

# ПОЯСНИТЕЛЬНАЯ ЗАПИСКА

## Особенности контрольных измерительных материалов для проведения основного государственного экзамена по химии

Основной государственный экзамен (ОГЭ) по химии проводится с использованием контрольных измерительных материалов (КИМ), стандартизированных по форме, уровню сложности и способам оценки их выполнения.

КИМ призваны оценить подготовку по химии выпускников 9-х классов общеобразовательных организаций в целях их государственной итоговой аттестации. Результаты ОГЭ могут быть приняты во внимание при приеме учащихся в профильные классы средней (полной) школы, учреждения начального и среднего профессионального образования. Экзамен проводится в соответствии с Федеральным законом от 29.12.2012 № 273-ФЗ «Об образовании в Российской Федерации».

Содержание экзаменационной работы определяется на основе федерального компонента государственного образовательного стандарта основного общего образования по химии (приказ Минобрнауки России от 05.03.2004 № 1089).

В 2018 году на выбор органов исполнительной власти субъектов РФ, осуществляющих управление в сфере образования, предлагается две модели экзаменационной работы. Каждый вариант экзаменационной работы состоит из двух частей.

*Часть 1* содержит 19 заданий с кратким ответом, в их числе 15 заданий базового уровня сложности (порядковые номера этих заданий: 1, 2, 3, 4, ..., 15) и 4 задания повышенного уровня сложности (порядковые номера этих заданий: 16, 17, 18, 19). При всем своем различии задания этой части сходны в том, что ответ к каждому из них записывается кратко в виде одной цифры или последовательности цифр (двух или трех). Последовательность цифр записывается в бланк ответов без пробелов и других дополнительных символов.

*Часть 2* в зависимости от модели КИМ содержит 3 или 4 задания высокого уровня сложности, с развернутым ответом. Различие экзаменационных моделей 1 и 2 состоит в содержании и подходах к выполнению последних заданий экзаменационных вариантов:

- экзаменационная модель 1 содержит задание 22, предусматривающее выполнение мысленного эксперимента;
- экзаменационная модель 2 содержит задания 22 и 23, предусматривающие выполнение лабораторной работы (реального химического эксперимента).

Задания расположены по принципу постепенного нарастания уровня их сложности. Доля заданий базового, повышенного и высокого уровней сложности составила в работе 68, 18 и 14% соответственно. Общее представление о количестве заданий в каждой из частей экзаменационной работы моделей 1 и 2 (М1 и М2) дается в таблице 1.

Таблица 1

**Распределение заданий по частям экзаменационной работы моделей 1 и 2**

№	Часть работы	Тип заданий	Количество заданий, М1/М2	Максимальный первичный балл за выполнение заданий, М1/М2
1	Часть 1	Задания базового уровня сложности, с кратким ответом	15/15	15/15
		Задания повышенного уровня сложности, с кратким ответом	4/4	8/8
2	Часть 2	Задания с развернутым ответом	3/4	11/15
Итого			22/23	34/38

Каждая группа заданий экзаменационной работы имеет свое назначение.

Задания части 1 в совокупности позволяют проверить усвоение значительного количества элементов содержания, предусмотренных федеральным компонентом государственного образовательного стандарта: знание языка науки и основ химической номенклатуры, химических законов и понятий, закономерностей изменения свойств химических элементов и веществ по группам и периодам, общих свойств металлов и неметаллов, основных классов неорганических веществ, признаков и условий протекания химических реакций, особенностей протекания реакций ионного обмена и окислительно-восстановительных реакций, правил обращения с веществами и техники безопасности при работе с лабораторным оборудованием и др.

В части 2 задания *с развернутым ответом* наиболее сложные в экзаменационной работе. Эти задания проверяют усвоение следующих элементов содержания: способы получения и химические свойства различных классов неорганических соединений, реакции ионного обмена, окислительно-восстановительные реакции, взаимосвязь веществ различных классов, количество вещества, молярный объем и молярная масса вещества, массовая доля растворенного вещества. Выполнение заданий этого вида предполагает сформированность комплексных умений:

- *составлять* электронный баланс и уравнение окислительно-восстановительной реакции;
- *объяснять* обусловленность свойств и способов получения веществ их составом и строением, взаимосвязь неорганических веществ;
- *проводить* комбинированные расчеты по химическим уравнениям.

В экзаменационной работе моделей 1 и 2 первые два задания с развернутым ответом (20 и 21) аналогичные. При выполнении задания 20 необходимо на основании схемы реакции, представленной в его условии, составить электронный баланс и уравнение окислительно-восстановительной реакции, определить окислитель и восстановитель. Задание 21 предполагает выполнение двух видов расчетов: вычисление массовой доли растворенного вещества в растворе и вычисление количества вещества, массы или объема вещества по количеству вещества, по массе или объему одного из реагентов или продуктов реакции.

Задание 22 является практико-ориентированным и в модели 1 имеет характер *мысленного эксперимента*. Оно ориентировано на проверку следующих умений: планировать проведение эксперимента на основе предложенных веществ; описывать признаки протекания химических реакций, которые следует осуществить; составлять молекулярное и сокращенное ионное уравнение этих реакций.

Задание 23 в экзаменационной работе (модель 2) органично связано по своему содержанию с заданием 22 и имеет характер *реального химического эксперимента*. Его выполнение требует владения не только названными выше умениями, но и умением безопасного обращения с веществами и лабораторным оборудованием.

Включенные в работу задания распределены по содержательным блокам: «Вещество», «Химическая реакция», «Элементарные основы неорганической химии. Представления об органических веществах», «Методы познания веществ и химических явлений», «Химия и жизнь».

## **Продолжительность ОГЭ по химии**

На выполнение экзаменационной работы в соответствии с моделью 1 отводится 120 минут, в соответствии с моделью 2 – 140 минут (на лабораторную работу – задание 23 – дополнительно выделяется 20 минут). Примерное время, отводимое на выполнение отдельных заданий, составляет:

- для каждого задания части 1 – 3–8 минут;
- для каждого задания части 2 – 12–17 минут.

## **Дополнительные материалы и оборудование**

Перечень дополнительных материалов и оборудования, пользование которыми разрешено на ОГЭ, утвержден приказом Минобрнауки России. На экзамене по химии разрешается использовать следующие материалы и оборудование:

- Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева;
- таблица растворимости солей, кислот и оснований в воде;
- электрохимический ряд напряжений металлов;
- непрограммируемый калькулятор.

Проведение лабораторной работы в соответствии с экзаменационной моделью 2 осуществляется в специальном помещении – химической лаборатории, оборудование которой должно отвечать требованиям СанПиН.

## Система оценивания выполнения отдельных заданий и экзаменационной работы в целом

Верное выполнение каждого из заданий 1–15 оценивается 1 баллом.

Верное выполнение каждого из заданий 16–19 максимально оценивается 2 баллами.

Задания 16 и 17 считаются выполненными верно, если в каждом из них правильно выбраны два варианта ответа. За неполный ответ (правильно назван один из двух ответов или названы три ответа, из которых два верные) выставляется 1 балл. Остальные варианты ответов считаются неверными и оцениваются 0 баллов.

Задания 18 и 19 считаются выполненными верно, если правильно установлены три соответствия. Частично верным считается ответ, в котором установлены два соответствия из трех; он оценивается 1 баллом. Остальные варианты считаются неверным ответом и оцениваются 0 баллов.

Проверка заданий части 2 (20–23) осуществляется предметной комиссией. При оценивании каждого из трех заданий эксперт на основе сравнения ответа выпускника с образцом ответа, приведенным в критериях оценивания, выявляет в ответе обучающегося элементы, каждый из которых оценивается 1 баллом. Максимальная оценка за верно выполненное задание: за задания 20 и 21 – по 3 балла; в модели 1 за задание 22 – 5 баллов; в модели 2 за задание 22 – 4 балла, за задание 23 – 5 баллов.

На основе баллов, выставленных за выполнение всех заданий работы, подсчитывается общий балл, который переводится в школьные отметки.

## Обобщенный план варианта КИМ 2018 года для выпускников 9-х классов по химии

Уровни сложности задания: Б – базовый, П – повышенный, В – высокий.

Таблица 2

### Спецификация заданий экзаменационной работы

№ задания в работе	Проверяемые элементы содержания	Коды проверяемых элементов содержания	Коды проверяемых умений	Уровень сложности задания	Максимальный балл за выполнение задания
1	2	3	4	5	6
1	Строение атома. Строение электронных оболочек атомов первых 20 элементов Периодической системы Д.И. Менделеева	1.1	2.5.1	Б	1
2	Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева	1.2	1.3 2.2.2	Б	1

1	2	3	4	5	6
3	Строение молекул. Химическая связь: ковалентная (полярная и неполярная), ионная, металлическая	1.3	2.4.3	Б	1
4	Валентность химических элементов. Степень окисления химических элементов	1.4	2.4.2	Б	1
5	Простые и сложные вещества. Основные классы неорганических веществ. Номенклатура неорганических соединений	1.6	2.1.2 2.4.4	Б	1
6	Химическая реакция. Условия и признаки протекания химических реакций. Химические уравнения. Сохранение массы веществ при химических реакциях. Классификация химических реакций по различным признакам: числу и составу исходных и полученных веществ, изменению степеней окисления химических элементов, поглощению и выделению энергии	2.1 2.2	2.4.5 2.5.3	Б	1
7	Электролиты и неэлектролиты. Катионы и анионы. Электролитическая диссоциация кислот, щелочей и солей (средних)	2.3 2.4	1.2 2.2.3	Б	1
8	Реакции ионного обмена и условия их осуществления	2.5	2.4.6	Б	1
9	Химические свойства простых веществ: металлов и неметаллов	3.1	2.2.2 2.3.2	Б	1
10	Химические свойства оксидов: основных, амфотерных, кислотных	3.2.1	2.3.3	Б	1
11	Химические свойства оснований. Химические свойства кислот	3.2.2 3.2.3	2.3.3	Б	1
12	Химические свойства солей (средних)	3.2.4	2.3.3	Б	1
13	Чистые вещества и смеси. Правила безопасной работы в школьной лаборатории. Лабораторная посуда и оборудование. Человек в мире веществ, материалов и химических реакций. Проблемы безопасного использования веществ и химических реакций в повседневной жизни. Разделение смесей и очистка веществ. Приготовление растворов. Химическое загрязнение окружающей среды и его последствия	1.5 4.1 5.1 5.2	2.6 2.9	Б	1

1	2	3	4	5	6
14	Степень окисления химических элементов. Окислитель и восстановитель. Окислительно-восстановительные реакции	1.4 2.6	1.2.1 2.4.2	Б	1
15	Вычисление массовой доли химического элемента в веществе	4.4.1	2.8.1	Б	1
16	Периодический закон Д.И. Менделеева. Закономерности изменения свойств элементов и их соединений в связи с положением в Периодической системе химических элементов	1.2.2	2.2.2 2.3.1	П	2
17	Первоначальные сведения об органических веществах: предельных и непредельных углеводородах (метане, этане, этилене, ацетилене) и кислородсодержащих веществах: спиртах (метаноле, этаноле, глицерине), карбоновых кислотах (уксусной и стеариновой). Биологически важные вещества: белки, жиры, углеводы	3.4	1.4 2.1.3 2.3.4 2.4.7	П	2
18	Определение характера среды раствора кислот и щелочей с помощью индикаторов. Качественные реакции на ионы в растворе (хлорид-, сульфат-, карбонат-ионы, ион аммония). Получение газообразных веществ. Качественные реакции на газообразные вещества (кислород, водород, углекислый газ, аммиак)	4.2 4.3	2.7.3 2.7.4 2.7.5	П	2
19	Химические свойства простых веществ. Химические свойства сложных веществ	3.1 3.2	2.3.2 2.3.3	П	2
20	Степень окисления химических элементов. Окислитель и восстановитель. Окислительно-восстановительные реакции	2.6	2.4.2 2.5.3	В	3
21	Вычисление массовой доли растворенного вещества в растворе. Вычисление количества вещества, массы или объема вещества по количеству вещества, массе или объему одного из реагентов или продуктов реакции	4.5.2 4.5.3	2.8.2 2.8.3	В	3
<i>Модель 1</i>					
22	Химические свойства простых веществ. Химические свойства слож-	3.1 3.2	2.4.6 2.5.3	В	5

1	2	3	4	5	6
	ных веществ. Взаимосвязь различных классов неорганических веществ. Реакции ионного обмена и условия их осуществления	3.3 4.4			
<i>Модель 2</i>					
22	Химические свойства простых веществ. Химические свойства сложных веществ. Взаимосвязь различных классов неорганических веществ. Реакции ионного обмена и условия их осуществления	3.1 3.2 3.3 4.4	2.4.6 2.5.3	В	4
23	Правила безопасной работы в школьной лаборатории. Лабораторная посуда и оборудование. Получение и изучение свойств основных классов неорганических веществ	4.1 4.4	2.5.3 2.6 2.7.1 2.7.2	В	5
<p>Всего заданий – 22/23; из них по типу: с кратким ответом – 19, с развернутым ответом – 3/4; по уровню сложности: Б – 15, П – 4, В – 3/4. Максимальный первичный балл – 34/38.</p>					

## ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ МАТЕРИАЛЫ

*Задание 1. Строение атома. Строение электронных оболочек атомов первых 20 элементов Периодической системы Д.И. Менделеева.*

Атом состоит из ядра (содержит протоны с положительным зарядом и нейтроны) и электронной оболочки, состоящей из отрицательно заряженных электронов.

Заряд ядра атома равен номеру элемента в Периодической системе ( $Z$ ). Для атома выполняются следующие равенства:

$$N(\bar{e}) = N(p^+) = Z \text{ и } N(p^+) + N(n^0) = A,$$

где  $A$  – массовое число атома.

Электронная оболочка состоит из электронных слоев (уровней). Уровни состоят из подуровней, а подуровни – из орбиталей (табл. 3).

Таблица 3

**Распределение электронов по уровням**

Уровень	Подуровни	Максимальное число электронов	Всего электронов на уровне
1	1s	2	2
2	2s	2	8
	2p	6	
3	3s	2	18
	3p	6	
	3d	10	

Число уровней у атома равно номеру периода, в котором находится данный химический элемент. Для элементов главных подгрупп число внешних электронов равно номеру группы. Электроны в электронной оболочке располагаются согласно нескольким принципам:

- 1) в первую очередь электроны занимают те орбитали, энергия которых меньше:  $1s2s2p3s3p4s$  (принцип минимума энергии);
- 2) на любой орбитали может находиться не более 2 электронов;
- 3) заселение орбиталей одного подуровня начинается одиночными электронами.

Распределение электронов по орбиталям в основном (невозбужденном) состоянии атома – это его электронная формула.

Рассмотрим строение атома азота и серы:

- азот находится во 2-м периоде, поэтому имеет 2 электронных слоя, и в главной подгруппе V группы, поэтому на внешнем слое содержит 5 электронов:  ${}^{14}\text{N } 1s^2 2s^2 2p^3$ ;



- сера находится в 3-м периоде, поэтому имеет 3 электронных слоя, и в главной подгруппе VI группы, поэтому на внешнем слое содержит 6 электронов:  $^{32}\text{S } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ .

Атомы могут отдавать или принимать электроны, превращаясь при этом в ионы. Если атом принял электроны, он становится анионом, если отдал – катионом. Строение ионов отличается от строения атомов. Рассмотрим два примера:

- N<sup>-3</sup> принял 3 электрона, поэтому у него всего 10 электронов:  $1s^2 2s^2 2p^6$ ;
- S<sup>+6</sup> отдала 6 электронов, поэтому у нее всего 10 электронов:  $1s^2 2s^2 2p^6$ .

Электронные формулы частиц N<sup>-3</sup> и S<sup>+6</sup> одинаковые. Таким образом, разные частицы (атомы, катионы и анионы) могут иметь одинаковую электронную формулу.

*Задание 2. Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева.*

*Задание 16. Периодический закон Д.И. Менделеева. Закономерности изменения свойств элементов и их соединений в связи с положением в Периодической системе химических элементов.*

Периодический закон был сформулирован Д.И. Менделеевым: «Свойства элементов, а потому и свойства образуемых ими простых и сложных тел находятся в периодической зависимости от их атомного веса». В дальнейшем, после изучения строения атомов, периодический закон получил новую формулировку: «Свойства элементов, а также образуемых ими простых и сложных веществ находятся в периодической зависимости от заряда ядра и конфигурации энергетических уровней».

В Периодической системе выделяют периоды (горизонтальные ряды) и группы элементов (вертикальные столбцы). Периоды бывают малые – состоящие из одного ряда элементов (1, 2 и 3-й периоды), и большие – состоящие из двух рядов (4, 5, 6 и 7-й периоды). Группы делятся на главную (А) и побочную (В) подгруппы. Главная подгруппа включает элементы малых и больших периодов, побочная – только больших.

В IA- и IIA-группах находятся s-элементы, в IIIA–VIIIA-группах – p-элементы (кроме гелия – это s-элемент). Все элементы побочных подгрупп относятся к d- или f-элементам.

Радиус атома – это расстояние между его ядром и орбитой самого дальнего электрона. В периоде атомный радиус растёт справа налево (так как уменьшается притяжение внешних электронов к ядру), а в группе сверху вниз (так как увеличивается число электронных уровней).

Электроотрицательность – способность атома притягивать электроны при образовании химической связи. При этом общие электроны смещаются к атому элемента с большей электроотрицательностью. В периоде электроотрицательность увеличивается слева направо, а в группе – снизу вверх. Элемент с максимальной электроотрицательностью – фтор.

Таким образом, слева направо по периоду:

- 1) уменьшается радиус атома;

- 2) увеличивается электроотрицательность;
- 3) усиливаются неметаллические свойства простых веществ и кислотные свойства оксидов, гидроксидов и водородных соединений неметаллов;
- 4) ослабевают металлические свойства простых веществ и основные свойства оксидов, гидроксидов и водородных соединений неметаллов.

Теперь рассмотрим изменение свойств элементов в главных подгруппах сверху вниз:

- 1) увеличивается радиус атома;
- 2) уменьшается электроотрицательность;
- 3) ослабевают неметаллические свойства простых веществ и кислотные свойства оксидов и гидроксидов;
- 4) усиливаются металлические свойства и основные свойства оксидов и гидроксидов;
- 5) усиливаются кислотные свойства водородных соединений неметаллов.

*Задание 3. Строение молекул. Химическая связь: ковалентная (полярная и неполярная), ионная, металлическая.*

Ковалентная связь – вид химической связи, возникающей за счет обобществления одной или нескольких электронных пар.

Существует два вида ковалентной связи – неполярная и полярная. Неполярная связь возникает между атомами с одинаковой электроотрицательностью, при этом общие электронные пары не смещены ни к одному из атомов ( $H_2$ ,  $Br_2$ ,  $N_2$ ,  $I_2$  и т. д.). Полярная связь – между атомами с разной электроотрицательностью, когда общие электроны смещаются к более электроотрицательному атому, поэтому атомы в такой молекуле приобретают частичный заряд ( $H_2O$ ,  $H_2SO_4$ ,  $PCl_5$  и другие вещества, состоящие из атомов неметаллов).

Ионная связь – вид химической связи, возникающей между атомами элементов, чья электроотрицательность отличается очень сильно (между металлами и неметаллами –  $Na_2S$ ,  $KCl$ ,  $BaO$  и т. д.). При этом общие электроны полностью принадлежат более электроотрицательному атому и образуются ионы: положительно заряженный катион и отрицательно заряженный анион. Ион аммония  $NH_4^+$  и катионы металлов с неметаллами, гидроксид-ионами  $OH^-$  и анионами кислотных остатков образуют ионную связь:  $NH_4Br$ ,  $KOH$ ,  $Na_3PO_4$ ,  $NH_4NO_3$ ,  $Ba(OH)_2$  и т. д.

Металлическая связь характерна для простых веществ-металлов и возникает между катионами металла и свободно движущимися электронами.

*Задание 4. Валентность химических элементов. Степень окисления химических элементов.*

Валентность – число связей у атома в соединениях с другими атомами. Высшая валентность элемента равна номеру группы, в которой он находится. Из этого правила есть исключения: максимальная валентность азота – IV, фтора – I, кислорода – II, меди – II, а также железо и многие другие элементы VIII группы: их валентности равны II, III, VI. Элементы могут иметь постоянную валентность в соединениях (фтор, калий, алюминий и т. д.) или переменную (хром, железо, азот, углерод и т. д.).

Степень окисления – это условный заряд у атома в молекуле. Для элемента в свободном состоянии она равна 0. Высшая степень окисления элемента равна номеру группы (исключения: кислород, фтор, медь, многие элементы VIII группы). Для всех неметаллов возможна отрицательная степень окисления в молекулах. Минимальная отрицательная степень окисления рассчитывается по уравнению

$$\text{степень окисления} = \text{номер группы} - 8$$

(исключение: у бора она равна  $-3$ , а не  $-5$ ).

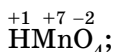
Водород в большинстве веществ имеет степень окисления  $+1$  ( $-1$  в гидридах металлов:  $\overset{+1}{\text{K}}\overset{-1}{\text{H}}$ ,  $\overset{+2}{\text{Ca}}\overset{-1}{\text{H}_2}$ ), а кислород  $-2$  ( $-1$  в пероксидах:  $\overset{+1}{\text{H}_2}\overset{-1}{\text{O}_2}$ ,  $\overset{+2}{\text{Ba}}\overset{-1}{\text{O}_2}$ ;  $+2$  во фториде кислорода  $\overset{-1}{\text{F}_2}\overset{+2}{\text{O}}$ ).

Определим степени окисления элементов в нескольких веществах:

1)  $\text{HMnO}_4$  – водород в большинстве веществ имеет степень окисления  $+1$ , а кислород  $-2$ . Находим степень окисления марганца по уравнению

$$+1 + x + (-2 \cdot 4) = 0,$$

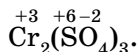
$$x = +7;$$



2)  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$  – кислород в солях имеет степень окисления  $-2$ , у металла в солях степень окисления определяем по таблице растворимости (она равна заряду иона) – у хрома  $+3$ . Затем вычисляем степень окисления серы по уравнению

$$+3 \cdot 2 + (3x + -2 \cdot 4 \cdot 3) = 0,$$

$$x = +6;$$



*Задание 5. Простые и сложные вещества. Основные классы неорганических веществ. Номенклатура неорганических соединений.*

Вещества – это то, из чего состоят предметы (физические тела) окружающего мира. Каждое вещество обладает строго определенными свойствами.

Все неорганические вещества делят на простые и сложные. Простое вещество состоит из атомов только одного элемента. К простым веществам относятся металлы (K, Ca и т. д.) и неметаллы ( $\text{H}_2$ ,  $\text{O}_2$ , S и т. д.).

Сложные вещества состоят из атомов нескольких элементов ( $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ,  $\text{BaSO}_4$ ). Они делятся на несколько групп:

1) бинарные соединения – вещества, состоящие из двух элементов. К ним относятся оксиды, водородные соединения, соли многих бескислородных кислот;

2) гидроксиды – вещества, имеющие в составе одну или несколько групп OH. К ним относятся основания и кислородсодержащие кислоты;

3) соли – вещества, состоящие из катиона металла или аммония и аниона кислотного остатка.

Номенклатура неорганических соединений:

1) оксиды называют следующим образом: оксид + элемент + его валентность (если у этого элемента несколько оксидов, в противном случае цифры не ставятся). Например, BaO – оксид бария, NO<sub>2</sub> – оксид азота (IV);

2) названия других бинарных соединений обычно оканчиваются на *-ид*: гидрид, сульфид, хлорид и т. п.;

3) основания: гидроксид + металл + его валентность. Например, NaOH – гидроксид натрия, Fe(OH)<sub>3</sub> – гидроксид железа (III). Все растворимые основания называются щелочами;

4) кислоты:

а) бескислородные: название элемента + слово *водородная*. Например, HF – фтороводородная кислота, H<sub>2</sub>S – сероводородная кислота;

б) кислородсодержащие: название элемента + *-ная* (если элемент имеет высшую степень окисления) или *-истая* (для элементов в более низкой степени окисления). Например, HNO<sub>3</sub> – азотная кислота, HNO<sub>2</sub> – азотистая кислота;

5) соли:

а) средние: кислотный остаток (табл. 4) + металл (или аммоний) + валентность металла. Например, NH<sub>4</sub>NO<sub>3</sub> – нитрат аммония, FeCl<sub>3</sub> – хлорид железа (III);

Таблица 4

**Кислотные остатки наиболее важных кислот и их названия**

Кислотный остаток	Название остатка	Какой кислоте соответствует
F <sup>-</sup>	Фторид	Фтороводородная HF
Cl <sup>-</sup>	Хлорид	Хлороводородная HCl
Br <sup>-</sup>	Бромид	Бромоводородная HBr
I <sup>-</sup>	Иодид	Иодоводородная HI
S <sup>2-</sup>	Сульфид	Сероводородная H <sub>2</sub> S
SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	Сульфит	Сернистая H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>
SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	Сульфат	Серная H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>
NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	Нитрат	Азотная HNO <sub>3</sub>
NO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	Нитрит	Азотистая HNO <sub>2</sub>
PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	(Орто)фосфат	(Орто)фосфорная H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>
CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	Карбонаты	Угльная H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>
SiO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	Силикаты	Кремниевая H <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub>

б) кислые: приставка *гидро-* + кислотный остаток + металл (или аммоний) + валентность металла. Например, Ca(HCO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> – гидрокарбонат кальция, NaHSO<sub>4</sub> – гидросульфат натрия.

Кроме международной номенклатуры также существуют тривиальные названия веществ: NH<sub>3</sub> – аммиак, CuSO<sub>4</sub> · 5H<sub>2</sub>O – медный купорос, NaOH – едкий натр, CaO – негашеная известь.