

## Введение

Есть ли логика в неорганической химии? На этот вопрос большинство школьников, а иногда и студентов отвечают отрицательно. Принято считать, что эта описательная наука чем-то напоминает ботанику или зоологию, только вместо огромного числа растений или животных здесь приходится запоминать формулы неорганических соединений, методы их синтеза и свойства. Это мнение может измениться, если открыть книгу (или скорее альбом) "Таблицы-схемы по неорганической химии". Это оригинальное издание сочетает в себе функции учебного пособия и справочника. При этом оно может оказаться полезным как школьнику, начинающего изучать химию (желательно с интересом), так и студенту химического или нехимического вуза. Как построены "Таблицы"? В основу их положена идея Л.Полинга об описании химии каждого элемента с помощью шкалы формальных степеней окисления. Они состоят из отдельных таблиц-схем, каждая из которых посвящена какому-либо одному элементу или группе элементов-аналогов. Таблицы включают сведения о наиболее важных соединениях данного элемента, кратко описаны их основные характеристики.

Для того, чтобы найти нужное соединение на поле таблицы, необходимо прежде всего определить степень окисления элемента в его составе. Соединения располагаются слева направо в порядке возрастания степени окисления (она указана в верхней части листа). Для данной положительной степени окисления вверху столбца помещен оксид, под ним — продукт взаимодействия оксида с водой — кислота или основание. Далее вниз по вертикали — соли кислородных кислот (по мере уменьшения номера группы центрального атома аниона — галогенаты, сульфаты, нитраты, фосфаты, карбонаты, карбоксилаты), затем следуют бинарные соединения ЭХл — галогениды, сульфиды, некоторые типы координационных соединений. Производные, в которых элемент входит в состав катиона, расположены в левом столбце, анионные формы — справа. Для соединений, в которых элемент имеет отрицательную степень окисления, вверху страницы помещен гидрид, под ним его катионные и анионные формы.

Таким образом, каждый лист представляет собой своеобразную

систему координат: по горизонтали — степень окисления, по вертикали — заданный порядок расположения производных. Положение каждого соединения определено однозначно, что очень облегчает поиск информации, касающейся его свойств, путей синтеза и дальнейших превращений. Окислительные переходы обозначены красными стрелками, восстановительные — зелеными, реакции, происходящие без изменения степени окисления — черными. Такой порядок позволяет наглядно представить окислительно-восстановительные переходы, реакции диспропорционирования и т.д., представляющие наибольшие трудности на начальном этапе изучения неорганической химии. Над стрелками указан реагент и другие условия проведения реакции — растворитель, катализатор, давление, температура, облучение видимым ( $h\nu$ -В) или ультрафиолетовым ( $h\nu$ -УФ) светом. Побочные продукты реакции обозначены в скобках со знаком "минус".

Описанный порядок можно проиллюстрировать на примере таблицы "Галогены". С левого края таблицы помещены производные в степени окисления «1-», т.е. галогеноводороды — НГ, под ними — соли галогеноводородных кислот. Правее расположены данные о свободных галогенах (в "нольвалентном" состоянии).

Следующий — правый столбец посвящен соединениям в степени окисления «1+». Вверху помещен единственный известный оксид —  $\text{Cl}_2\text{O}$ , далее следуют три кислоты — хлорно-, бромно- и иодноватистая НОГ (Г = Cl, Br, I), еще ниже их соли гипохлориты, -бромиты, -иодиты. Двигаясь вправо, мы наблюдаем немногочисленные производные в степени окисления «3+»: хлористую кислоту —  $\text{HClO}_2$ , ее соли — хлориты, а также бромиты (соответствующая им кислота неизвестна). Далее следуют оксиды хлора и брома в степени окисления «4+». Поскольку кислота, соответствующая  $\text{ClO}_2$ , не существует, его взаимодействие с водой сопровождается диспропорционированием с образованием двух кислот со степенями окисления «3+» и «5+». Среди 5-тивалентных оксидов известен только  $\text{I}_2\text{O}_5$ , хотя существуют кислоты — НГО<sub>3</sub> — хлорно-, бромно- и иодноватая и их соли — МГО<sub>3</sub> — галогенаты. Степень окисления «6+» реализуется лишь формально: в составе известных оксидов  $\text{ClO}_3$  и  $\text{I}_2\text{O}_6$  присутствуют атомы галогенов в двух степенях

окисления — «5+» и «7+». Среди семивалентных соединений известен только оксид хлора —  $\text{Cl}_2\text{O}_7$ , но три кислоты  $\text{HGO}_4$  — хлорная, бромная и иодная, а также их соли — перхлораты, -броматы и -иодаты.

Для характеристики отдельных соединений приводятся следующие данные:

– **формула**, иногда название (образцы применения номенклатуры IUPAC — Международного Союза Чистой и Прикладной Химии — содержатся в таблицах "Азот" и "Железо"), в остальных случаях — только формулы соединений и иногда их тривиальные названия;

– **внешний вид** (агрегатное состояние, цвет);

– **плотность** —  $d$  (для жидкостей и твердых веществ —  $\text{г/см}^3$ , для газов —  $\text{г/л}$ );

– **отношение к воде, кислотам, щелочам и органическим растворителям** (соединения, нерастворимые в воде, обозначены как осадки);

– **температуры плавления, кипения или возгонки, начала термического разложения** —  $^\circ\text{C}$ ;

– **стандартная энтальпия образования  $\Delta H$**  ( $=\Delta H_{298}^0$ ,  $\text{кДж/моль}$ ) характеризует термодинамическую стабильность соединения: отрицательные значения свидетельствуют об его устойчивости, положительные — о нестабильности;

– **константы диссоциации** кислот и оснований ( $K_{\text{к}}$  и  $K_{\text{осн}}$ ) характеризуют их силу:  $K_{\text{к}} = \frac{[\text{H}^+][\text{X}^-]}{[\text{HX}]}$ ;  $K_{\text{осн}} = \frac{[\text{M}^+][\text{OH}^-]}{[\text{MOH}]}$

– **константы устойчивости комплексов ( $K_{\text{уст.}}$ ):**  $K_{\text{уст.}} = \frac{[\text{ML}_{n-1}][\text{L}]}{[\text{ML}_n]}$

– **произведение растворимости (ПР):**



характеризует растворимость малорастворимых соединений (концентрации ионов в насыщенном растворе —  $\text{моль/л}$ ).

В отдельных случаях описаны магнитные и диэлектрические свойства молекул, а также элементы их структуры:

– **эффективный магнитный момент ( $\mu_{\text{эфф.}}$ )** парамагнитных соединений, обусловленный присутствием неспаренных электронов, измеряется в магнетонах Бора (МВ). Он связан с числом неспаренных

электронов следующим соотношением: 1 эл. — 1.73, 2 эл. — 2.83, 3 эл. — 3.88, 4 эл. — 4.90, 5 эл. — 5.92 МВ;

– **диэлектрическая проницаемость ( $\epsilon$ )** показывает, во сколько раз притяжение или отталкивание двух зарядов в данной среде меньше, чем в вакууме ( $\epsilon = 1$ );

– **дипольный момент ( $\mu$ )** характеризует полярность молекулы, он равен произведению расстояния между полюсами на величину заряда электрона:  $r \sim 10^{-8}\text{см} = \text{Å}$ ;  $e = 4.8 \times 10^{-10}$  эл.ст.ед.;  $\mu \sim 10^{-18}$  эл.ст.ед.  $\text{см} = \text{D}$  (1 дебай).

– **тип кристаллической структуры, координационное число(к.ч.) и многогранник центрального атома, тип гибридизации, величины межатомных расстояний  $A-B$**  (в  $\text{Å}$ ,  $1 \text{Å} = 10^{-8}\text{см} = 10^{-1}\text{нм}$ ).

**Значение электроотрицательности** элемента по шкале Полинга характеризует способность атома данного элемента оттягивать на себя электронную плотность по сравнению с атомами других элементов.

В приложении приводится сводная таблица (с комментариями к ней), посвященная строению неорганических молекул и ионов. При ее составлении использовались общие представления метода валентных связей о соответствии типа координационного многогранника характеру гибридизации центрального атома. Отдельная таблица посвящена важнейшим типам кристаллических структур молекул или ионов, характерных для неорганических соединений.

Настоящее издание составлено на базе справочного и учебного пособия "Неорганическая химия в таблицах", неоднократно издававшегося в нашей стране и Японии и предназначавшегося для студентов, аспирантов, преподавателей вузов и химиков различных специальностей. Опыт использования этого пособия за последние 30 лет показал, что во многих случаях оно успешно применялось также школьниками, проходящими углубленный курс неорганической химии, и абитуриентами. Однако большой объем книги, содержащей "избыточную" информацию, привел к необходимости подготовить новое издание, ориентированное на школьников. Помимо элементов, входящих в школьный курс химии, казалось целесообразным привести сведения об отдельных представителях 3d-металлов, а также о фторидах галогенов и инертных газов —

окислителях в синтезе соединений в высших степенях окисления.

Предполагается использование этого пособия в процессе обучения в трех аспектах. На начальном этапе знакомства с химией данного элемента при чтении материала учебника рекомендуется найти интересующее соединение (как в «атласе») и постараться объяснить его свойства, исходя из положения на поле таблицы. Затем объяснить пути его синтеза и превращений под действием окислителей, восстановителей и т.д., написать уравнения реакций (отсутствующие в тексте). На втором этапе при обобщении материала, подготовке к экзаменам в школе и вступительным в вуз следует рассмотреть все данные, приведенные в таблицах, в качестве «информации к размышлению». Их можно использовать для установления закономерностей изменения свойств соединений данного элемента по степеням окисления, группам элементов-аналогов, рядам и т.д., связи термодинамических данных, геометрических параметров молекул и ионов с электронным строением. Наконец, третья возможная область применения таблиц — быстрый и удобный поиск справочных данных. Особенно это касается химии элементов, не включаемых обычно в школьную программу, причем для пользователя, освоившего работу с таблицами, получение этой информации не потребует специальной подготовки.

Автор приносит искреннюю благодарность учителю химии ГОУ лицей № 13-03 Г.Н. Кокуевой за моральную поддержку, ценные советы и критические замечания, а также и доцентам Химического факультета МГУ М.Е. Тамм, А.А. Дроздову, М.Г. Розовой, аспирантке Е.В. Сусловой, студенту А. Гаврикову за дружескую помощь. Особой благодарности заслуживают участники «Школы юного химика» при Химическом факультете МГУ В. Никитков, И. Тябликов, а также выпускница химического класса школы № 57 М. Парнес, оценившие предложенный материал с точки зрения его доступности и целесообразности использования в школах с углубленным изучением химии. Автор весьма признателен заместителю председателя Высшего химического колледжа РАН И.В. Свитанько, профессору Химического факультета МГУ Г.В. Лисичкину, З.П. Свитанько, интерес и инициатива которых обеспечили издание этого пособия, а также А.В. Бобкову и Г.В. Варваниной за тщательное выполнение компьютерного набора.

Замечания и пожелания просьба направлять по адресу: 119992, ГСП 3, Москва, Воробьевы Горы, Химический факультет МГУ, кафедра неорганической химии, e-mail: natalie@inorg.chem.msu.ru, тел. 939-33-39.

## Принятые сокращения

акс.	– аксиальный
акт.	– активен, ~ ность
аморф.	– аморфный
ан.	– анодный
ат.	– атом
атм.	– атмосфера (газа)
ац.	– ацетон
бел.	– белый
бзл.	– бензол, ~ ьный
бц.	– бесцветный
бипир.	– бипирамида
бур.	– бурый
вак.	– вакуум
вал.	– валентный
в-во	– вещество
взр.	– взрыв, ~ чатый
возг.	– возгоняется
возд.	– воздух
воспл.	– воспламеняется
восст.	– восстановитель, ~ ный
вязк.	– вязкий, ~ ость
г.	– газ, ~ овый
Г	– галоген
гексаг.	– гексагональный
гигр.	– гигроскопичный
гидрол.	– гидролиз, ~ уется
гол.	– голубой
гр.	– группа
диамагн.	– диамагнитный
дис.	– диссоциация, ~ иирует
желт.	– желтый
ж.	– жидкость
зел.	– зеленый
изб.	– избыток
изв.	– известен
изостр.	– изоструктурен
искаж.	– искаженный
к-р	– катализатор