир, 1972. - С. 111-113.
3	Лидин Р.А., Молочко В.А., Андреева Л.Л. Химические свойства неорганических веществ/под ред. Р.А. Лидина - М.: Химия, 2000. - С. 34-35.
4	Неорганическая химия: в 2 т. /под ред. Ю.Д. Третьякова. Т.1 Химия металлов. Кн.1 - М.: Изд. Центр «Академия», 2010. - С. 43-47.
5	Интернет - ресурсы: www.infomine.ru ; http://ecouniver.com ; ru.wikipedia.org

Формула	Название систематическое	Название тривиальное, традиционное
Na_3PO_4	<i>Ортофосфат натрия</i>	<i>Тринатрийфосфат, трехзамещенный ортофосфат натрия</i>
$\text{Na}_3\text{PO}_4 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ $n=7, 10, 12$	<i>Кристаллогидраты ортофосфата натрия</i>	<i>Кристаллогидраты трехзамещенного ортофосфата натрия</i>
$\text{Na}_2\text{HPO}_4 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$	<i>Додекагидрат гидрофосфата натрия</i>	<i>Двухзамещенный ортофосфат натрия</i>
$\text{NaH}_2\text{PO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$	<i>Гидрат дигидрофосфата натрия</i>	<i>Однозамещенный ортофосфат натрия</i>
$\text{Na}_4\text{P}_2\text{O}_7$	<i>Дифосфат натрия</i>	<i>Нейтральный пирофосфат натрия</i>
$\text{Na}_4\text{P}_2\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$	<i>Декагидрат дифосфата натрия</i>	<i>Декагидрат пирофосфата натрия</i>
$\text{Na}_n\text{P}_n\text{O}_{3n} (\text{NaPO}_3)_n$		<i>Метафосфаты натрия</i>

Нахождение в природе, минералы

Фосфаты природные включают около 180 минералов, средние соли (например, ксенотим $\text{Y}[\text{PO}_4]$, монацит) редки. В основном природные фосфаты – сложные соединения с двумя и более катионами $[\text{Ca}^{2+}, \text{Fe}^{2+}, \text{Fe}^{3+}, \text{Al}^{3+}, (\text{UO}_2)^{2+}, \text{Cu}^{2+}, \text{Mn}^{2+}, \text{Pb}^{2+}, \text{Zn}^{2+}$ и др.], добавочными анионами (OH^- , Cl^- , F^- , O^{2-} , CO_3^{2-}) или молекулярной водой. Встречаются в виде массивных зернистых агрегатов, землистых масс, оолитов (небольших округлых минеральных образований в осадочных породах), конкреции, корочек, реже огранённых кристаллов. Окраска – разнообразная. Твёрдость по минералогической шкале от 2 до 5–6; плотность 1700–7100 кг/м³. В основном рассеяны в горных породах; наиболее распространены и практически важны минералы группы Апатита (являющиеся также составной частью фосфоритов), образуются в основном в верхней части земной коры – на дне морей, озёр, в болотах, почвах и корках выветривания; в зоне окисления многих рудных месторождений. Известны природные фосфаты магматического происхождения; встречаются в качестве акцессорных минералов в гидротермальных жилах.

Физические свойства фосфатов натрия

<i>Показатель</i>	Na₃PO₄	Na₃PO₄·12H₂O	Na₂HPO₄·12H₂O	Na₂HPO₄·7H₂O	Na₂HPO₄·2H₂O
Цвет	белый	белый	белый	белый	белый
Т пл., °С	1340	73,3 – 76,7	35,1	48,1	95
Плотность, г/см ³	2,536	1,620	1,520	1,679	2,066
ΔН ^о _{298,обр} , кДж/моль	-1922,8	-4471,6	-5293,5	-3817,6	-2341,6
<i>Показатель</i>	NaH₂PO₄·H₂O	Na₄P₂O₇	Na₄P₂O₇·10 H₂O	Na₃HP₂O₇·9H₂O	
Цвет	белый	белый	белый	белый	
Т пл., °С	100	895	93,8	-	
Плотность, г/см ³	2,040	2,534	1,815 – 1,836	1,836	
ΔН ^о _{298,обр} , кДж/моль	-	-3180,1	-6137,1	-4747,2	

Конденсированные фосфаты натрия содержат группировку $(\text{PO}_3)^-$. Полифосфаты имеют линейное цепочечное строение, циклофосфаты — $(\text{NaPO}_3)_n$, где $n = 3, 4, 12$ — имеют циклическое строение.

Растворимость в воде, г/100 г Н ₂ О					
Большинство фосфатов натрия растворимы в воде					
Температура, °С	0	20	34	70	100
Растворимость, г Na ₃ PO ₄ на 100 г Н ₂ О		12,1			94,6
Растворимость, г Na ₃ PO ₄ ·12Н ₂ О на 100 г Н ₂ О	1,5	5	9	40	50
Растворимость, г NaН ₂ PO ₄ ·Н ₂ О на 100 г Н ₂ О	36	50	55	65	70
Растворимость, г Na ₂ НPO ₄ ·12Н ₂ О на 100 г Н ₂ О	1,5	8	24	46	85
Растворимость, г Na ₄ P ₂ O ₇ на 100 г Н ₂ О	3,16				40,26
Промышленное производство					
Промышленное производство в РФ	"ФОСФАТЫ" Егорьевское месторождение, эксплуатирующееся с 1922 г. ЗАО «Северо-Западная Фосфорная Компания» ОАО «Фосфорит»				
Лабораторные способы получения					
Взаимодействие Н ₃ PO ₄ с Na ₂ CO ₃	2Н ₃ PO ₄ + 3Na ₂ CO ₃ → 2Na ₃ PO ₄ + 3CO ₂ + 3Н ₂ О				
Взаимодействие Н ₃ PO ₄ с NaOH	Н ₃ PO ₄ + 3NaOH → Na ₃ PO ₄ + 3Н ₂ О				
Химические реакции					
1. Дегидратация и термическое разложение					
Дегидратация	Na ₂ HPO ₄ ·12Н ₂ О → Na ₂ HPO ₄ ·7Н ₂ О + 5 Н ₂ О Na ₂ HPO ₄ ·7Н ₂ О → Na ₂ HPO ₄ ·2Н ₂ О + 5 Н ₂ О Na ₂ HPO ₄ ·2Н ₂ О → Na ₂ HPO ₄ + 2 Н ₂ О 2Na ₂ HPO ₄ → Na ₄ P ₂ O ₇ + Н ₂ О NaН ₂ PO ₄ ·Н ₂ О → NaН ₂ PO ₄ + Н ₂ О 2NaН ₂ PO ₄ → Na ₂ Н ₂ P ₂ O ₇ + Н ₂ О 3Na ₂ Н ₂ P ₂ O ₇ → Na ₆ P ₆ O ₁₈ + 3 Н ₂ О				34,6 °С 48 °С 95 °С 232-297 °С 57,4 °С 240 °С 700 °С
2. Ионно-обменные реакции					
Гидролиз фосфат-аниона	Na ₃ PO ₄ + Н ₂ О ⇌ Na ₂ HPO ₄ + NaOH Na ₂ HPO ₄ + Н ₂ О ⇌ NaН ₂ PO ₄ + NaOH NaН ₂ PO ₄ + Н ₂ О ⇌ Н ₃ PO ₄ + NaOH				В растворе рН=12,8 рН=9,45 рН = 4,66
Взаимодействие с кислотами	Na ₃ PO ₄ + Н ₂ SO _{4(конц.)} → NaН ₂ PO ₄ + Na ₂ SO ₄ Na ₂ HPO _{4(конц.)} + 2HCl(г) → Н ₃ PO ₄ + 2NaCl Na ₂ HPO _{4(разб.)} + Н ₃ PO _{4(конц.)} → 2NaН ₂ PO ₄				0-10 °С, ток HCl
Взаимодействие с солями — осаждение ортофосфатов	2Na ₃ PO ₄ + 3MCl ₂ → M ₃ (PO ₄) ₂ ↓ + 6NaCl Na ₃ PO ₄ + 3AgNO ₃ → Ag ₃ PO ₄ ↓(желт.) + 3NaNO ₃ 4Na ₂ HPO _{4(разб.)} + 3CaCl ₂ →Ca ₃ (PO ₄) ₂ ↓ + 6NaCl+2NaН ₂ PO ₄ 2Na ₂ HPO ₄ + 3AgNO ₃ → Ag ₃ PO ₄ ↓ + 3NaNO ₃ + NaН ₂ PO ₄ 3NaН ₂ PO ₄ + 3AgNO ₃ → Ag ₃ PO ₄ ↓ + 3NaNO ₃ + 2Н ₃ PO ₄				M = Ca, Sr, Ba, Ra
Взаимодействие со щелочами	Na ₂ HPO ₄ (разб.) + NaOH(конц.) → Na ₃ PO ₄ +Н ₂ О NaН ₂ PO ₄ + NaOH(разб.) → Na ₂ HPO ₄ + Н ₂ О NaН ₂ PO ₄ + 2NaOH(конц.) → Na ₃ PO ₄ + 2Н ₂ О				
Взаимодействие кислых солей	2Na ₂ HPO ₄ + NaН ₂ PO ₄ → Na ₅ P ₃ O ₁₀ + 2Н ₂ О Na ₂ HPO ₄ + NaН(РНО ₃) → Na ₃ (P ₂ НО ₆) + Н ₂ О NaН ₂ PO ₄ + Na ₄ P ₂ O ₇ → Na ₅ P ₃ O ₁₀ + Н ₂ О				350 – 550 °С 180 °С выше 120 °С

Взаимодействие с гидратом аммиака и солями аммония	$\text{NaH}_2\text{PO}_4(\text{конц.}) + \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}(\text{конц.}) \rightarrow \text{NaNH}_4(\text{HPO}_4)\downarrow + \text{H}_2\text{O}$	0 °С
	$\text{Na}_2\text{HPO}_4(\text{насыщ.}) + \text{NH}_4\text{Cl}(\text{насыщ.}) \rightarrow \text{NaNH}_4(\text{HPO}_4)\downarrow + \text{NaCl}$ $\text{NaNH}_4(\text{HPO}_4) \rightarrow \text{NaPO}_3 + \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$ соль Курроля	0 °С 700 – 750 °С
3. Реакции комплексообразования		
Образование аква-комплексов	$\text{Na}_3\text{PO}_4 + 12\text{H}_2\text{O} \rightarrow 3[\text{Na}(\text{H}_2\text{O})_4]^+ + \text{PO}_4^{3-}$ $\text{Na}_2\text{HPO}_4 + 8\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2[\text{Na}(\text{H}_2\text{O})_4]^+ + \text{HPO}_4^{2-}$ $\text{NaH}_2\text{PO}_4 + 4\text{H}_2\text{O} \rightarrow [\text{Na}(\text{H}_2\text{O})_4]^+ + \text{H}_2\text{PO}_4^-$	
	$\text{FeCl}_3 + 2\text{Na}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Na}_3[\text{Fe}(\text{PO}_4)_2] + 3\text{NaCl}$ избыток	
Образование фосфатных комплексов		
4. Качественные реакции на ионы PO_4^{3-}		
Реакция на PO_4^{3-} (см. также с. 19)	$\text{Na}_2\text{HPO}_4 + \text{MgCl}_2 + \text{NH}_4\text{OH} \rightarrow \text{MgNH}_4\text{PO}_4\downarrow + 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$ белый	Кристаллы характерной формы
Области применения		
В пищевой промышленности	Для производства кондитерских изделий, как эмульгатор для плавленого сыра, колбас, сгущённого молока.	
В медицине	Как основное действующее вещество лекарственного слабительного препарата	
В химической промышленности	В качестве компонентов моющих средств; в производстве фосфатных стекол, красок и др.; для умягчения воды	
В строительстве	Детергенты для очистки металлов; ПАВ в производстве цемента	
В нефтедобыче	Как компонент буровых растворов	
В горной промышленности	Для обогащения руд; монацит – сырьё для получения редкоземельных металлов и тория	
В сельском хозяйстве	Вивианит – местное фосфорное удобрение	
В ювелирном деле	Как поделочные камни — торбернит, отенит, бирюза	
Токсичность, воздействие на живые организмы		
Фосфаты — токсичны. Главная проблема при использовании фосфатов заключается в эвтрофикации озёр и прудов. Фосфор — биогенный элемент, питательное вещество, и ускоряет рост сине-зелёных водорослей. Быстрый рост водорослей влияет на разведение рыбы и рекреационную способность водоема. Это обстоятельство также усложняет очистку питьевой воды. Использование фосфата натрия в стиральных порошках запрещено во многих странах для уменьшения эвтрофикации водоемов		
Использованные литературные источники		
1	Химическая энциклопедия. В 5 т. /под ред. И.Л.Кнунянц. - М.: Изд-во «Советская энциклопедия», 1990. - Т.3. - С. 385-386.	
2	Рипан Р., Четяну И. Неорганическая химия. — Т.1. Химия металлов. — М.: Мир, 1972. - С. 86-87.	
3	Лидин Р.А., Молочко В.А., Андреева Л.Л. Химические свойства неорганических веществ/под ред. Р.А. Лидина. — М.: Химия, 2000. - С. 173-175.	
4	Интернет - ресурсы: www.infomine.ru , http://dic.academic.ru , http://www.pandia.ru , ru.wikipedia.org ;	

Формула	Название систематическое	Название тривиальное, традиционное					
CaCl ₂	Хлорид кальция	Хлористый кальций					
CaCl ₂ *6H ₂ O	Гексагидрат хлорида кальция						
Нахождение в природе, минералы							
CaCl ₂	хлорокальцит	Гексагидрат хлорида кальция встречается в природе в виде редкого минерала антарктицита. Он содержится в рапе некоторых солёных озёр и подземных рассолах.					
CaCl ₂ ·MgCl ₂ ·12H ₂ O	тахигидрит						
CaCl ₂ ·6H ₂ O	антарктицит						
Физические свойства хлорида кальция и его гидрата							
Показатель	CaCl ₂	CaCl ₂ ·6H ₂ O					
Цвет	Бесцветный	Бесцветный					
T пл., °C	782	29,9					
T кип., °C	1600						
Плотность, г/см ³	2,15	1,654					
ΔH ^o _{298,обр} , кДж/моль	-795,8	-					
S ^o ₂₉₈ , Дж/(моль·K)	108,4	-					
Растворимость CaCl ₂							
Безводный хлорид кальция растворяется в воде со значительным выделением тепла. CaCl ₂ растворим в низших спиртах, ацетоне, в жидком аммиаке, образует с ними сольваты, например, CaCl ₂ ·4 ROH (R = CH ₃ , C ₂ H ₅), CaCl ₂ ·2(CH ₃) ₂ CO, CaCl ₂ ·4NH ₃ . Хлорид кальция энергично поглощает водяные пары, сначала образуя гидраты, затем расплывается в жидкость.							
Растворимость в воде, г/100 г H ₂ O		Растворимость в метаноле, г/100 г CH ₃ OH					
0 °C	49,6	0 °C	21,8				
20 °C	74,5	20 °C	29,2				
30 °C	100	40 °C	38,5				
100°C	158,1						
Свойства водных растворов							
Концентрация раствора CaCl ₂ , масс. доля, %	10	20	30	40	40,8	50	75
Температура замерзания, °C		-18,57	-48				
Температура кипения, °C					120	130	175
Показатель преломления	1,0835	1,1775	1,2816	1,3957			
При смешении CaCl ₂ ·6H ₂ O (58,5%) со снегом или льдом (41,2%) температура замерзания понижается до -55°C (криогидратная точка).							
История							
Природный минерал гексагидрата хлорида кальция, ставший известным как антарктицит, был впервые обнаружен на дне солёного озера Дон-Жуан на Земле Виктории в Антарктике.							
Промышленное производство, лабораторные способы получения							
Промышленное производство в РФ		ОАО «Каустик» (г. Стерлитамак) ООО «Новомосковский хлор» (г. Новомосковск) ОАО «Химпром» (г. Новочебоксарск) ООО «Зиракс» (г. Волгоград)					

Взаимодействие соляной кислоты с кальцийсодержащими горными породами (известняком, мелом)	$\text{CaCO}_3 + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$	
Взаимодействие кальция с кислотой	$\text{Ca} + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + \text{H}_2$	
Побочный продукт в производстве соды по аммиачному способу	$\text{NH}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{NaCl} = \text{NaHCO}_3 + \text{NH}_4\text{Cl}$ $2\text{NH}_4\text{Cl} + \text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{CaCl}_2 + 2\text{NH}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$	
Побочный продукт при получении бертолетовой соли (KClO ₃)	$6\text{Ca}(\text{OH})_2 + 6\text{Cl}_2 = \text{Ca}(\text{ClO}_3)_2 + 5\text{CaCl}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$ $\text{Ca}(\text{ClO}_3)_2 + 2\text{KCl} = 2\text{KClO}_3 + \text{CaCl}_2$	
Растворение оксида кальция в хлороводородной кислоте	$\text{CaO} + 2\text{HCl}_{(\text{разб})} = \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$	
Образование хлорида и гипохлорита кальция (хлорной извести)	$2\text{Cl}_2 + 2\text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{CaCl}_2 + \text{Ca}(\text{ClO})_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	
Безводный хлорид кальция получают дегидратацией его гидратов	$\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O} = \text{CaCl}_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O} + 2\text{H}_2\text{O}$ при T=30,1 °C $\text{CaCl}_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O} = \text{CaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{H}_2\text{O}$ при T=45,1 °C $\text{CaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O} = \text{CaCl}_2 \cdot \text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$ при T=175,5 °C $\text{CaCl}_2 \cdot \text{H}_2\text{O} = \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ при T=260 °C	
Химические реакции		
1. Гидратация		
Гидратация	$\text{CaCl}_{2(\text{разб})} + 6\text{H}_2\text{O} = [\text{Ca}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+} + 2\text{Cl}^-$ $\text{CaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{пар})} = \text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl}$	pH=7 выше 425 °C
2. Ионно-обменные реакции		
Взаимодействие с кислотами, основаниями и солями	$\text{CaCl}_{2(\text{тв.})} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})} = \text{CaSO}_4\downarrow + 2\text{HCl}\uparrow$ $\text{CaCl}_2 + 2\text{NaOH}_{(\text{конц.})} = \text{Ca}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{NaCl}$ $\text{CaCl}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{CaCO}_3\downarrow + 2\text{NaCl}$ $\text{CaCl}_2 + 2\text{NH}_4\text{F} = \text{CaF}_2\downarrow + 2\text{NH}_4\text{Cl}$ $\text{CaCl}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 = \text{CaSO}_4\downarrow + 2\text{KCl}$	Кип. 800 °C
Образование цианида	$\text{CaCl}_2 + 2\text{NaCN} \rightarrow \text{CaCN}_2 + 2\text{NaCl}$	500 °C, вакуум
Образование оксида кальция	$\text{CaCl}_2 + 2\text{KOH} = \text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\text{KCl}$ $\text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{CaO} + \text{H}_2\text{O} + 63.7 \text{ кДж/ моль}$	
3. Реакции взаимодействия с простыми веществами		
С водородом	$\text{CaCl}_2 + 2\text{H}_2 = \text{CaH}_2 + 2\text{HCl}$	600-700 °C; кат. Pt, Fe, Ni
4. Окислительно-восстановительные реакции		
Электролиз водного раствора	электролиз $\text{CaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\uparrow + \text{Cl}_2\uparrow$	
Взаимодействие с активными металлами	$3\text{CaCl}_2 + 2\text{Al} = 3\text{Ca} + 2\text{AlCl}_3$ $\text{CaCl}_2 + 2\text{Na} = 3\text{Ca} + 2\text{NaCl}$ $\text{CaCl}_2 + \text{Mg} = \text{Ca} + \text{MgCl}_2$ $\text{CaCl}_2 + \text{Sr} = \text{Ca} + \text{SrCl}_2$	600-700 °C 800-1100 °C 860-1000 °C 1000 °C

5. Качественная реакция на ионы Ca^{2+}		
Образование кристаллов гипса (микрорентгенографическая реакция)	$\text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O} \downarrow + 2\text{HCl}$	Кристаллы имеют характерную форму
Области применения		
В добывающей промышленности	На объектах газодобычи при подготовке газа к транспортировке	
В строительной промышленности	Как ускоритель схватывания цемента	
В коммунальном хозяйстве	Для обеспыливания гравийных дорог; как противогололёдное средство	
В пищевой промышленности	В молокоперерабатывающей промышленности; при изготовлении хлеба (консервант Е 509); как отвердитель в продуктах питания для получения низкокалорийных желе); при консервировании овощей и фруктов (хранение яблок с пропиткой 8%-ным раствором); как регулятор жёсткости воды при производстве слабоалкогольных и безалкогольных напитков	
В медицине	При лечении и профилактике различных заболеваний; в качестве антидота	
В химической промышленности	Сырьё для получения металлического кальция; высушивающее средство для жидкостей и газов; катализатор отверждения смол, полимеризации силиконов, декарбоксилирования органических кислот	
В холодильной технике	Растворы хлорида кальция используют как жидкости с низкой температурой замерзания в холодильных системах	
Токсичность, воздействие на живые организмы		
<p>Положительно влияет на работу миокарда, свёртываемость крови, позволяет предотвратить развитие воспалительного процесса и повышает устойчивость организма к различным инфекциям. Хлорид кальция применяют при дефиците кальция, требуемого для передачи нервных импульсов и сокращения мышц. Кальций — макроэлемент, участвующий в формировании костной ткани.</p> <p>Хлористый кальций пожаро- и взрывобезопасен, по степени воздействия на организм относится к умеренно опасным веществам (3-й класс опасности). Предельно допустимая концентрация (ПДК) в воздухе рабочей зоны — 2 мг/м³. Токсичных соединений в воздушной среде и сточных водах в присутствии других веществ хлористый кальций не образует. В организме хлористый кальций не кумулируется. Хлористый кальций быстро поглощает влагу, при систематическом воздействии раздражает и осушает кожу, особенно раздражающе действует на слизистые оболочки верхних дыхательных путей и глаз.</p>		
Использованные литературные источники		
1	Химическая энциклопедия. В 5 т. /под ред. И.Л.Кнулянец. — М.: Изд-во «Советская энциклопедия, 1990. — Т.2. - С. 296-297.	
2	Рипан Р., Четяну И. Неорганическая химия. — Т.1. Химия металлов. — М.: Мир, 1972. - С. 142, 207-208.	
3	Лидин Р.А., Молочко В.А., Андреева Л.Л. Химические свойства неорганических веществ/под ред. Р.А. Лидина — М.: Химия, 2000. - С. 56-64.	
4	Интернет - ресурсы: www.infomine.ru ; http://www.plasma.com.ua/chemistry	

Формула	Название систематическое	Название тривиальное, традиционное
CaSO_4	Сульфат кальция	Кальций сернокислый, ангидрит
$\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$	Дигидрат сульфата кальция	Гипс, селенит
$\text{CaSO}_4 \cdot 0,5\text{H}_2\text{O}$	Гемигидрат сульфата кальция	Полугидрат сульфата кальция жженный гипс, алебастр, бассанит

Нахождение в природе, минералы

CaSO_4	Ангидрит	Гипс — минерал из класса сульфатов. Встречается в пластах осадочных пород в форме чешуйчатых, волокнистых или плотных мелкозернистых масс. Крупные месторождения гипса находятся в Архангельской, Вологодской и Владимирской областях, по Западному Приуралью, в Башкирии, в Иркутской области, на Северном Кавказе, в Дагестане и Средней Азии (юрского возраста), в США, Канаде, Италии, Германии и Франции.
$\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$	Гипс, гипсовый камень, селенит	

Физические свойства сульфата кальция и его кристаллогидратов

Безводный сульфат кальция — бесцветные кристаллы при н.у. с ромбической кристаллической решеткой. При повышенных температурах (около 1200°C) может существовать в виде стабильной модификации или 2-х метастабильных α и β -гексагональных модификаций.

Показатель	CaSO_4	$\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$	$\text{CaSO}_4 \cdot 0,5 \text{H}_2\text{O}$
Цвет	Бесцветный, белый порошок	Белый, серый, красный	Белый
Тпл., $^\circ\text{C}$	1450		
Плотность, г/см^3	2,96	2,32	2,71
M_r , г/моль	136,14	172,17	145,15
C_p° , Дж/(моль·К)	99,6	186,2	121
S°_{298} , Дж/(моль·К)	106,7	193,97	134
$\Delta H^\circ_{298, \text{обр}}$, кДж/моль	-1432,7	-2021,1	-1573
ΔG° , кДж/моль	-1320,3	-1795,7	-1435
Твердость (по шкале Мооса)	3 - 3,5	1,5 - 2	

Растворимость CaSO_4 в воде

CaSO_4 очень медленно присоединяет воду, гидратируясь до кристаллогидрата с 0,5 или 2 молекулами воды на 1 молекулу сульфата, образуя соответственно $\text{CaSO}_4 \cdot 0,5\text{H}_2\text{O}$ и $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$. Малорастворимый в воде сульфат кальция выделяется из водных растворов в виде $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ — гипса. В контакте с водой ниже 60°C стабилен дигидрат $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, выше 60°C — безводный CaSO_4 . В воде растворим незначительно. Растворимость сульфата кальция в воде повышается в присутствии солей (NaCl , MgCl_2), соляной и азотной кислот. Сульфат кальция обуславливает постоянную жесткость природных вод.

Растворимость в воде, (г/100 г)

Температура, $^\circ\text{C}$	CaSO_4	$\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$	$\text{CaSO}_4 \cdot 0,5 \text{H}_2\text{O}$
0	Малорастворим (0,176)	Плохо растворим	Малорастворим (0,885)
20	Малорастворим (0,2036)		
60	Малорастворим (0,200)		
100	Малорастворим (0,067)	Плохо растворим	Плохо растворим

История		
<p>Гипс - природный камень, который образовался в результате испарения древнего океана 110 - 200 миллионов лет назад. Один из самых древних строительных материалов. Известный в прошлом как "алебастр", он широко использовался во всем мире при производстве ремонтно-строительных работ, для внутренней отделки помещений, украшений интерьеров в виде лепнины на потолках и стенах.</p> <p>Древние египтяне открыли это уникальное свойство гипса в 3700 году до нашей эры. Позднее греки дали минералу название Гипрос, означающее "кипящий камень". Римляне перенесли знание о гипсе в Европу, и в XV веке гипс начал широко применяться в качестве штукатурки</p>		
Промышленное производство, лабораторные способы получения		
Промышленное производство в РФ	ООО «ГИПССТОУН» (г. Воронеж) ООО «ГИПСОЛИТ» (г. Тюмень) ООО «ДОН ГИПС» (г. Ростов-на-Дону) ООО «НОВАТОР-АЛЬФА» (г. Челябинск) ООО «Уфимская гипсовая компания» (г. Уфа) ООО «Завод строительной химии» (г. Казань) ООО «Колизей» (г. Нефтекамск) ООО «РЕГИОН» (г. Москва)	
Сплавление CaCl ₂ с K ₂ SO ₄ .	K ₂ SO ₄ + CaCl ₂ = CaSO ₄ + 2KCl	
Воздействие серной кислоты на оксид, карбонат, оксалат или хлорид кальция.	H ₂ SO ₄ + CaO = CaSO ₄ + H ₂ O H ₂ SO ₄ + CaCO ₃ = CaSO ₄ + H ₂ O+CO ₂ CaC ₂ O ₄ + H ₂ SO ₄ → CaSO ₄ + H ₂ C ₂ O ₄ CaCl ₂ ·2H ₂ O + H ₂ SO ₄ = CaSO ₄ ·2H ₂ O + 2HCl	
Окисление сульфида кальция при 700—800 °С	CaS + 2O ₂ = CaSO ₄ .	
Химические реакции		
1. Гидратация, дегидратация и термическое разложение		
Гидратация	CaSO ₄ + 0,5H ₂ O → CaSO ₄ ·0,5H ₂ O CaSO ₄ ·0,5H ₂ O + 1,5H ₂ O → CaSO ₄ ·2H ₂ O 2[CaSO ₄ ·0,5H ₂ O]+3H ₂ O=2[CaSO ₄ ·2H ₂ O]	20 °С
Дегидратация	При нагревании CaSO ₄ ·2H ₂ O постепенно отщепляет воду, переходя в алебастр, а затем ангидрит, который при сильном обжиге превращается в оксоль, а затем – в оксид: <div>CaSO₄·2H₂O $\xrightleftharpoons{100\text{ }^{\circ}\text{C}}$ CaSO₄·0,5H₂O $\xrightleftharpoons{160\text{ }^{\circ}\text{C}}$ CaSO₄ $\xrightleftharpoons{900\text{ }^{\circ}\text{C}}$ xCaSO₄·y CaO $\xrightleftharpoons{1200\text{ }^{\circ}\text{C}}$ CaO</div> <div>Гипс алебастр ангидрит гидравлический гипс</div>	
Термическое разложение	2CaSO ₄ = 2CaO + 2SO ₂ + O ₂	1450 °С
2. Ионно-обменные реакции		
С растворами карбонатов	CaSO ₄ +Na ₂ CO _{3(конц.)} =CaCO ₃ ↓+Na ₂ SO ₄	
С конц. серной кислотой	CaSO ₄ + H ₂ SO _{4 (конц)} = Ca(HSO ₄) ₂	
С хлоридом бария	CaSO ₄ + BaCl ₂ = CaCl ₂ + BaSO ₄ ↓	
Образование оксалата кальция	CaSO ₄ + H ₂ C ₂ O ₄ = H ₂ SO ₄ + CaC ₂ O ₄ ↓	
С алюмосиликатным ионом	Na ₂ [Al ₂ Si ₂ O ₈]·nH ₂ O +CaSO ₄ = Na ₂ SO ₄ + + Ca[Al ₂ Si ₂ O ₈]·nH ₂ O	

С сульфатом аммония	$\text{CaSO}_4 + (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 = (\text{NH}_4)_2[\text{Ca}(\text{SO}_4)_2]$	
3. Окислительно-восстановительные реакции		
Восстановление коксом, угарным газом	$\text{CaSO}_4 + 3\text{C}(\text{кокс}) = \text{CaS} + 2\text{CO} + \text{CO}_2$ $\text{CaSO}_4 + 4\text{CO} = \text{CaS} + 4\text{CO}_2$	900 °C 600-800°C
4. Качественная реакция на ионы SO_4^{2-}		
Реакция на SO_4^{2-}	$\text{CaSO}_4 + \text{BaCl}_2 = \text{BaSO}_4 \downarrow + \text{CaCl}_2$	Образуется белый осадок, нерастворимый в кислотах
Области применения		
В строительстве	В производстве вяжущих материалов, при смешивании с водой образуют пластичную массу, затвердевающую в твёрдое прочное тело; для производства портландцемента; при изготовлении строительных перегородочных плит и панелей, слепков с различных предметов, а также в виде известково-гипсовых растворов для штукатурных работ; для изготовления теплоизоляционных материалов (в смеси с асбестом)	
В химическом синтезе	В качестве осушителя органических соединений	
В художественном деле	Как поделочный художественный материал, в производстве красок, глазури	
В металлообработке	При металлургической переработке минералов, содержащих окислы никеля,	
В химической промышленности	В производстве серной кислоты; в качестве коагулянта	
В легкой и бумажной промышленности	Для предметов интерьера (вазы, столешницы, чернильницы); для недорогих ювелирных изделий.	
В медицине (в стоматологии, имплантологии, ортопедии)	Для слепков, при восстановлении различных повреждений кости туберкулезного и травматического происхождения, обладает способностью к полному рассасыванию в естественных условиях	
В пищевой промышленности	В качестве пищевой добавки E516 , эмульгатора и улучшителя хлеба и муки, в производстве сыра тофу, пива, кондитерских изделий, биологически активных добавок, консервированных овощей, вина (для подкисления сусла)	
Токсичность, воздействие на живые организмы		
По результатам многочисленных исследований и наблюдений пищевая добавка сульфат кальция был признан безвредным и разрешенным к употреблению, как в пищевых, так и в медицинских целях. Максимально допустимая норма потребления сульфата кальция также не установлена.		
Использованные литературные источники		
1	Химическая энциклопедия. В 5 т. /под ред. И.Л. Кнунянц. — М.: Изд-во «Советская энциклопедия, 1990. - Т.2. - С. 298-299.	
2	Рипан Р., Четяну И. Неорганическая химия. — Т.1. Химия металлов. — М.: Мир, 1972. - С. 144, 210-213.	
3	Лидин Р.А., Молочко В.А., Андреева Л.Л. Химические свойства неорганических веществ/под ред. Р.А. Лидина. — М.: Химия, 2000. - С. 63.	
4	Интернет - ресурсы: www.infomine.ru ; ru.wikipedia.org	

Формула	Название систематическое	Название тривиальное, традиционное	
(NH ₄) ₂ SO ₄	Сульфат аммония	Сернокислый аммоний	
NH ₄ Cl	Хлорид аммония	Хлористый аммоний, нашатырь	
Нахождение в природе, минералы			
В природе нашатырь не образует больших скоплений. Он встречается в виде небольших налетов и корочек, часто вместе с серой, около вулканов, в пещерах и трещинах земной коры. Кроме того, это природный продукт разложения мочи и испражнений животных.			
Физические свойства сульфата аммония и хлорида аммония.			
Показатель	(NH ₄) ₂ SO ₄	NH ₄ Cl	
Цвет	бесцветный	бесцветный	
Т пл., °С	235 - 280	337,6 возг	
Плотность, г/см ³	1,769	1,527	
С ^{ор} , Дж/(моль·К)	187,4	5,0	
ΔН ^о _{298,обр} , кДж/моль	-1180	-314,2	
S ^о ₂₉₈ , Дж/(моль·К)	220,1	94,62	
Растворимость (г/на 100 г воды)			
(NH ₄) ₂ SO ₄ негигроскопичен, рассыпчат, не рассеивается в воздухе. Способен храниться длительное время без затвердевания и образования комков. Сульфат и хлорид аммония хорошо растворяются в воде. Растворимость NH ₄ Cl в спиртах составляет 0,6 г на 100 г этанола и 3,3 г на 100 г метанола. (NH ₄) ₂ SO ₄ растворим в 95%-ной муравьиной кислоте, нерастворим в этаноле, ацетоне, диэтиловом эфире.			
(NH ₄) ₂ SO ₄		NH ₄ Cl	
Температура	Растворимость	Температура	Растворимость
0°С	70,1	0°С	29,4
20°С	75,4	20°С	37,2
25°С	76,9	25°С	39,3
60°С	87,4	60°С	55,2
100°С	102	100°С	74,3
Промышленное производство, лабораторные способы получения			
Промышленное производство в РФ		ОАО «РосХим» (г. Дзержинск) ОАО «КуйбышевАзот» (г. Тольятти) ООО «Саратоворгсинтез» (г. Саратов)	
Пропускание углекислого газа и аммиака через раствор хлорида натрия, выделяют упариванием маточного раствора, после отделения твердого NaHCO ₃ , или высаливанием с помощью NaCl		NH ₃ + CO ₂ + NaCl = NaHCO ₃ ↓ + NH ₄ Cl	
В промышленных условиях (NH ₄) ₂ SO ₄ получается несколькими способами: как побочный продукт производства капролактама (перегруппировка Бергмана); взаимодействием аммиаксодержащих коксовых газов с серной кислотой; при взаимодействии горячих дымовых газов заводов и электростанций с газообразным аммиаком.			

Взаимодействием аммиака с хлором		$8\text{NH}_3 + 3\text{Cl}_2 = \text{N}_2 + 6\text{NH}_4\text{Cl}$
Действием аммиака на концентрированной рас- твор кислоты (серной или соляной)		$2\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ $\text{NH}_3 + \text{HCl} = \text{NH}_4\text{Cl}$
Химические реакции		
1. Термическое разложение		
Термическое раз- ложение	$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NH}_4\text{HSO}_4 + \text{NH}_3\uparrow \rightarrow (\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O}$ $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 = 2\text{NH}_3\uparrow + \text{SO}_3\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ $\text{NH}_4\text{Cl} = \text{NH}_3\uparrow + \text{HCl}\uparrow$	235 - 357°C >500°C >337,8°C
2. Ионно-обменные реакции		
Гидролиз	$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4(\text{p}) + 2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons 2\text{NH}_4\text{OH}(\text{p}) + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{p}),$ $\text{NH}_4\text{Cl}(\text{p}) + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{OH}(\text{p}) + \text{HCl}(\text{p}),$ $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{OH} + \text{H}^+$	pH<7
Реакции с солями слабых кислот (со- вместный гидролиз)	$2\text{NH}_4\text{Cl}(\text{p}) + \text{Na}_2\text{S}(\text{p}) + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{NH}_4\text{OH} + \text{H}_2\text{S}\uparrow + 2\text{NaCl}(\text{p})$ $2\text{NH}_4\text{Cl}(\text{p}) + \text{Na}_2\text{CO}_3(\text{p}) + \text{H}_2\text{O} = \text{CO}_2\uparrow + 2\text{NH}_4\text{OH} + 2\text{NaCl}(\text{p})$	
Взаимодействие со щелочами	$\text{NH}_4\text{Cl} + \text{NaOH}(\text{p}) = \text{NH}_3\uparrow + \text{H}_2\text{O} + \text{NaCl}(\text{p})$ $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + 2\text{NaOH}(\text{конц.}) = 2\text{NH}_3\uparrow + 2\text{H}_2\text{O} + \text{Na}_2\text{SO}_4$ $2\text{NH}_4\text{Cl}(\text{тв}) + \text{Ca}(\text{OH})_2(\text{тв}) = 2\text{NH}_3\uparrow + \text{CaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	Кип. 200°C
Взаимодействие с оксидом	$2\text{NH}_4\text{Cl}(\text{тв}) + \text{FeO}(\text{тв}) = 2\text{NH}_3\uparrow + \text{FeCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$	500-700°C
Реакции осаждения солей	$\text{NH}_4\text{Cl}(\text{p}) + \text{AgNO}_3(\text{p}) = \text{AgCl}\downarrow + \text{NH}_4\text{NO}_3$ $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 = \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{NH}_4\text{Cl}$	
Взаимодействие с серной кислотой	$2\text{NH}_4\text{Cl}(\text{тв}) + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) = (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + 2\text{HCl}\uparrow$ $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 = 2(\text{NH}_4)\text{HSO}_4$	Кип.
Реакция с углекис- лотой	$2\text{NH}_4\text{Cl} + \text{H}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{CO}(\text{NH}_2)_2 + 2\text{HCl} + 2\text{H}_2\text{O}$ мочевина	
3. Окислительно-восстановительные реакции		
Взаимодействие с активными метал- лами	$2\text{NH}_4\text{Cl}(\text{насыщ. гор}) + \text{Mg} = \text{MgCl}_2 + \text{H}_2 + 2\text{NH}_3$ $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{Na}(\text{Hg})_{(\text{ж})} = \text{NaCl} + \text{NH}_4(\text{Hg})\downarrow$ амальгама $2\text{NH}_4(\text{Hg})\downarrow \rightarrow 2\text{NH}_3\uparrow + \text{H}_2\uparrow + \text{Hg}(\text{ж})$	Нагрев Комн. ≈ 5 мин
Реакция с окисли- телями	$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + 2\text{KMnO}_4 = 2\text{MnO}_2 + \text{N}_2 + 4\text{H}_2\text{O} + \text{K}_2\text{SO}_4$ $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 = \text{N}_2 + \text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 4\text{H}_2\text{O}$ $\text{NH}_4\text{Cl}(\text{насыщ.}) + 3\text{Cl}_2 = \text{Cl}_3\text{N} + 4\text{HCl}$ $2\text{NH}_4\text{Cl} + 3\text{Br}_2 = \text{N}_2 + 2\text{HCl} + 6\text{HBr}$ $\text{NH}_4\text{Cl}(\text{насыщ.}) + \text{KNO}_2(\text{насыщ.}) = \text{N}_2 + \text{KCl} + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{KNO}_3 = \text{N}_2\text{O} + \text{KCl} + 2\text{H}_2\text{O}$ $2\text{NH}_4\text{Cl} + 4\text{CuO} = \text{N}_2 + \text{CuCl}_2 + 4\text{H}_2\text{O} + 3\text{Cu}$	60-70 °C Кип. Кип. 300°C
4. Электролиз		
Электролиз раство- ра	электролиз $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4(\text{насыщ.}) + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}_{2(\text{катод})} + (\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_8(\text{анод})$	9-10 °C
Области применения		
В различных отраслях хи- мической промышленно- сти	NH_4Cl как дымообразователь, в фотографии как компонент бы- строго фиксажа; $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ в биохимии для очистки белков, в производстве гер- бицидов, кормов для животных, строительной изоляции, добавки к стекольной шихте для улучшения ее плавкости	

В металлургии	NH_4Cl используют при паянии и лужении как флюс (для снятия оксидной пленки); в гальванических элементах как компонент электролита; $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ используют при получении марганца электролизом
В текстильной, кожевенной промышленности	$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ в производстве вискозного волокна; при обработке кожаных изделий, текстиля, обуви; как протрава при окраске тканей и нанесении на них рисунков
В медицине	NH_4Cl при отеках сердечного происхождения и для усиления действия диуретиков; в лабораторных технологиях для лизиса эритроцитов
В сельском хозяйстве	NH_4Cl — азотное удобрение (до 25% N) для нейтральных и щелочных почв под культуры, слабо реагирующие на избыток хлора (сахарная свекла, кукуруза, рис); $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ как азотно-серное минеральное удобрение
В пищевой промышленности	NH_4Cl зарегистрирован в качестве пищевой добавки E510 как консервант и добавка — улучшитель муки и хлеба; $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ в качестве пищевой добавки E517 как стабилизатор и эмульгатор
В охране окружающей среды	$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ в технологии хлорирования воды с аммонизацией, в результате сокращается образование хлорорганики, вредной для организма человека, сокращается расход хлора, уменьшается коррозия труб водопровода

Токсичность, воздействие на живые организмы

Опасен при попадании на кожу и в глаза. Умеренно раздражает кожу и слизистые оболочки глаз. При пожаре возможны ожоги. Токсичным веществом в процессе производства хлористого аммония является газообразный аммиак, который при небольших концентрациях вызывает раздражение верхних дыхательных путей, глаз и слизистой оболочки носа, а при высоких концентрациях возбуждающе действует на центральную нервную систему.
Класс опасности по степени воздействия на организм человека — 3.

Использованные литературные источники

1	Химическая энциклопедия. В 5 т. /под ред. И.Л.Кнунянц. — М.: Изд-во «Советская энциклопедия», 1988. — Т.1. - С. 154-155.
2	Рипан Р., Четяну И. Руководство к практическим работам по неорганической химии (неметаллы). — М.: Мир, 1965. - С. 399-402.
3	Лидин Р.А., Молочко В.А., Андреева Л.Л. Химические свойства неорганических веществ/под ред. Р.А. Лидина. — М.: Химия, 2000. - С. 142-144.
4	Интернет - ресурсы: www.infomine.ru ; ru.wikipedia.org ;

Формула	Название систематическое	Название тривиальное, традиционное	
$Al_2(SO_4)_3$	Сульфат алюминия, тетраоксосульфат (VI) алюминия	Сернокислый алюминий	
$Al_2(SO_4)_3 \cdot 18H_2O$	октадекагидрат сульфата алюминия		
Нахождение в природе, минералы			
$KAl(SO_4)_2 \cdot 2Al(OH)_3$	Алунит	Бесцветные кристаллы	
$[AlO]_2SO_4 \cdot 9H_2O$	Вебстерит		
$Al_2(SO_4)_3 \cdot 6Ca(OH)_2 \cdot 26H_2O$	Этtringит		
$Al_2(SO_4)_3$	Миллозевичит	Редкий минерал, содержащийся в вулканических средах, а также получается при сжигании угольных отходов.	
Физические свойства сульфата алюминия и кристаллогидрата			
Показатель	$Al_2(SO_4)_3$	$Al_2(SO_4)_3 \cdot 18H_2O$	
Цвет	белый	Бесцветный	
T пл., °C	770	86,5	
Плотность, г/см ³	2,710	1,690	
M _г , г/моль	342,15	666	
C _p ^o , Дж/(моль·K)	259,6		
S ^o ₂₉₈ , Дж/(моль·K)	239,4		
ΔH ^o _{298,обр} , кДж/моль	-3444,1	-8905,7	
ΔG ^o ₂₉₈ , кДж/моль	-3102,9		
Сульфат алюминия при нагревании разлагается и не способен находиться в паровой фазе в виде молекул. Сульфат алюминия хорошо растворим в воде, плохо растворим в спиртах.			
Растворимость $Al_2(SO_4)_3$ в воде, г/100 г H ₂ O			
Температура, °C	Растворимость	Температура, °C	Растворимость
0	23,9	50	34,2
20	26,6	100	47,1
Промышленное производство, лабораторные способы получения			
Промышленное производство в РФ		ОАО «Аурат» (г. Москва) ООО «Алхим» (г. Екатеринбург) АО «Граск» (г. Канаш) ОАО «Полевской Криолитовый Завод» ОАО «Южно-Уральский криолитовый завод» ОАО «Сорбент» (г. Пермь) ОАО «Капролактан» (г. Дзержинск) ЗАО «Мисо» (г. Буй) ООО «Ксант» СП (г. Гомель) ООО «СИНТЕЗ» (г. Кострома)	
Действием разбавленной серной кислоты на алюминий, гидроксид или оксид алюминия (минерал боксит).		$2Al + 3H_2SO_{4(p)} = Al_2(SO_4)_3 + 3H_2\uparrow$ $2Al(OH)_3 + 3H_2SO_4 = Al_2(SO_4)_3 + 6H_2O$ $Al_2O_3 + 3H_2SO_4 = Al_2(SO_4)_3 + 3H_2O$	

Промышленное получение сульфата алюминия лучше всего вести растворением чистого (без примеси железа) гидроксида алюминия в горячей концентрированной серной кислоте. Можно также обрабатывать серной кислотой непосредственно боксит или глину; но при этом возникают затруднения, связанные с очисткой полученного сульфата алюминия от железа. Оксид алюминия прокаленный при температуре около 1000°C теряет способность растворяться в кислоте.	$\text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{H}_2\text{O}$	
Сплавлением оксида алюминия с дисульфатом калия.	$\text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_7 = \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{K}_2\text{SO}_4$	
Химические реакции		
1. Гидратация, дегидратация и термическое разложение		
Гидратация	$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 18\text{H}_2\text{O} = \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18\text{H}_2\text{O}$	
Дегидратация	$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18\text{H}_2\text{O} = \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 18\text{H}_2\text{O}$	420°C
$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{150^\circ\text{C}} \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 14\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{160^\circ\text{C}} \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{250^\circ\text{C}} \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{420^\circ\text{C}} \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ <div style="display: flex; justify-content: space-around; font-size: small;">-4H₂O-4H₂O-7H₂O.-3H₂O.</div>		
Термическое разложение	$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 = \text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{SO}_3$ $2\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 = 2\text{Al}_2\text{O}_3 + 6\text{SO}_2 + 3\text{O}_2$	Выше 580°C 770 - 860°C
	$3\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \text{ (раств)} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 3\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot \text{SO}_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{SO}_4$	150°C
2. Ионно-обменные реакции		
Гидролиз	$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_{3(\text{p})} + 2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons 2\text{Al}(\text{OH})\text{SO}_{4(\text{p})} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{p})},$ $\text{Al}^{3+} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Al}(\text{OH})^{2+} + \text{H}^+$ $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_{3(\text{оч.разб.})} + 6\text{H}_2\text{O} = 2\text{Al}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{H}_2\text{SO}_4$	pK=5,02 кип.
Реакции с солями слабых кислот (совместный гидролиз)	$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_{3(\text{p})} + 3\text{Na}_2\text{S}_{(\text{p})} + 6\text{H}_2\text{O} = 2\text{Al}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{H}_2\text{S}\uparrow + 3\text{Na}_2\text{SO}_{4(\text{p})}$ $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_{3(\text{p})} + 3\text{Na}_2\text{CO}_{3(\text{p})} + 3\text{H}_2\text{O} = 3\text{CO}_2\uparrow + 2\text{Al}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{Na}_2\text{SO}_{4(\text{p})}$	
Взаимодействие со щелочами	$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_{3(\text{p})} + 2\text{NaOH}_{(\text{p})} = 2\text{Al}(\text{OH})\text{SO}_4\downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_{4(\text{p})}$ $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 6\text{NaOH}_{(\text{разб.})} = 2\text{Al}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{Na}_2\text{SO}_4$ $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 8\text{NaOH} = 2\text{NaAlO}_2 + 3\text{Na}_2\text{SO}_4 + 4\text{H}_2\text{O}$	900 - 1000°C
Взаимодействие с раствором гидрата аммиака	$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 6\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}_{(\text{хол.})} = 2\text{Al}(\text{OH})_3\downarrow + 3(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 6\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}_{(\text{конц., гор.})} = 2\text{AlO}(\text{OH})\downarrow + 3(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$	
Реакции осаждения солей	$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_{3(\text{p})} + 2\text{Na}_3\text{PO}_{4(\text{p})} = 3\text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{AlPO}_4\downarrow$ $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{M}(\text{NO}_3)_2 = 3\text{MSO}_4\downarrow + 2\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_{3(\text{p})} + 3\text{BaCl}_{2(\text{p})} = 3\text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{AlCl}_{3(\text{p})}.$	M = Ba, Pb
Образование квасцов	$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_{3(\text{p})} + \text{M}_2\text{SO}_4 + 12\text{H}_2\text{O} = 2\text{MAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$	M= K ⁺ , NH ₄ ⁺ , Ti ⁺

3. Реакции комплексообразования		
Образование гидро-ксокомплексов	$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 8\text{NaOH}_{(\text{конц.})} = 2\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] + 3\text{Na}_2\text{SO}_4$ $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_{3(p)} + 4\text{NaOH}_{(p)} = [\text{Al}(\text{OH})_2]_2\text{SO}_4\downarrow + 2\text{Na}_2\text{SO}_{4(p)}$	
4. Окислительно-восстановительные реакции		
Взаимодействие с активными металлами	$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_{3(p)} + 2\text{H}_2\text{O} + \text{Mg} = 2\text{Al}(\text{OH})\text{SO}_4 + \text{MgSO}_4 + \text{H}_2\uparrow$ $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{Mg} = \text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{SO}_2\uparrow + 3\text{MgO}$	Нагрев
Взаимодействие с серой, водородом	$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 12\text{H}_2 \rightarrow \text{Al}_2\text{S}_3 + 12\text{H}_2\text{O}$ $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 4\text{S} \rightarrow \text{Al}_2\text{S}_3 + 4\text{SO}_3$	Сплавление
5. Качественная реакция на ионы Al^{3+}		
Реакция обнаружения Al^{3+}	Алюминон $\text{C}_{22}\text{H}_{11}\text{O}_3(\text{NH}_4)_3$ при $\text{pH} \approx 5$ образует с Al^{3+} комплексное соединение малинового цвета	
Области применения		
В различных отраслях химической промышленности	Для получения квасцов; в огнетушителях	
В строительстве	В качестве гидроизолятора	
В пищевой промышленности	В качестве пищевой добавки E-520 , разрыхлитель теста	
В сельском хозяйстве	Для снижения pH почвы; для лечения рыб от паразитов	
В текстильной, кожевенной, бумажной промышленности	Протрава при крашении тканей для дубления кож, консервирования древесины, проклеивания бумаги	
В охране окружающей среды	Для очистки воды хозяйственно-питьевого и промышленного назначения	
Токсичность, воздействие на живые организмы		
<p>Сульфат алюминия по степени воздействия на организм относится к веществам 3-го класса опасности в соответствии с ГОСТ 12.1.005.</p> <p>Пыль сульфата алюминия поступает в организм через органы дыхания и может вызвать раздражение верхних дыхательных путей. Работы с сульфатом алюминия должны выполняться в спецодежде с применением индивидуальных средств защиты: респиратор, очки, перчатки.</p> <p>Предельно допустимая концентрация пыли сульфата алюминия в воздухе рабочей зоны производственных помещений в пересчете на алюминий установлена 0,5 мг/м³.</p> <p>Сульфат алюминия пожаро- и взрывобезопасен</p>		
Использованные литературные источники		
1.	Химическая энциклопедия. В 5 т. /под ред. И.Л.Кнунянц. — М.: Изд-во «Советская энциклопедия, 1988. — Т.1. - С. 121.	
2.	Рипан Р., Четяну И. Неорганическая химия. — Т.1. Химия металлов.— М.: Мир, 1971. - С. 302-303.	
3.	Лидин Р.А., Молочко В.А., Андреева Л.Л. Химические свойства неорганических веществ/под ред. Р.А. Лидина. — М.: Химия, 2000. - С. 84-85.	
4.	Интернет - ресурсы: www.infomine.ru ; ru.wikipedia.org ; http://khimie.ru/himiya-elementov .	

Формула	Название систематическое		Название тривиальное, традиционное		
$AlCl_3$	Трихлоралюминий Хлорид алюминия		Хлористый алюминий		
$AlCl_3 \cdot 6H_2O$	гексагидрат хлорида алюминия				
Нахождение в природе, минералы (данные отсутствуют)					
Физические свойства хлорида алюминия и кристаллогидрата					
Показатель	$AlCl_3$		Al_2Cl_6	$AlCl_3 \cdot 6H_2O$	
Цвет	Белый			желтовато-белый	
Т пл., °C	192,4 (P=2,5 атм)				
Т кип., °C	182,7 (возг)			120	
Плотность, г/см ³	2,44			1,3	
M _г , г/моль	133,34		267	241,43	
C ^o _р , Дж/(моль·К)	91,1(тв)	71,9(газ)	157,2(газ)		
S ^o ₂₉₈ , Дж/(моль·К)	109,3(тв)	314(газ)	472,7(газ)		
ΔH ^o _{298,обр} , кДж/моль	-705,1(тв)	-584,1(газ)	-1293(газ)		
ΔG ^o ₂₉₈ , кДж/моль	-628,6 (тв)				
AlCl ₃ — бесцветные. дымящие на воздухе кристаллы, в жидком состоянии и в парах до 440°С существует в виде димера Al ₂ Cl ₆ , который при 440-800°С сосуществует с мономером AlCl ₃ . При 800-1000°С стабилен только мономер AlCl ₃ . Из водных растворов выпадает гексагидрат AlCl ₃ ·6H ₂ O — желтовато-белые расплывающиеся кристаллы.					
Растворимость (г/100 г растворителя)					
AlCl ₃ хорошо растворяется в воде, этиловом спирте, ацетоне, эфире, диэтиленгликоле, нитробензоле, частично растворим в фосгене, четыреххлористом углероде, сероуглероде, хлороформе, дихлорэтаноле и др.; плохо растворяется в бензоле, толуоле.					
Растворитель	Температура	Растворимость	Растворитель	Температура	Растворимость
Вода	0°С	44,9	Этанол	12,5°С	100
Вода	10°С	46,3	Нитробензол	15°С	21,95
Вода	25°С	45,1	Бензофенон	60°С	23,92
Вода	30°С	47	Бензоилхлорид	20°С	23,15
Вода	100°С	49			
Промышленное производство, лабораторные способы получения					
Хлорид алюминия востребован, его мировое производство составляет более 200 тыс. т в год.					
Важнейший способ получения хлорида алюминия в промышленности — действие смеси Cl ₂ и восстановителя (СО или угля) на обезвоженный каолин или боксит в шахтных печах			$Al_2O_3 + 3CO + 3Cl_2 \rightarrow 2AlCl_3 + 3CO_2$ $Al_2O_3 + 3C + 3Cl_2 = 2AlCl_3 + 3CO$		
Безводный хлорид алюминия AlCl ₃ в лабораторных условиях получают, хлорируя порошок металлического алюминия при 500—550°, а также пропуская сухой хлороводород НСl над нагретым порошком алюминия			500-550°С $2Al + 3Cl_2 \rightarrow 2AlCl_3 + 166,2 \text{ ккал}$ нагрев $2Al + 6HCl \rightarrow 2AlCl_3 + 3H_2$		
При температуре 900 °С трихлорид бора и фосфид алюминия образуют фосфид бора и хлорид алюминия			900°С $BCl_3 + AlP \rightarrow BP + AlCl_3$		
Взаимодействие металлического алюминия с раствором окислителя			$2Al + 6HCl \rightarrow 2AlCl_3 + 3H_2$ $3CuCl_2 + 2Al \rightarrow 2AlCl_3 + 3Cu\downarrow$		

Гексагидрат $\text{AlCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ получают реакцией гидроксида алюминия с конц. соляной кислотой с последующим высаливанием из раствора действием HCl		$\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{HCl}_{(\text{конц.})} = \text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ $\text{AlCl}_3 + 6\text{H}_2\text{O} = \text{AlCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O} \downarrow$
Химические реакции		
1. Гидратация, дегидратация и термическое разложение		
Гидратация	$\text{AlCl}_3 + 6\text{H}_2\text{O} = \text{AlCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O} \downarrow$	
Термическое разложение гексагидрата $\text{AlCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$	$\text{AlCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O} = \text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl} + 2\text{HCl} + 4\text{H}_2\text{O}$ $2\text{AlCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O} = \text{Al}_2\text{O}_3 + 6\text{HCl} + 9\text{H}_2\text{O}$	100-200°C 200-450°C
Образование и термическое разложение димера	$2\text{AlCl}_3(\text{ж}) \rightarrow \text{Al}_2\text{Cl}_6$ $\text{Al}_2\text{Cl}_6 \rightleftharpoons 2\text{AlCl}_3(\text{г})$	179,7°C, в расплаве, в парах 440—800°C
2. Ионно-обменные реакции		
Гидролиз	$\text{AlCl}_{3(\text{p})} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Al}(\text{OH})\text{Cl}_{2(\text{p})} + \text{HCl}_{(\text{p})}$, $\text{Al}^{3+} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Al}(\text{OH})^{2+} + \text{H}^+$ $\text{AlCl}_3 (\text{оч. разб.}) + 3\text{H}_2\text{O} = \text{Al}(\text{OH})_3 \downarrow + 3\text{HCl}$	Кип.
Реакции с солями слабых кислот (совместный гидролиз)	$2\text{AlCl}_{3(\text{p})} + 3\text{Na}_2\text{S}_{(\text{p})} + 6\text{H}_2\text{O} = 2\text{Al}(\text{OH})_3 \downarrow + 3\text{H}_2\text{S} \uparrow + 6\text{NaCl}_{(\text{p})}$ $2\text{AlCl}_{3(\text{p})} + 3\text{Na}_2\text{CO}_{3(\text{p})} + 3\text{H}_2\text{O} = 3\text{CO}_2 \uparrow + 2\text{Al}(\text{OH})_3 \downarrow + 6\text{NaCl}_{(\text{p})}$	
Взаимодействие со щелочами	$\text{AlCl}_{3(\text{p})} + \text{NaOH}_{(\text{p})} = \text{Al}(\text{OH})\text{Cl}_{2\downarrow} + \text{NaCl}_{(\text{p})}$ $\text{AlCl}_3 + 3\text{NaOH}_{(\text{разб.})} = \text{Al}(\text{OH})_3 \downarrow + 3\text{NaCl}$ $\text{AlCl}_3 + 4\text{NaOH} = \text{NaAlO}_2 + 3\text{NaCl} + 2\text{H}_2\text{O}$	900 - 1000°C
Взаимодействие с раствором гидрата аммиака	$\text{AlCl}_3 + 3\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}_{(\text{хол.})} = \text{Al}(\text{OH})_3 \downarrow + 3\text{NH}_4\text{Cl}$ $\text{AlCl}_3 + 3\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}_{(\text{конц., гор.})} = \text{AlO}(\text{OH}) \downarrow + 3\text{NH}_4\text{Cl} + \text{H}_2\text{O}$	
Реакции осаждения солей	$\text{AlCl}_{3(\text{p})} + \text{Na}_3\text{PO}_{4(\text{p})} = 3\text{NaCl} + \text{AlPO}_4 \downarrow$	
3. Реакции комплексообразования		
Образование гидроксокомплексов	$\text{AlCl}_3 + 4\text{NaOH}_{(\text{конц.})} = \text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] + 3\text{NaCl}$	
Образование хлоридного комплекса	$\text{AlCl}_3 + \text{NH}_4\text{Cl} = \text{NH}_4[\text{AlCl}_4]$ $\text{AlCl}_3 + \text{NaCl} = \text{Na}[\text{AlCl}_4]$	220—250° С 200-240°C, вакуум
Взаимодействие с комплексными гидридами	$\text{AlCl}_3 + 3\text{Na}[\text{BH}_4] = \text{Al}[\text{BH}_4]_3 + 3\text{NaCl}$ $\text{AlCl}_3 + 3\text{Li}[\text{AlH}_4] = 3\text{LiCl} + 4\text{AlH}_3$	45—50° С Безводная среда
Образование литий алюмогидрида	$\text{AlCl}_3 + 4\text{LiH} = \text{Li}[\text{AlH}_4] + 3\text{LiCl}$	В безводном эфире
Взаимодействие с аммиаком	$\text{AlCl}_3 + 6\text{NH}_{3(\text{газ})} \rightarrow \text{AlCl}_3 \cdot 6\text{NH}_3$ $\text{AlCl}_3 + \text{NH}_{3(\text{газ})} \rightarrow \text{AlCl}_3 \cdot \text{NH}_3$	Безводная среда Разл. при 180°C Т пл. = 125°C Т кип = 422°C
Образование продуктов присоединения	$\text{AlCl}_3 + \text{X} \rightarrow \text{X} \cdot \text{AlCl}_3$	Безводная среда X = SeCl_4 , TeCl_4 , NOCl , POCl_3 , PCl_5 , $\text{N}(\text{CH}_3)_3$, $\text{O}(\text{C}_2\text{H}_5)_2$

Безводный хлорид алюминия образует продукты присоединения со многими неорганическими (например, NH ₃ , H ₂ S, SO ₂ , SCl ₄ , PCl ₃) и органическими (хлорангидридами кислот, эфирами и др.) веществами. Присоединяется большей частью только одна молекула этих веществ. Водой эти соединения разлагаются.		
4. Окислительно-восстановительные реакции		
Взаимодействие с активными металлами	$2\text{AlCl}_3(\text{p}) + 2\text{H}_2\text{O} + \text{Mg} = 2\text{Al}(\text{OH})\text{Cl}_2 + \text{MgCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$ $\text{Na}[\text{AlCl}_4] + 3\text{Na} \rightarrow \text{Al} + 4\text{NaCl}$	Нагрев Нагрев
Взаимодействие с кислородом	$4\text{AlCl}_3 + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{Cl}_2$	420 °С, сухой O ₂
5 Электролиз		
Электролиз расплава	электролиз $2\text{AlCl}_3 \rightarrow 2\text{Al}(\text{катод}) + 3\text{Cl}_2(\text{анод}).$	950-980°С, в расплаве Na ₃ [AlF ₆]
Области применения		
В различных отраслях химической промышленности	В качестве катализатора при крекинге нефтепродуктов, полимеризации, а также для ряда органических синтезов, (например, реакция Фриделя — Крафтса); для производства смазочных масел и моторного топлива, синтетического каучука и других полимеров; для получения тонкодисперсного оксида алюминия	
В металлургии	В производстве алюминия методом электролиза; для извлечения алюминия из сплавов и получения Al высокой чистоты	
В косметической промышленности	В производстве антиперспирантов	
В текстильной, кожевенной, бумажной промышленности	Для дубления кож, обработки древесины	
В охране окружающей среды	Для очистки воды хозяйственно-питьевого и промышленного назначения	
Токсичность, воздействие на живые организмы		
Хлорид алюминия раздражает слизистые оболочки органов дыхания, желудочно-кишечного тракта, вызывает кровоточивость десен, может вызывать тяжелые заболевания, лейкемию, диализную энцефалопатию, аллергии, снижает иммунитет. Воздействие алюминия на организм связывают с нейротоксическим действием и возникновением болезни Альцгеймера. Предельно допустимая концентрация алюминия в воде хозяйственно-питьевого использования составляет 0,2 мг/л. При хранении следует устранить возможность контакта водного раствора хлорида алюминия со щелочами, нержавеющей сталью, металлами (медью и др.).		
Использованные литературные источники		
1	Химическая энциклопедия. В 5 т. /под ред. И.Л.Кнунянц. — М.: Изд-во «Советская энциклопедия, 1988. — Т.1. - С. 122.	
2	Рипан Р., Четяну И. Неорганическая химия. — Т.1. Химия металлов. — М.: Мир, 1971. - С. 269, 299-301.	
3	Лидин Р.А., Молочко В.А., Андреева Л.Л. Химические свойства неорганических веществ/под ред. Р.А. Лидина. — М.: Химия, 2000. - С. 86.	
4	Неорганическая химия. В 3 т. /под ред. Ю.Д. Третьякова. Т.2 Химия непереходных металлов. — М.: Изд. Центр «Академия», 2004. - С. 86-88.	
5	Интернет - ресурсы: dic.academic.ru ; .ru.wikipedia.org ; http://ru.encydia.com .	

Формула	Название систематическое		Название тривиальное, традиционное				
CuSO ₄	Сульфат меди (II)						
CuSO ₄ ·5H ₂ O	Пентагидрат сульфата меди (II)		Медный купорос				
(CuOH) ₂ SO ₄ или CuSO ₄ ·Cu(OH) ₂	Сульфат гидроксомеди (II)		Бордоская жидкость*, основной сульфат меди				
Нахождение в природе, минералы, (запасы)							
CuSO ₄	Халькокианит	Халькантит образуется в небольших массах в зонах окисления медно-сульфидных месторождений в виде кристаллов, натёчных масс, сталактитов. Встречается в ряде медных месторождений: Медно-Рудянском (у Нижнего Тагила), Турьинских рудниках (Северный Урал), Кедабекском (Закавказье)					
CuSO ₄ ·3H ₂ O	Бонаттит						
CuSO ₄ ·5H ₂ O	Халькантит						
CuSO ₄ ·7H ₂ O	Бутит						
CuSO ₄ ·3Cu(OH) ₂	Брошантит						
Физические свойства сульфата меди (II) и его гидратов							
Показатель	CuSO ₄	CuSO ₄ ·5H ₂ O	CuSO ₄ ·3H ₂ O	CuSO ₄ ·H ₂ O	CuSO ₄ ·Cu(OH) ₂		
Цвет	Бесцвет- ный	Лазурно- синий	Голубой	Бесцвет- ный	Зеленый		
Т пл., °С	200	95,88	116,6	313	300		
Плотность, г/см ³	3,603	2,284	2,7	3,15	3,78		
С ^о _р , Дж/(моль·К)	98,94	281,4	205,2	130,34	-		
ΔН ^о _{298,обр} , кДж/моль	-771,45	-2280,99	-1686,69	-1085,90	-2181,1		
S ^о ₂₉₈ , Дж/(моль·К)	109,3	300,6	217,64	149,89	170,49		
Показатели пре- ломления	1,739	1,543					
	1,724	1,514					
CuSO ₄ – парамагнетик, магнитная восприимчивость 1,33·10 ⁻³ ; ниже 54,3 К (точка Нееля) – антиферромагнетик							
Сульфат меди (II) легко образует изоморфные двойные соли (шёниты) с сульфатами щелочных металлов и аммония: M ₂ SO ₄ ·CuSO ₄ ·6H ₂ O (M = NH ₄ ⁺ , K ⁺ , Rb ⁺ , Cs ⁺)							
Растворимость в воде, г/100 г H ₂ O			Растворимость в метаноле, г/100 г CH ₃ OH				
CuSO ₄		CuSO ₄ ·5H ₂ O		CuSO ₄		CuSO ₄ ·5H ₂ O	
0°С	14.3	0°С	31,6				
20°С	20,2			18 °С	1,04	18°С	15,16
25 °С	23.05						
60 °С	39.5						
100 °С	75.4	100 °С	203,3				
История							
Купоросное производство в России возникло несколько раньше, чем в Европе, в 1725 году на Лялинском медеплавильном заводе в Пермской губернии. В Европе же первая «купоросная мануфактура» была основана только в 1769 году во французском городе Руане. Медный купорос в то время называли в России «синим» или «турецким» камнем.							
Промышленное производство, лабораторные способы получения							
Промышленное произ- водство в РФ		- ОАО «Уралэлектромедь» (г. Верхняя Пышма) - ЗАО «Кыштымский медеэлектроплавильный завод» (г.Кыштым) - ОАО «НЕКК» (г. Челябинск) - ООО «Интемикс Мет» (г. Лермонтов)					

Растворение меди и медных отходов - в разбавленной серной кислоте при продувании воздухом - в горячей концентрированной серной кислоте	$2\text{Cu} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{CuSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{Cu} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
Сульфатизирующий обжиг сульфидных руд при 500-600°C	$8\text{Cu}_2\text{S} + 15\text{O}_2 \rightarrow 4\text{CuSO}_4 + 4\text{SO}_2 + 6\text{Cu}_2\text{O}$ $2\text{Cu}_2\text{O} + 3\text{O}_2 + 4\text{SO}_2 \rightarrow 4\text{CuSO}_4$
Из сульфидов меди действием горячей концентрированной серной кислоты	$\text{Cu}_2\text{S} + 6\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{CuSO}_4 + 5\text{SO}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$ $\text{CuS} + 4\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CuSO}_4 + 4\text{SO}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$
Окисление сульфида меди (II) кислородом при нагревании	$\text{CuS(влажн.)} + 2\text{O}_2 \rightarrow \text{CuSO}_4$
Обработка теплой разбавленной серной кислотой сульфидных руд, подвергнутых обжигу при 300 - 500°C	$2\text{CuS} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{CuO} + 2\text{SO}_2$ $\text{CuO} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
Растворение оксида меди (II) в разбавленной серной кислоте	$\text{CuO} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
Безводный CuSO_4 получают действием диметил- или диэтилсульфата на оксид меди (II)	$\text{CuO} + (\text{CH}_3)_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{CH}_3\text{OCH}_3$
Безводный CuSO_4 получают дегидратацией его гидратов при 250°C	$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{конц H}_2\text{SO}_4} \text{CuSO}_4 + 5\text{H}_2\text{O}$
*Бордоскую жидкость готовят на месте применения смешением раствора медного купороса с известковым молоком	$2\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O} + \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow (\text{CuOH})_2\text{SO}_4 + \text{CaSO}_4 + 5\text{H}_2\text{O}$
Побочный продукт электролитического рафинирования меди: медный купорос кристаллизуется из отработанного электролита	Электролиз $\text{Cu}_{(\text{анод})} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{раствор})} \rightarrow \text{CuSO}_{4(\text{раствор})}$ (анодная реакция)
Процессы с участием бактерий	бактерии $\text{CuS, Cu}_2\text{S} + [\text{O}] \rightarrow \text{CuSO}_{4(\text{раствор})}$

Химические реакции

1. Гидратация, дегидратация и термическое разложение

Гидратация	$\text{CuSO}_{4(\text{тв})} + 5\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}_{(\text{тв})};$	$\Delta H = -1588 \text{ кДж/моль}$
Дегидратация	Комн. температура $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CuSO}_4 \cdot 3\text{H}_2\text{O} + 2\text{H}_2\text{O}$	Медленно при хранении на воздухе
	100°C 150°C 250°C $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CuSO}_4 \cdot 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CuSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CuSO}_4$ -2H ₂ O -2H ₂ O -H ₂ O	
Термическое разложение	>700°C $2\text{CuSO}_{4(\text{тв})} \rightarrow 2\text{CuO}_{(\text{тв})} + 2\text{SO}_2 + \text{O}_2$ бесцвет черный	Возможно образование примеси SO_3

2. Ионно-обменные реакции

Образование основных солей	Комн температура $2\text{CuSO}_4 + 2\text{NaOH} \rightarrow (\text{CuOH})_2\text{SO}_4 \downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$ недостаток зеленый	Аналогично с разб. NH_4OH
Образование гидроксида	Комн температура $\text{CuSO}_4 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Cu(OH)}_2 \downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$ Аморфный голубой	Аналогично с разб. NH_4OH
Образование оксида	нагрев $2\text{NaOH} + \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{CuO} \downarrow + \text{H}_2\text{O} + \text{Na}_2\text{SO}_4$ горячий черный	При обратном порядке приливания реагентов
Гидролиз	$2\text{CuSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons (\text{CuOH})_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4$ $\text{Cu}^{2+} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CuOH}^+ + \text{H}^+$	0,1 М раствор при 15°C имеет pH = 4,2
Гидролиз при кипячении	$4\text{CuSO}_4 + 6\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Cu}_4(\text{OH})_6\text{SO}_4 \downarrow + 3\text{H}_2\text{SO}_4$ (или $[\text{Cu}_n(\text{OH})_{2n-2}]\text{SO}_4$)	Смесь основных полиядерных солей

С растворами карбонатов (совместный гидролиз)	$2\text{CuSO}_4 + 2\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow (\text{CuOH})_2\text{CO}_3\downarrow + \text{CO}_2 + 2\text{Na}_2\text{SO}_4$ бургундская смесь	Аналогично с NaHCO_3 при 60°C
Реакция с H_2S и сульфидами	$\text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{CuS}\downarrow + \text{H}_2\text{SO}_4$ насыщ.	Аналогично с M_2S ($\text{M} = \text{Na}^+, \text{K}^+, \text{NH}_4^+$)
Реакция с H_2Se	$\text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{Se} \rightarrow \text{CuSe}\downarrow + \text{H}_2\text{SO}_4$ насыщ.	
3. Реакции комплексообразования		
С водой	$\text{CuSO}_4 + 4\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons [\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$ тетрааквамедь (II)	При растворении в воде образуется голубой раствор
С аммиаком	$\text{CuSO}_4 + 5\text{NH}_3(\text{газ}) \rightleftharpoons [\text{Cu}(\text{NH}_3)_5]\text{SO}_4$	Образуется сине-фиолетовый раствор
	$\text{CuSO}_4 + 4\text{NH}_4\text{OH} \rightleftharpoons [\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4 + 4\text{H}_2\text{O}$ Изб. конц.	
С цианидами	$\text{CuSO}_4 + 4\text{KCN} \rightleftharpoons \text{K}_2[\text{Cu}(\text{CN})_4] + \text{K}_2\text{SO}_4$ Конц. Тетрацианокупрат(II) калия	
4. Окислительно-восстановительные реакции		
Приведены значения стандартных окислительно-восстановительных потенциалов		
<p> $\text{Cu}^{2+} \xrightarrow{0,153} \text{Cu}^+ \xrightarrow{+0,521} \text{Cu}$ $\text{X} = \text{Cl}, + 0,538$ $\text{X} = \text{Br}, + 0,640$ $\text{X} = \text{I}, + 0,860$ $\text{X} = \text{CN}, + 1,2$ </p>		
Реакция с металлами	$\text{CuSO}_4 + \text{M} \rightarrow \text{Cu}\downarrow + \text{MSO}_4$ $\text{CuSO}_4 + \text{Zn} \rightarrow \text{Cu}\downarrow + \text{ZnSO}_4$	$\text{M} = \text{Fe}, \text{Zn}, \text{Co}, \text{Ni}$ и др. активные металлы
Реакция с водородом	$\text{CuSO}_4 + \text{H}_2 \rightarrow \text{Cu}\downarrow + \text{H}_2\text{SO}_4$	Температура 180°C , повышенное давление
Реакция с фосфором	$18\text{P} + 20\text{CuSO}_4 + 32\text{H}_2\text{O} = 8\text{H}_3\text{PO}_4 + 5\text{Cu} + 5\text{Cu}_3\text{P}_2 + 20\text{H}_2\text{SO}_4$	0,5%-ный раствор CuSO_4 принимают внутрь при отравлениях белым фосфором
Образование галогенидов меди (I)	$2\text{CuSO}_4 + 2\text{NaX} + \text{H}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{CuX} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4$	$\text{X} = \text{Cl}^-, \text{Br}^-, \text{I}^-, \text{NCS}^-$
	$\text{CuSO}_4 + \text{Cu} + 2\text{NaCl} \rightarrow 2\text{CuCl} + \text{Na}_2\text{SO}_4$	70°C , разб. HCl
Образование йодида меди(I)	$2\text{CuSO}_4 + 4\text{KI} \rightarrow 2\text{CuI}\downarrow + \text{I}_2 + 2\text{K}_2\text{SO}_4$ Синий молочный бурый	Комн.
Образование оксида меди(I)	$2\text{CuSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{Na}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{Cu}_2\text{O} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4$	Кип.
Образование гидроксида меди(I)	$2\text{CuSO}_4 + 3\text{H}_2\text{O} + 3\text{HPH}_2\text{O}_2 \rightarrow 2\text{CuH} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 + 3\text{H}_2\text{PHO}_3$	
Электролиз водного раствора	$2\text{CuSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{электролиз}} 2\text{Cu}\downarrow + \text{O}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{SO}_4$ на катоде на аноде	Комн., напряжение 1,5 В

Образование комплекса меди(I)	$4\text{CuSO}_4 + \text{N}_2\text{H}_4 + 12\text{NH}_4\text{OH}_{(\text{конц})} \rightarrow 2[\text{Cu}(\text{NH}_3)_2]_2\text{SO}_4 + \text{N}_2 + 12\text{H}_2\text{O} + 2(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$	
5. Качественная реакция на ионы Cu^{2+}		
Реакция на Cu^{2+}	$2\text{CuSO}_4 + \text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6] \rightarrow \text{Cu}_2[\text{Fe}(\text{CN})_6]\downarrow + 2\text{K}_2\text{SO}_4$	Образуется коричневый осадок
Области применения		
В различных отраслях химической промышленности	В синтезе различных соединений меди; качественный реактив (<i>жидкость Фелинга</i>) для обнаружения альдегидной группы, гидразина, гидроксилamina и др. восстановителей; безводный CuSO_4 – осушитель, например спирта; пигмент в производстве минеральных красок	
В гальванотехнике	Нанесение медных покрытий (гальванопластика)	
В металлургии	Компонент электролита при рафинировании меди; депрессор при флотации	
В медицине	Антисептическое и вяжущее лекарственное средство	
В сельском хозяйстве	Как пестицид и инсектицид применяются бордоская жидкость $(\text{CuOH})_2\text{SO}_4$ и бургундская смесь, получаемые из CuSO_4 непосредственно перед использованием; для консервации древесины, протравливания семян	
В текстильной промышленности	Для выделки кож; для крашения текстильных материалов	
В фотопроизводстве	Для усиления и тонирования отпечатков	
В строительстве	Для нейтрализации последствий протечек, ликвидации пятен ржавчины, а также для удаления выделений солей («высолов»)	
В пищевой промышленности	В качестве пищевой добавки E519 как консервант	
Токсичность, воздействие на живые организмы		
Соединения меди токсичны, CuSO_4 ядовит для низших организмов; <i>мало токсичен для пчел</i> , уничтожает споры плесневелых грибов. Медь микроэлемент, участвующий в процессе фотосинтеза, влияющий на усвоение растениями азота, входит в состав ферментов лактазы, оксидазы и др. Медные удобрения содействуют синтезу белков, жиров и витаминов, повышают морозоустойчивость сельскохозяйственных культур. ПДК в воздухе для CuSO_4 — 0,5 мг/м ³ , бордоской жидкости — 0,3 мг/м ³ . ПДК бордоской жидкости в воде — 0,1 мг/л.		
Использованные литературные источники		
1.	Химическая энциклопедия. В 5 т. /под ред. И.Г.Кнунянц. – М.: Изд-во «Советская энциклопедия, 1990. — Т.2. – С. 671.	
2.	Рипан Р., Четяну И. Неорганическая химия. — Т.2. Химия металлов. — М.: Мир, 1972. - С. 712 – 714.	
3.	Лидин Р.А., Молочко В.А., Андреева Л.Л. Химические свойства неорганических веществ/под ред. Р.А. Лидина. — М.: Химия, 2000. – С. 289-294.	
4.	Неорганическая химия. В 3 т. /под ред. Ю.Д. Третьякова. — Т.3 Химия переходных металлов. — М.: Изд. Центр «Академия», 2007. – Кн.2. — С. 200 – 205.	
5.	Интернет – ресурсы: www.infomine.ru ; ru.wikipedia.org ;	

Формула		Название систематическое	Название тривиальное, традиционное		
FeSO ₄		Железа(II) тетраоксосульфат Сульфат железа (II)	Железо(II) серно-кислое		
FeSO ₄ ·7H ₂ O		Гептагидрат сульфата желе-за (II)	Железный купорос		
FeSO ₄ ·(NH ₄) ₂ SO ₄ ·6H ₂ O		Гексагидрат сульфата железа (II)-аммония	Соль Мора		
Нахождение в природе, минералы					
FeSO ₄ ·5H ₂ O	Сидеротил	Мелантерит образуется в результате окисления дисульфида железа – пирита — под действием кислорода воздуха в при-сутствии влаги. Часто минерал мелантерит содержит в боль-ших или меньших количествах медь – в смешанных кристал-лах состава (Fe,Cu)SO ₄ ·7H ₂ O.			
FeSO ₄ ·7H ₂ O	Мелантерит				
Физические свойства сульфата железа (II) и его гидратов					
Показатель	FeSO ₄	FeSO ₄ ·H ₂ O	FeSO ₄ ·4H ₂ O	FeSO ₄ ·7H ₂ O	
Цвет	Бесцветный	Бесцветный	Зеленый	Светлый — голубовато-зеленый	
Т пл., °С	выше 680 разл.			64	
Плотность, г/см ³	3,14			1,898	
С ^о р, Дж/(моль·К)	100,7			394,9	
ΔН ^о _{298,обр} , кДж/моль	-923,2			-3014	
S ^о ₂₉₈ , Дж/(моль·К)	107,6			409,5	
Из водных растворов кристаллизуются:					
Температура	Формула	Температура	Формула	Температура	Формула
1,82- 56,8°С	FeSO ₄ ·7H ₂ O	56,8-64°С	FeSO ₄ ·4H ₂ O	выше 64 °С	FeSO ₄ ·H ₂ O
Сульфат железа (II) образует изоморфные двойные соли с сульфатами щелочных металлов и аммония: M ₂ SO ₄ ·FeSO ₄ ·6H ₂ O (M = NH ₄ ⁺ , K ⁺ , Rb ⁺ , Cs ⁺). Наиболее известна соль Мора — FeSO ₄ ·(NH ₄) ₂ SO ₄ ·6H ₂ O.					
Сульфат железа (II) растворяется в воде, метаноле, этаноле, глицерине					
Растворимость FeSO ₄ в воде, г/100 г H ₂ O					
Температура, °С	1,8	20	56	90	
Растворимость	17,52	26,3	54,9	37,3	
Промышленное производство, лабораторные способы получения					
Растворение железа и железных отходов в разбав-ленной серной кислоте без доступа воздуха			Fe + H ₂ SO ₄ → FeSO ₄ + H ₂		
Растворение карбоната, гидроксида или оксида же-леза(II) в разбавленной H ₂ SO ₄			FeCO ₃ + H ₂ SO ₄ → FeSO ₄ + H ₂ O + CO ₂		
Пропускание CO ₂ через суспензию гипса CaSO ₄ ·2H ₂ O и оксида железа(II) FeO			CaSO ₄ ·2H ₂ O + FeO + CO ₂ +5H ₂ O → → FeSO ₄ ·7H ₂ O + CaCO ₃		
В промышленности — кристаллогидраты получают из травильных растворов металлообрабатывающих заводов, а также из сбросных растворов титанового производства, побочный продукт при травлении разбавленной H ₂ SO ₄ железных листов, проволоки, удалении окалина и др.			FeO + H ₂ SO ₄ → FeSO ₄ + H ₂ O FeSO ₄ + 7H ₂ O → FeSO ₄ ·7H ₂ O		

Безводный FeSO ₄ получают окислительным обжигом пирита FeS ₂ ; последующим растворением образовавшегося сульфата FeSO ₄ в воде получают FeSO ₄ ·7H ₂ O	FeS ₂ + 3O ₂ → FeSO ₄ + SO ₂	
Безводный FeSO ₄ получают дегидратацией гептагидрата в вакууме или в среде H ₂	нагрев FeSO ₄ ·7H ₂ O → FeSO ₄ + 7H ₂ O	
Химические реакции		
1. Гидратация, дегидратация и термическое разложение		
Гидратация	FeSO _{4(ТВ)} + 7H ₂ O → FeSO ₄ ·7H ₂ O↓ _(ТВ) ;	
Дегидратация	Комн. температура FeSO ₄ ·7H ₂ O → FeSO ₄ ·4H ₂ O + 3H ₂ O	Медленно при хранении на воздухе
	60-80°C 110-160°C 540-550°C FeSO ₄ ·7H ₂ O → FeSO ₄ ·4H ₂ O → FeSO ₄ ·H ₂ O → FeSO ₄ · -3H ₂ O -3H ₂ O -H ₂ O	
Термическое разложение	>600°C 2FeSO _{4(ТВ)} → Fe ₂ O ₃ + SO ₂ + SO ₃ бесцветный ржавый	
2. Ионно-обменные реакции		
Образование основных солей	Комн температура 2FeSO ₄ + 2NaOH → (FeOH) ₂ SO ₄ ↓ + Na ₂ SO ₄ недостаток зеленый	Аналогично с разб. NH ₄ OH
Образование гидроксида	Комн температура FeSO ₄ + 2NaOH → Fe(OH) ₂ ↓ + Na ₂ SO ₄	Аналогично с разб. NH ₄ OH
Гидролиз	2FeSO ₄ + 2H ₂ O ⇌ (FeOH) ₂ SO ₄ + H ₂ SO ₄ Fe ²⁺ + H ₂ O ⇌ FeOH ⁺ + H ⁺	0,1 М раствор при 15°C имеет pH = 4,2
С растворами карбонатов	FeSO ₄ + Na ₂ CO ₃ → FeCO ₃ ↓ + Na ₂ SO ₄	На воздухе FeCO ₃ быстро окисляется
Реакция с сульфидами	FeSO ₄ + M ₂ S → FeS↓ + M ₂ SO ₄	M = Na ⁺ , K ⁺ , NH ₄ ⁺
3. Реакции комплексообразования		
С водой	FeSO ₄ + 6H ₂ O ⇌ [Fe(H ₂ O) ₆] ²⁺ + SO ₄ ²⁻ гексаакважелезо (II)	
С оксидом азота(II)	FeSO ₄ + NO + 5H ₂ O → [Fe(NO)(H ₂ O) ₅]SO ₄ Бурый xFeSO ₄ + yNO → (FeSO ₄) _x (NO) _y	
С цианидами	FeSO ₄ + 6KCN ⇌ K ₄ [Fe(CN) ₆] + K ₂ SO ₄ гексацианоферрат(II) калия	
С органическими соединениями	FeSO ₄ образует аддукты с метанолом — FeSO ₄ ·1,5CH ₃ OH, аминами, анилином — FeSO ₄ ·2C ₆ H ₅ NH ₂ , с 2,2'-дипиридилем — [Fe(C ₁₀ H ₈ N ₂) ₃]SO ₄ , фенантролином — [Fe(C ₁₂ H ₈ N ₂) ₃]SO ₄ .	
4. Окислительно-восстановительные реакции		
Приведены значения стандартных окислительно-восстановительных потенциалов Fe ³⁺ + 0,77 - 0,44 → Fe ²⁺ → Fe ⁰		
Окисление кислородом воздуха	4FeSO ₄ + O ₂ + 2H ₂ O → 4Fe(OH)SO ₄ ↓	
Взаимодействие с окислителями	2FeSO ₄ + H ₂ SO _{4(разб)} + H ₂ O _{2(конц)} → Fe ₂ (SO ₄) ₃ + 2H ₂ O 10FeSO ₄ + 2KMnO ₄ + 8H ₂ SO ₄ = 5Fe ₂ (SO ₄) ₃ + 2MnSO ₄ + K ₂ SO ₄ + 8H ₂ O 6FeSO ₄ + K ₂ Cr ₂ O ₇ + 7H ₂ SO ₄ = 3Fe ₂ (SO ₄) ₃ + Cr ₂ (SO ₄) ₃ + K ₂ SO ₄ + 7H ₂ O	

	$3\text{FeSO}_4 + 3\text{AgNO}_3 = \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + 3\text{Ag}\downarrow$ $2\text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц})} + 2\text{HNO}_{3(\text{конц})} \rightarrow$ $2\text{NO}_2\uparrow + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 2\text{H}_2\text{O}$ $2\text{FeSO}_4 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{NaNO}_2 \rightarrow$ $\rightarrow 2\text{NO}\uparrow + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ $2\text{FeSO}_{4(\text{конц})} + \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu}\downarrow + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$	95 – 100°C
--	--	------------

5. Качественная реакция на ионы Fe^{2+}

Реакция обнаружения Fe^{2+}	$\text{FeSO}_4 + \text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6] \rightarrow \text{KFe}[\text{Fe}(\text{CN})_6]\downarrow + 2\text{K}_2\text{SO}_4$	Образуется синий осадок
--------------------------------------	--	-------------------------

Области применения

В различных отраслях химической промышленности	Как восстановитель — реагент в аналитической химии для обнаружения NO_3^- , MnO_4^- , Ce^{4+} ; для обогащения многосернистых углей
в гальванотехнике	В производстве железо-никелевых аккумуляторов (компонент электролита)
В сельском хозяйстве	Питательный компонент для растений (является катализатором при фотосинтезе), используется для уничтожения разных вредителей (грибков, слизней, насекомых, мхов), а также в химической мелиорации почв, консервант древесины, фунгицид, инсектицид
В текстильной промышленности	Для травления кожи, шерсти, получения железосодержащих пигментов — минеральных красок, чернил; для окраски шерсти в чёрный цвет
В медицине	В составе антианемических средств железный купорос в препаратах смешивают с различными органическими соединениями, например, с аскорбиновой кислотой (препарат «Ферроплекс», «Фенюльс» и др.).
В строительстве	В производстве тепловой изоляции химической аппаратуры (феррона и ферри-гипса), строительных плит
В охране окружающей среды	Один из важных компонентов химической очистки промышленных сточных вод — для удаления хромовых и цианистых солей

Токсичность, воздействие на живые организмы

Железо необходимо для жизнедеятельности организма — оно входит в состав гемоглобина, миоглобина, разных ферментов; обратимо связывает кислород и участвует в ряде окислительно-восстановительных реакций. Железный купорос по степени воздействия на организм человека относится к веществам III класса токсичности (умеренно опасный), опасен в случае попадания на кожу и в глаза, попадая в организм человека, вызывает желудочно-кишечное расстройство, раздражает слизистую оболочку и кожный покров. Предельно допустимая концентрация (ПДК) аэрозоля сульфата железа (II) в воздухе рабочей зоны производственных помещений 2 мг/м³. Железный купорос негорюч, пожаро- и взрывобезопасен.

Использованные литературные источники

1.	Химическая энциклопедия. В 5 т. /под ред. И.Л.Кнунянц. — М.: Изд-во «Советская энциклопедия», 1990. — Т.2. — С. 136-137.
2.	Рипан Р., Четяну И. Неорганическая химия. — Т.2. Химия металлов. — М.: Мир, 1972. — С. 478, 511-513.
3.	Лидин Р.А., Молочко В.А., Андреева Л.Л. Химические свойства неорганических веществ/под ред. Р.А. Лидина. — М.: Химия, 2000. — С. 417-418.
4.	Неорганическая химия. В 3 т. /под ред. Ю.Д. Третьякова. — Т.3. Химия переходных металлов. — М.: Изд. Центр «Академия», 2007. — Кн.2. — С. 57-62.
5.	Интернет – ресурсы: www.infomine.ru ; ru.wikipedia.org ; http://www.xumuk.ru .

Термическое разложение	$\begin{array}{c} >600^{\circ}\text{C} \\ \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \text{ (тв)} \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{SO}_3 \\ \text{бесцветный} \quad \quad \quad \text{ржавый} \\ 900-1000^{\circ}\text{C} \\ 2\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \text{ (тв)} \rightarrow 2\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{O}_2 + 6\text{SO}_2 \end{array}$	
2. Обменные реакции		
Образование основных солей	$\begin{array}{c} \text{Комн температура} \\ \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 2\text{NaOH} \rightarrow 2(\text{FeOH})\text{SO}_4\downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4 \\ \text{недостаток} \quad \quad \quad \text{ржавый} \end{array}$	Аналогично с разб. NH_4OH
Образование гидроксида	$\begin{array}{c} \text{Комн температура} \\ \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 6\text{NaOH} \rightarrow 2\text{Fe}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{Na}_2\text{SO}_4 \\ \text{ржавый} \\ \text{Fe}(\text{OH})_3\downarrow \rightarrow 2\text{FeO}(\text{OH})\downarrow + \text{H}_2\text{O} \end{array}$	Аналогично с разб. NH_4OH
Гидролиз	$\begin{array}{c} \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons 2(\text{FeOH})\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \\ \text{Fe}^{3+} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{FeOH}^{2+} + \text{H}^+ \end{array}$	$\text{pK}_{\text{гидр}} = 2,17$
Взаимодействие с растворами карбонатов, силикатов (совместный гидролиз)	$\begin{array}{c} \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{Na}_2\text{CO}_3 + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{Fe}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{Na}_2\text{SO}_4 + 3\text{CO}_2\uparrow \\ \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{Na}_2\text{SiO}_3 + 6\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{Fe}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{Na}_2\text{SO}_4 + 3\text{H}_2\text{SiO}_3\downarrow \end{array}$	Возможно образование основных солей
Взаимодействие с гидрофосфатами	$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 4\text{Na}_2\text{HPO}_4 \rightarrow 2\text{FePO}_4\downarrow + 3\text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{NaH}_2\text{PO}_4$ <p style="text-align: center;">избыток белый</p>	
Взаимодействие с оксидами металлов	$\begin{array}{c} \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \text{ (тв)} + 3\text{CuO} \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{CuSO}_4 \\ \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \text{ (тв)} + 3\text{MO} \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{MSO}_4 \end{array}$	Нагрев $\text{M} = \text{Ca}^{2+}, \text{Sr}^{2+}, \text{Ba}^{2+}$
Взаимодействие с хлоридом кальция	$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \text{ (тв)} + 3\text{CaCl}_2 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{CaSO}_4\downarrow$	Нагрев
Взаимодействие с сульфатами щелочных металлов	$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \text{ (конц)} + \text{M}_2\text{SO}_4 \text{ (конц)} + 24\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2[\text{MFe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}]\downarrow$ <p style="text-align: center;">квасцы</p>	При охлаждении 0°C $\text{M} = \text{K}^+, \text{Rb}^+, \text{Cs}^+, \text{NH}_4^+$
3. Реакции комплексообразования		
С водой	$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 12\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons 2[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+} + 3\text{SO}_4^{2-}$ <p style="text-align: center;">гексаакважелезо (III)</p>	
С цианидами	$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 12\text{KCN} \rightleftharpoons 2\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6] + 3\text{K}_2\text{SO}_4$ <p style="text-align: center;">гексацианоферрат(III) калия</p>	
С аммиаком	$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 12\text{NH}_3 \rightleftharpoons [\text{Fe}(\text{NH}_3)_6]_2(\text{SO}_4)_3$	
Образование комплексных сульфатов	$\begin{array}{c} \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{M}_2\text{SO}_4 + 3\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons 2\text{M}_3[\text{Fe}(\text{SO}_4)_3] \cdot 3\text{H}_2\text{O} \\ \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{MSO}_4 + n\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{M}[\text{Fe}(\text{SO}_4)_2]_2 \cdot n\text{H}_2\text{O} \end{array}$	$\text{M} = \text{Na}^+, \text{K}^+, \text{M} = \text{Ba}^{2+}$
4. Окислительно-восстановительные реакции		
Приведены значения стандартных окислительно-восстановительных потенциалов 0,04		
$\begin{array}{c} \text{Fe}^{3+} \xrightarrow{+0,77} \text{Fe}^{2+} \xrightarrow{-0,44} \text{Fe}^0 \end{array}$		
Окисление галогенами	$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{Cl}_2 + 12\text{NaOH} \rightarrow 2\text{Na}_2\text{FeO}_4 + 6\text{NaCl} + 3\text{Na}_2\text{SO}_4 + 6\text{H}_2\text{O}$ <p style="text-align: center;">избыток</p>	Нагрев
Реакция с сульфидами	$\begin{array}{c} \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{M}_2\text{S} \rightarrow 2\text{FeS}\downarrow + \text{S}\downarrow + 3\text{M}_2\text{SO}_4 \\ \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{MS} \rightarrow 2\text{FeSO}_4 + \text{MSO}_4 + \text{S} \end{array}$	$\text{M} = \text{Na}, \text{K}, \text{NH}_4^+$ $\text{M} = \text{Cu}, \text{Pb}, \text{Hg}, \text{Ca}, \text{Sn}$

Взаимодействие с металлами	$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{M} \rightarrow 2\text{FeSO}_4 + \text{MSO}_4$ $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Cu} \rightarrow 2\text{FeSO}_4 + \text{CuSO}_4$ $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Fe} \rightarrow 3\text{FeSO}_4$	М = Mg, Zn, Cd, и др. металлы
Взаимодействие с восстановителями	$2\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Cu}_2\text{S} \rightarrow 4\text{FeSO}_4 + 2\text{CuSO}_4 + \text{S}$ $4\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 2\text{Cu}_2\text{O} \rightarrow 6\text{FeSO}_4 + 6\text{CuSO}_4 + 2\text{FeO}$ $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 2\text{KI} \rightarrow 2\text{FeSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{I}_2$ $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{SO}_2 \rightarrow 2\text{FeSO}_4 + 2\text{SO}_3$ $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 2\text{H}^0 \rightarrow 2\text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4$	H^0 (водород в момент выделения)

5. Качественные реакции на ионы Fe^{3+}

Реакции обнаружения Fe^{3+}	$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 2\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6] \rightarrow 2\text{KFe}[\text{Fe}(\text{CN})_6] \downarrow + 3\text{K}_2\text{SO}_4$	Образуется синий осадок
	$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 12\text{KSCN} \rightarrow 2\text{K}_3[\text{Fe}(\text{SCN})_6] \downarrow + 3\text{K}_2\text{SO}_4$ Кроваво-красный	Обесцвечивается в избытке F^- ионов (NaF , NH_4F)

Области применения

В различных отраслях химической промышленности	Как окислитель и катализатор
В металлургии	Реактив при гидрометаллургической переработке медных руд; флотационный регулятор для уменьшения плавучести руд; для декапирования нержавеющей аустенитных сталей, сплавов золота с алюминием
В текстильной промышленности	При дублении кожи, протрава при окраске тканей
В медицине	В качестве вяжущего и кровоостанавливающего средства
В охране окружающей среды	Как коагулянт при очистке сточных вод, коммунальных и промышленных стоков

Токсичность, воздействие на живые организмы

При воздействии на кожу возможны аллергические дерматиты, при вдыхании такого воздуха происходит раздражение дыхательных путей, разрушение легких, плевры, нарушения функции печени, желудочные заболевания. Сульфаты и хлориды железа являются наиболее токсичными вредными примесями. ПДК для сульфата (в пересчете на Fe) в атмосферном воздухе – 0,007 мг/м³

Использованные литературные источники

1	Химическая энциклопедия. В 5 т. /под ред. И.Л.Кнунянц. — М.: Изд-во «Советская энциклопедия», 1990. — Т.2. — С. 136-137.
2	Рипан Р., Четяну И. Неорганическая химия. — Т.2. Химия металлов. — М.: Мир, 1972. — С. 526-527.
3	Лидин Р.А., Молочко В.А., Андреева Л.Л. Химические свойства неорганических веществ/под ред. Р.А. Лидина. — М.: Химия, 2000. — С. 418.
4	Неорганическая химия. В 3 т. /под ред. Ю.Д. Третьякова. — Т.3 Химия переходных металлов. — М.: Изд. Центр «Академия», 2007. — Кн.2. — С. 74-79.
5	Интернет – ресурсы: www.infomine.ru ; ru.wikipedia.org .

Формула		Название систематическое		Название тривиальное, традиционное	
FeCl ₃		Хлорид железа (III)		Хлорное железо	
FeCl ₃ ·nH ₂ O n=2; 2,5; 3,5; 6		Кристаллогидраты хлорида железа (III)			
Нахождение в природе, минералы					
FeCl ₃	Молизит	Желтый, коричнево-красный, пурпурно-красный, Неустойчив, на воздухе расплывается. Найден в застывшей лаве Везувия			
Физические свойства хлорида железа (III) и его гидратов					
FeCl ₃ — мерцающие, черно-коричневые, либо темно-красные, либо фиолетовые в проходящем свете, зеленые в отраженном свете листочки с металлическим блеском, очень гигроскопичны. При обычных условиях существует в виде FeCl ₃ ·6H ₂ O — гигроскопичных жёлтых кристаллов, хорошо растворимых в воде. В парах до 440 °С существует в виде димера Fe ₂ Cl ₆ , при 750 °С в избытке Cl ₂ — в виде мономера FeCl ₃ .					
Показатель		FeCl ₃		Показатель	
Т пл., °С		309		ΔН° _{298,обр} , кДж/моль	
Т кип., °С		318		S° ₂₉₈ , Дж/(моль·К)	
Плотность, г/см ³		2,898		ΔG ₂₉₈ , кДж/моль	
С° _р , Дж/(моль·К)		94,93 (тв)			
Хлорид железа (III) хорошо растворим в воде, ацетоне, в метаноле, этаноле, в диэтиловом и диизопропиловом эфире, хуже - в CS ₂ и бензоле. Из кислотного водного раствора может экстрагироваться амилowym спиртом, бутилацетатом, смесью эфира с бутанолом.					
Растворимость FeCl ₃ в воде (в г/100 г H ₂ O):					
Температура, °С	0	10	20	25	35
Растворимость	74,4	81,8	96,9	99	282
Промышленное производство, лабораторные способы получения					
Получают действием сухого хлора на металлическое железо			400-500 °С 2Fe + 3Cl ₂ → 2FeCl ₃		
Окисление расплава хлорида железа(II) хлором			500 °С 2 FeCl ₂ + Cl ₂ → 2FeCl ₃		
Действие хлороводорода HCl на Fe ₂ O ₃ при 500 °С			Fe ₂ O ₃ + 6HCl → 2FeCl ₃ + 3H ₂ O		
Окисление хлорида железа(II) оксидом серы(IV)			4 FeCl ₂ + SO ₂ + 4HCl → 4FeCl ₃ + S + 2H ₂ O		
Действие сухого хлора на смесь Fe ₂ O ₃ с углем			400-450 °С 2Fe ₂ O ₃ + 6Cl ₂ + 3C → 4FeCl ₃ + 3CO ₂ ↑		
Действие сухого хлора на пирит (при 900 °С) или сульфид железа (II).			2FeS ₂ + 5Cl ₂ → 2FeCl ₃ + 2S ₂ Cl ₂ 2FeS + 4Cl ₂ → 2FeCl ₃ + S ₂ Cl ₂		
Взаимодействие оксида железа(III) с галогенангидридами при нагревании (Э=C, S)			Fe ₂ O ₃ + 3ЭOCl ₂ → 2FeCl ₃ + 3ЭO ₂ 2Fe ₂ O ₃ + 4POCl ₃ → 4FeCl ₃ + P ₄ O ₁₀		
Безводный хлорид железа(III) получают дегидратацией FeCl ₃ ·6H ₂ O при нагревании			FeCl ₃ ·6H ₂ O → FeCl ₃ + 6H ₂ O		
Химические реакции					
1. Гидратация, дегидратация и термическое разложение					
Гидратация	FeCl ₃ + 6H ₂ O → FeCl ₃ ·6H ₂ O↓(тв);				
Термическое разложение	>500°С 2FeCl ₃ → 2FeCl ₂ + Cl ₂				
	FeCl ₃ ·6H ₂ O↓(тв) + FeCl ₃ ↓(тв) → 2FeOCl↓ + 4HCl↑ + 3FeOCl↓ → Fe ₂ O ₃ + FeCl ₃ красный + 4H ₂ O↑				
	В вакууме, инертной ΔН = 133,8 кДж/моль Сплавление при 250-300 °С Выше300°С				

2. Обменные реакции		
Образование ос- новных солей	Комн температура $\text{FeCl}_3 + \text{NaOH} \rightarrow (\text{FeOH})\text{Cl}_2\downarrow + \text{NaCl}$ <div>недостаток ржавый</div>	Аналогично с разб. NH_4OH
Образование гид- роксида	Комн температура $\text{FeCl}_3 + 3\text{NaOH} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{NaCl}$ <div> </div>	

Взаимодействие с металлами	$2\text{FeCl}_3 + \text{M} \rightarrow 2\text{FeCl}_2 + \text{MCl}_2$ $2\text{FeCl}_3 + \text{Cu} \rightarrow 2\text{FeCl}_2 + \text{CuCl}_2$ $2\text{FeCl}_3 + \text{Fe} \rightarrow 3\text{FeCl}_2$	При 200-400 °С М = Mg, Zn, Cd, Al и др. металлы
Взаимодействие с восстановителями	$2\text{FeCl}_3 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow 2\text{FeCl}_2 + 2\text{HCl} + \text{S}$ $4\text{FeCl}_3 + \text{Cu}_2\text{S} \rightarrow 4\text{FeCl}_2 + 2\text{CuCl}_2 + \text{S}$ $2\text{FeCl}_3 + \text{SnCl}_2 \rightarrow 2\text{FeCl}_2 + \text{SnCl}_4$ $2\text{FeCl}_3 + 2\text{KI} \rightarrow 2\text{FeCl}_2 + 2\text{KCl} + \text{I}_2$ $2\text{FeCl}_3 + 2\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \rightarrow 2\text{FeCl}_2 + \text{Na}_2\text{S}_4\text{O}_6 + 2\text{NaCl}$ $2\text{FeCl}_3 + \text{H}_2 \rightarrow 2\text{FeCl}_2 + 2\text{HCl}\uparrow$ $6\text{FeCl}_3 + 2\text{NH}_4\text{Cl} \rightarrow 6\text{FeCl}_2 + \text{N}_2\uparrow + 8\text{HCl}\uparrow$	В токе сухого газа H_2 при 100°С

5. Качественные реакции на ионы Fe^{3+}

Реакции обнаружения Fe^{3+}	$\text{FeCl}_3 + \text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6] \rightarrow \text{KFe}[\text{Fe}(\text{CN})_6]\downarrow + 3\text{KCl}$	Образуется синий осадок
	$\text{FeCl}_3 + 6\text{KSCN} \rightarrow \text{K}_3[\text{Fe}(\text{SCN})_6] + 3\text{KCl}$ Кроваво-красный	Обесцвечивается в избытке F^- ионов (NaF , NH_4F)

Области применения

В различных отраслях химической промышленности	Широко применяется в качестве катализатора Фриделя-Крафтса в органическом синтезе для реакций электрофильного замещения в ароматических углеводородах; исходное вещество для получения других соединений железа и «ферромагнитного графита»; как хлорирующий агент, окислитель, осушитель; реагент для обнаружения SCN^- , Sn^{2+} , H_2O_2 , определения фенолов, енолов
В радиотехнике, системотехнике	Для травления печатных плат, печатных форм (офорт, цинкография),
В металлургии	Компонент растворов для электрохимического окрашивания Al
В текстильной промышленности	При дублении кожи, протрава при окраске тканей
В медицине	В качестве вяжущего и кровоостанавливающего средства
В пищевой промышленности	В РФ разрешён в качестве улучшителя хлебобулочных и мучных кондитерских и макаронных изделий, добавляется в хлеб (опару) в количестве 0,00002 мг/кг, используется в производстве аналога чёрной зернистой икры в составе красителя для подкрашивания желатиновых капсул
В охране окружающей среды	Как коагулянт при очистке сточных вод, коммунальных и промышленных стоков, устраняет запах сероводорода, для демеркуризации.

Токсичность, воздействие на живые организмы

Хлорид железа(III) является токсичным, высококоррозионным соединением. При воздействии на кожу возможны аллергические дерматиты, при вдыхании воздуха происходит раздражение дыхательных путей, легких, нарушения функции печени, желудочные заболевания. ПДК для хлорида (в пересчете на Fe) в атмосферном воздухе – 0,004 мг/м³

Использованные литературные источники

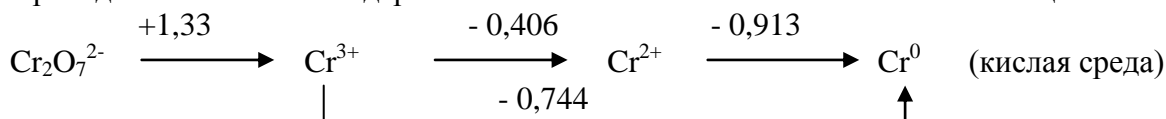
1	Химическая энциклопедия. В 5 т. /под ред. И.Л.Кнунянц. — М.: Изд-во «Советская энциклопедия», 1990. — Т.2. — С. 138.
2	Рипан Р., Четьяну И. Неорганическая химия. — Т.2. Химия металлов. — М.: Мир, 1972. — С. 520-522.
3	Лидин Р.А., Молочко В.А., Андреева Л.Л. Химические свойства неорганических веществ/под ред. Р.А. Лидина. — М.: Химия, 2000. — С. 420-421.
4	Интернет – ресурсы: www.infomine.ru ; ru.wikipedia.org .

Формула	Название систематическое		Название тривиальное, традици- онное	
CrCl ₃	Хлорид хрома (III)		Хром треххлористый	
CrCl ₃ ·6H ₂ O	Гексагидрат хлорида хрома (III)		Хлорид хрома (III) 6-водный	
CrCl ₃ ·nH ₂ O n= 0,5; 1,5; 2, 3, 6, 10	Кристаллогидраты хлорида хрома (III)			
Нахождение в природе, минералы				
Физические свойства хлорида хрома (III) и его гидратов				
Показатель	CrCl ₃	CrCl ₃ ·6 H ₂ O	Показатель	CrCl ₃
Т пл., °С	1152	83	ΔН ^о _{298,обр} , кДж/моль	-570
Т кип., °С	600 (возг) 1300		S ^о ₂₉₈ , Дж/(моль·К)	124,7
Плотность, г/см ³	2,87	1,76	ΔG ^о ₂₉₈ , кДж/моль	-501
С ^о _р , Дж/(моль·К)	91,8 (т)			
Из водных растворов ниже 30°С кристаллизуется декагидрат (темно-зеленый), выше 30°С — гексагидрат, для которого известны четыре изомерные формы. Безводный CrCl ₃ мало растворим в воде, спирте, эфире, ацетальдегиде, ацетоне. Хлорид хро- ма (III) растворим в воде в присутствии восстановителей (Cr ²⁺ , Fe ²⁺). Гексагидрат CrCl ₃ ·6H ₂ O хорошо растворяется в спирте и воде, растворимость CrCl ₃ ·6H ₂ O в воде при 20°С составляет 58,5 г на 100 мл.				
Промышленное производство, лабораторные способы получения				
Высокотемпературное хлорирование хрома, фер- рохрома в присутствии угля		2Cr + 3Cl ₂ → 2CrCl ₃		
Хлорирование оксида хрома(III) в присутствии углерода при температуре 800 °С Высокотемпературное хлорирование хромовой руды в присутствии угля с раздельной конденса- цией образующихся хлоридов хрома и железа		800 °С Cr ₂ O ₃ + 3C + 3Cl ₂ → 2CrCl ₃ + 3CO		
Действие хлора на нагретый до красного каления сульфид хрома (III)		Cr ₂ S ₃ + 3Cl ₂ → 2CrCl ₃ + 3S		
Взаимодействие оксида хрома (III) с парами CCl ₄ при 700-800 °С		2Cr ₂ O ₃ + 3CCl ₄ → 4CrCl ₃ + 3CO ₂ . Cr ₂ O ₃ + 3CCl ₄ → 2CrCl ₃ + 3COCl ₂		
Кристаллогидрат получают растворением Cr(OH) ₃ в соляной кислоте		Cr(OH) ₃ + 3HCl → CrCl ₃ + 3H ₂ O		
Кристаллогидрат получают восстановлением рас- творов CrO ₃ формалином в соляной кислоте		2CrO ₃ + 6HCl + 3CH ₂ O → 2CrCl ₃ + 3HCOOH + 3H ₂ O		
Химические реакции				
1. Гидратация, дегидратация и термическое разложение				
Гидратация	CrCl ₃ + 6H ₂ O → CrCl ₃ ·6H ₂ O↓ _(тв) ;			
Дегидратация	30-50°С 50-80 °С CrCl ₃ ·6H ₂ O → CrCl ₃ ·3H ₂ O→ CrCl ₃ ·2H ₂ O → CrCl ₃ ·1,5H ₂ O → CrCl ₃ ·0,5H ₂ O Зеленый коричневый фиолетовый красный красный - 3H ₂ O - H ₂ O - 0,5H ₂ O - H ₂ O			
Термическое раз- ложение	2CrCl ₃ ·6H ₂ O↓ _(тв) → Cr ₂ O ₃ + 6HCl + 9H ₂ O↑ 2CrCl ₃ → 2CrCl ₂ + Cl ₂		650°С 1300°С	

2. Ионно-обменные реакции		
Образование основных солей	$\text{CrCl}_3 + \text{NaOH} \xrightarrow[\text{недостаток}]{\text{Комн температура}} (\text{CrOH})\text{Cl}_2\downarrow + \text{NaCl}$	Аналогично с разб. NH_4OH
Образование гидроксида	$\text{CrCl}_3 + 3\text{NaOH} \xrightarrow{\text{Комн температура}} \text{Cr}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{NaCl}$ $\text{Cr}(\text{OH})_3\downarrow \rightarrow 2\text{CrO}(\text{OH})\downarrow + \text{H}_2\text{O}$	Аналогично с разб. NH_4OH
Гидролиз	$\text{CrCl}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons (\text{CrOH})\text{Cl}_2 + \text{HCl}$ $\text{Cr}^{3+} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CrOH}^{2+} + \text{H}^+$	
Взаимодействие с растворами карбонатов, силикатов (совместный гидролиз)	$2\text{CrCl}_3 + 3\text{Na}_2\text{CO}_3 + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{Cr}(\text{OH})_3\downarrow + 6\text{NaCl} + 3\text{CO}_2\uparrow$ $2\text{CrCl}_3 + 3\text{Na}_2\text{SiO}_3 + 6\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{Cr}(\text{OH})_3\downarrow + 6\text{NaCl} + 3\text{H}_2\text{SiO}_3\downarrow$	Возможно образование основных солей
Взаимодействие с водяным паром	$2\text{CrCl}_{3(\text{тв})} + 3\text{H}_2\text{O}_{(\text{пар})} \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_3 + 6\text{HCl}\uparrow$	Нагрев до 350-500 °C
Взаимодействие с сероводородом	$2\text{CrCl}_{3(\text{тв})} + 3\text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{Cr}_2\text{S}_{3(\text{тв})} + 6\text{HCl}\uparrow$	600-650 °C
Взаимодействие с фосфатами	$\text{CrCl}_3 + 2\text{Na}_2\text{HPO}_4 \rightarrow \text{CrPO}_4\downarrow + 3\text{NaCl} + \text{NaH}_2\text{PO}_4$ избыток белый	
3. Реакции комплексообразования		
С водой	<p>Образует несколько изомерных гексагидратов: $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$ — фиолетовый хлорид Рекура – кристаллы серовато-синего цвета, $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_5\text{Cl}]\text{Cl}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ — хлорид Бьеррума – гигроскопичное светло-зеленое вещество; $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_4\text{Cl}_2]\text{Cl} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ — зеленый хлорид Рекура – темно-зеленые кристаллы. В водных растворах устанавливается термодинамическое равновесие между тремя формами, зависящее от многих факторов. $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3 \xrightleftharpoons{0-10^\circ\text{C}} [\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_5\text{Cl}]\text{Cl}_2 \cdot \text{H}_2\text{O} \xrightleftharpoons{0-10^\circ\text{C}} [\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_4\text{Cl}_2]\text{Cl} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{CrCl}_3 + 6\text{H}_2\text{O} \xrightleftharpoons{\text{избыток}} [\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+} + 3\text{Cl}^-$ гексааквахром (III)</p>	
С цианидами	$\text{CrCl}_3 + 6\text{KCN} \rightarrow \text{K}_3[\text{Cr}(\text{CN})_6] + 3\text{KCl}$ желтый	
Образование гидроксокомплексов	$\text{CrCl}_3 + 4\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}[\text{Cr}(\text{OH})_4] + 3\text{NaCl}$ $\text{CrCl}_3 + 6\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6] + 3\text{NaCl}$ избыток	
С этилендиаминтетраацетатом (ЭДТА, трилон Б)	$\text{CrCl}_3 + \text{Na}_2[\text{H}_2\text{Y}] \rightarrow \text{Na}[\text{CrY}] + 2\text{HCl} + \text{NaCl}$ $\text{Y} = [(\text{OOCCH}_2)_2\text{NCH}_2\text{CH}_2\text{N}(\text{CH}_2\text{COO})_2]^{4-}$ — кислотный остаток этилендиаминтетраауксусной кислоты	
С галогенидами щелочных металлов	$\text{CrCl}_3 + \text{MCl} \rightarrow \text{M}[\text{CrCl}_4]$ $\text{CrCl}_3 + 3\text{MCl} \rightarrow \text{M}_3[\text{CrCl}_6]$	$\text{M} = \text{Na}^+, \text{K}^+, \text{Cs}^+$ сплавливание
С аммиаком	$\text{CrCl}_{3(\text{тв})} + 5\text{NH}_3 \rightleftharpoons [\text{Cr}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_2$ $\text{CrCl}_{3(\text{тв})} + 6\text{NH}_3 \rightleftharpoons [\text{Cr}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$	В безводной среде

4. Окислительно-восстановительные реакции

Приведены значения стандартных окислительно-восстановительных потенциалов



Окисление галогенами	$2\text{CrCl}_3 + 3\text{Cl}_2 + 16\text{NaOH} \rightarrow 2\text{Na}_2\text{CrO}_4 + 12\text{NaCl} + 8\text{H}_2\text{O}$ $2\text{CrCl}_3 + 4\text{F}_2 \xrightarrow{\text{избыток}} 2\text{CrF}_4 + 3\text{Cl}_2$	Нагрев 350-500°C
Окисление кислородом воздуха	$4\text{CrCl}_{3(\text{тв})} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Cr}_2\text{O}_3 + 6\text{Cl}_2\uparrow$	Нагрев 800-1000 °C
Реакции с окислителями	$2\text{CrCl}_3 + \text{HClO}_{3(\text{конц})} + 4\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 7\text{HCl}$ $10\text{CrCl}_3 + 6\text{KMnO}_{4(\text{конц})} + 9\text{H}_2\text{SO}_4 + 11\text{H}_2\text{O} \rightarrow$ $5\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 30\text{HCl} + 6\text{MnSO}_4 + 3\text{K}_2\text{SO}_4$	Кип. Кип.
Взаимодействие с металлами	$2\text{CrCl}_3 + 3\text{M} \xrightarrow{250^\circ\text{C}} 2\text{Cr} + 3\text{MCl}_2$ $2\text{CrCl}_3 + \text{Cr} \rightarrow 3\text{CrCl}_2$	Нагрев М = Mg, Zn, Ca, Fe и др. металлы
Взаимодействие с восстановителями	$2\text{CrCl}_3 + \text{H}_2 \rightarrow 2\text{CrCl}_2 + 2\text{HCl}$ $\text{CrCl}_3 + 6\text{CO} + \text{Al} \rightarrow [\text{Cr}(\text{CO})_6]\downarrow + \text{AlCl}_3$ $2\text{CrCl}_3 + 6\text{Na}(\text{C}_5\text{H}_5) \rightarrow 2[\text{Cr}(\text{C}_5\text{H}_5)_2]\downarrow + 6\text{NaCl} + (\text{C}_5\text{H}_5)_2$	420-500°C 140 °C, в бензоле кип. в диоксане

5. Электролиз

Электролиз рас- твора	электролиз $2\text{CrCl}_3 \rightarrow 2\text{CrCl}_{2(\text{катод})} + \text{Cl}_{2\uparrow(\text{анод})}$	
--------------------------	--	--

6. Качественные реакции на ионы Sr^{3+}

Реакция обнаружения Cr ³⁺	$2\text{CrCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}_2 + 10\text{NaOH}_{(\text{конц})} \rightarrow 2\text{Na}_2\text{CrO}_4 + 8\text{H}_2\text{O}$ <p style="text-align: center;">фиолетовый желтый + 6NaCl</p> <p>При действии раствора бензидина на полученный хромат Na₂CrO₄ появляется синее окрашивание.</p>	Кип.
--------------------------------------	--	------

Области применения

В различных отраслях химической промышленности	В качестве катализатора в реакциях органического синтеза, для синтеза соединений хрома
В металлургии	При электролитическом и металлотермическом получении хрома, безводный CrCl_3 применяется для нанесения покрытий хрома на стали химическим осаждением из газовой фазы
В текстильной промышленности	При дублении кожи, гидраты CrCl_3 – протрава при крашении тканей
В электротехнике	Компонент электролитов

Токсичность, воздействие на живые организмы

Хлорид хрома(III) токсичен (класс токсичности — I), поэтому хранить его нужно в таре изготовителя - в специальных стальных барабанах в помещениях с качественной приточно-вытяжной вентиляцией. ПДК Cr(III) в водоёмах не должно превышать 0,5 мг/литр. В рыбохозяйственных водоёмах — 0,005 мг/литр.

Использованные литературные источники

1	Химическая энциклопедия. В 5 т. /под ред. Н.С.Зефирова. — М.: Изд-во «Большая Российская энциклопедия», 1998. — Т.5. — С. 310-311.
2	Рипан Р., Четяну И. Неорганическая химия. —Т.2. Химия металлов. — М.: Мир, 1972. — С. 247-248.
3	Лидин Р.А., Молочко В.А., Андреева Л.Л. Химические свойства неорганических веществ/под ред. Р.А. Лидина. — М.: Химия, 2000. — С. 384-385.
4	Интернет – ресурсы: www.infomine.ru ; .ru.wikipedia.org ;

Формула	Название систематическое			Название тривиальное, традиционное		
AgNO ₃	Нитрат серебра (I)			Азотнокислое серебро		
Нахождение в природе, минералы						
AgNO ₃	Ионы серебра входят в решётку самородного золота, количество которого иногда достигает почти 50 % по весу. В небольшом количестве ион серебра входит в решётку сульфидов и сульфосолей меди, а также в состав теллуридов, некоторых полиметаллических и особенно в золото-сульфидных и золото-кварцевых месторождениях.					
Физические свойства нитрата серебра (I)						
Показатель	AgNO ₃			Показатель	AgNO ₃	
Т пл., °С	208,6			ΔH° _{298,обр} , кДж/моль	- 124,5	
Т кип., °С	300 (разл)			S° ₂₉₈ , Дж/(моль·К)	140,9	
Плотность, г/см ³	4,35 (19°);			ΔG° ₂₉₈ , кДж/моль	- 33,6	
C° _p , Дж/(моль·К)	93,05					
Растворимость AgNO ₃ (в г/100 г растворителя)						
Растворитель	вода			метанол	этанол	ацетон
Температура, °С	0	20	100	20	20	20
Растворимость	122,2	222,5	770	3,6	2,12	0,44
Промышленное производство, лабораторные способы получения						
Растворение серебра в концентрированной азотной кислоте				Ag + 2HNO ₃ = AgNO ₃ + NO ₂ ↑ + H ₂ O		
Химические реакции						
1. Термическое разложение						
Термическое разложение	2AgNO ₃ = 2Ag + 2NO ₂ + O ₂					300-500 °С
2. Ионно-обменные реакции						
Взаимодействие со щелочами и недостатком гидрата аммиака	AgNO ₃ + KOH = AgOH + KNO ₃ 2AgNO ₃ + 2KOH = Ag ₂ O+H ₂ O + 2KNO ₃ 2AgNO ₃ + 2NH ₃ ·H ₂ O _(разб.) = Ag ₂ O↓ + 2NH ₄ NO ₃ + 2H ₂ O					в этаноле при -50 °С комн.
Осаждение галогенидов серебра	AgNO ₃ + KX _(разб.) = AgX↓ + KNO ₃					X = Cl ⁻ , Br ⁻ , I ⁻
Осаждение солей серебра(I)	2AgNO ₃ + Na ₂ CO _{3(разб.)} = Ag ₂ CO ₃ ↓ + 2NaNO ₃ 3AgNO ₃ + Na ₃ PO ₄ = Ag ₃ PO ₄ ↓ + 3NaNO ₃ 2AgNO ₃ + Na ₂ SO _{4(конц.)} = Ag ₂ SO ₄ ↓ + 2NaNO ₃ AgNO ₃ + KCN (разб.) = AgCN↓ + KNO ₃ 2AgNO ₃ + Na ₂ CrO _{4(разб.)} = Ag ₂ CrO ₄ ↓ + 2NaNO ₃					
Взаимодействие с сероводородом	2AgNO ₃ + H ₂ S = Ag ₂ S↓ + 2HNO ₃					
3. Реакции комплексообразования						
С избытком гидрата аммиака	AgNO ₃ + 2NH ₃ ·H ₂ O ⇌ [Ag(NH ₃) ₂]NO ₃ + 2H ₂ O					
С избытком тиосульфата натрия	AgNO ₃ + 2Na ₂ S ₂ O ₃ → Na ₃ [Ag(S ₂ O ₃) ₂] + NaNO ₃					
С цианидами	AgNO ₃ + 2KCN → K[Ag(CN) ₂] + KNO ₃					

4. Окислительно-восстановительные реакции		
Взаимодействие с галогенами	$4\text{AgNO}_3 + 2\text{Cl}_2 = 4\text{AgCl} + 2\text{N}_2\text{O}_5 + \text{O}_2$	0° С, в растворе CCl_4
Окисление озон-ом	$2\text{AgNO}_{3(\text{конц.})} + \text{H}_2\text{O} + 2\text{O}_3 = \text{Ag}_2\text{O}_3\downarrow + 2\text{HNO}_3 + 2\text{O}_2$	
Взаимодействие с персульфатом	$2\text{AgNO}_3 + 4\text{KOH} + \text{K}_2\text{S}_2\text{O}_8 = (\text{Ag}^{\text{I}}\text{Ag}^{\text{III}})\text{O}_2\downarrow + 2\text{KNO}_3 + 2\text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$	
Взаимодействие с халькогенами	$4\text{AgNO}_{3(\text{гор.})} + 3\text{H}_2\text{O} + 3\text{Э} = 2\text{Ag}_2\text{Э}\downarrow + \text{H}_2\text{ЭO}_3 + 4\text{HNO}_3$	Э = Se, Te
Взаимодействие с металлами	$n\text{AgNO}_3 + \text{M} \rightarrow n\text{Ag} + \text{M}(\text{NO}_3)_n$ $2\text{AgNO}_3 + \text{Cu} \rightarrow 2\text{Ag} + \text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ $2\text{AgNO}_3 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Cu} = \text{CuSO}_4 + \text{Ag}_2\text{SO}_4 + 2\text{NO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ 	

Список рекомендуемой литературы

1. Химическая энциклопедия. В 5 т. /под ред. И.Л.Кнунянц. – М.: Изд-во «Советская энциклопедия», 1988. - Т.1. – 626 с.
2. Химическая энциклопедия. В 5 т. /под ред. И.Л.Кнунянц. – М.: Изд-во «Советская энциклопедия», 1990. - Т.2. – 674 с.
3. Химическая энциклопедия. В 5 т. /под ред. И.Л.Кнунянц. – М.: Изд-во «Большая Российская энциклопедия», 1992. - Т.3. – 642 с.
4. Химическая энциклопедия. В 5 т. /под ред. Н.С. Зефирова. – М.: Изд-во «Большая Российская энциклопедия», 1995. - Т.4. – 642 с.
5. Химическая энциклопедия. В 5 т. /под ред. Н.С.Зефирова. – М.: Изд-во «Большая Российская энциклопедия», 1998. - Т.5. – 783 с.
6. Химический энциклопедический словарь /под ред И.Л.Кнунянц. — М.: Сов. Энциклопедия, 1983. — 792 с.
7. Рипан Р., Четяну И. Неорганическая химия: пер. с румынского /под ред. акад. В.И. Спицына. — Т.1. Химия металлов. - М.: Мир, 1971. - 560 с.
8. Рипан Р., Четяну И. Неорганическая химия: пер. с румынского /под ред. акад. В.И. Спицына. — Т.2. Химия металлов. – М.: Мир, 1972. – 871 с.
9. Рипан Р., Четяну И. Руководство к практическим работам по неорганической химии. – М.: Мир, 1965. – 569 с.
- 10.Лидин Р.А., Молочко В.А., Андреева Л.Л. Химические свойства неорганических веществ: учеб. пособие для вузов. — 3-е изд., испр. /под ред. Р.А. Лидина – М.: Химия, 2000. – 480 с.
- 11.Волков А.И., Жарский И.М. Большой химический справочник / А.И. Волков, И.М. Жарский. — Минск: Современная школа, 2005. — 608 с.
- 12.Лидин Р.А. Константы неорганических веществ: справочник/ Р.А.Лидин, Л.Л. Андреева, В.А. Молочко; под ред. Р.А. Лидина. — 2-е изд., перераб. и доп. — М.: Дрофа, 2006. — 685 с.
- 13.Гринвуд Н.Н., Эрншо А. Химия элементов. В 2 т. — М.: Бином, 2008. — Т.1. — 601с., Т.2. — 666с.
- 14.Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия: учеб. для вузов. — 4-е изд., испр. — М.: Высшая школа, Изд.центр «Академия», 2001. — 743 с.
- 15.Некрасов Б.В. Основы общей химии. В 2 т. — М.: Химия, 1973. — Т.1. — 656 с. Т.2 — 688 с.
- 16.Никольский А.Б., Суворов А.В. Химия: учеб. для вузов. — СПб.: Химиздат, 2001. — 512 с.
- 17.Неорганическая химия. В 3 т. /под ред. Ю.Д. Третьякова. — Т.2 Химия непереходных элементов: учеб. для студ. высш. учеб. заведений/ А.А.Дроздов, В.П. Зломанов, Г.Н. Мазо, Ф.М. Спиридонов. — М.: Издательский центр «Академия», 2004. — 368 с.
- 18.Неорганическая химия. В 3 т. /под ред. Ю.Д. Третьякова. — Т.3 Химия переходных элементов. Кн. 1: учеб. для студ. высш. учеб. заведений/

- А.А.Дроздов, В.П. Зломанов, Г.Н. Мазо, Ф.М. Спиридонов. — М.: Издательский центр «Академия», 2004. — 352 с.
19. Неорганическая химия. В 3 т. /под ред. Ю.Д. Третьякова. — Т.3 Химия переходных элементов. Кн. 2: учеб. для студ. высш. учеб. заведений/ А.А.Дроздов, В.П. Зломанов, Г.Н. Мазо, Ф.М. Спиридонов. — М.: Издательский центр «Академия», 2004. — 400 с.
20. Угай Я.А. Общая и неорганическая химия. М.: Высшая школа, 1997. — 527 с.
21. Дриц М.Е., Будберг П.Б., Бурханов Г.С., Дриц А.М., Пановко В.М. Свойства элементов: справ. изд./ Под ред. Дрица М.Е. — М.: Металлургия, 1985. — 672 с.
22. Коттон Ф., Уилкинсон Дж. Основы неорганической химии. — М.: Мир, 1979. — 677 с.
23. Реми Г. Курс неорганической химии: XI изд. пер. с нем. /под ред. чл.-корр. АН СССР Новоселовой А.В. — М.: Изд-во иностранной литературы. — 1963, Т.1. — 921 с.; 1966, Т.2. — 837 с.

Учебное издание

Зорина Людмила Николаевна, Чалова Ольга Борисовна,
Чанышева Альфия Тагировна

Серия
МОЛЕКУЛЫ И РЕАКЦИИ

Выпуск 2
Основания, кислоты, соли

Редактор Л.А. Маркешина

Подписано в печать __.__.2014 Бумага офсетная. Формат 60х84 1/8
Гарнитура «Таймс». Печать трафаретная. Усл. печ. л. 4,88. Уч.-изд. л. 4,39.
Тираж 150 экз. Заказ

Редакционно-издательский центр
Уфимского государственного нефтяного
технического университета

Адрес Редакционно-издательского центра:
450062, Республика Башкортостан, г. Уфа, ул. Космонавтов, 1