

Оглавление

<i>От автора</i>	5
Глава 1. Качественные реакции неорганических соединений	7
1.1. Распознавание ионов.....	7
1.2. Распознавание индивидуальных веществ	11
Примеры распознавания неорганических веществ и ионов.....	12
Задания для самостоятельного решения	21
Идентификация смесей веществ.....	21
Идентификация ионов.....	36
Идентификация индивидуальных веществ	54
Соотнесение названия вещества и его свойств	64
Тестовый самоконтроль.....	74
Глава 2. Качественные реакции органических веществ	82
Примеры распознавания органических веществ	87
Задания для самостоятельного решения	91
Идентификация смесей веществ.....	91
Идентификация индивидуальных веществ	109
Соотнесение названия вещества и его свойств	117
Тестовый самоконтроль.....	128
Глава 3. Химические превращения с участием неорганических веществ	137
Примеры решения заданий на химические превращения	137
Задания для самостоятельного решения	140
Глава 4. Химические превращения с участием органических веществ	158
Примеры выполнения заданий на химические превращения	158
Задания для самостоятельного решения	161
Глава 5. Номенклатура органических соединений	188
Примеры выполнения заданий на номенклатуру органических соединений	193
Задания для самостоятельного решения	199
Алканы. Циклоалканы	199
Алкены. Циклоалкены	201
Диены	203
Алкины	205
Арены	206
Спирты. Фенолы.....	207
Простые эфиры.....	212

Альдегиды. Кетоны.....	213
Карбоновые кислоты.....	214
Функциональные производные карбоновых кислот.....	216
Амины и их соли.....	218
Аминокислоты. Пептиды.....	220
Глава 6. Расчетные задачи.....	222
Задачи для самостоятельного решения.....	222
Металлы.....	222
Неметаллы.....	224
Установление формулы вещества или химического элемента.....	227
Химическая кинетика. Термохимия.....	230
Реакции с участием озона.....	234
Олеум.....	235
Удобрения.....	236
Растворы.....	237
Газы и их смеси.....	241
Пластинки металлов. Равновесие сосудов. Электролиз.....	244
Полимеры.....	247
Ответы.....	249
Приложения.....	280
1. Свойства и применение простых неорганических веществ.....	280
Неметаллы.....	280
Металлы.....	284
2. Свойства и применение сложных неорганических веществ.....	285
3. Окраска некоторых неорганических веществ.....	290
4. Окраска индикаторов в различных средах.....	294
5. Таблица растворимости солей, кислот и оснований в воде.....	294
6. Свойства и применение некоторых органических соединений.....	295
7. Стандартные электродные потенциалы (E^0 , В) в водных растворах при 25 °С (ряд напряжений, вытеснительный ряд).....	300
8. Отношение неорганических веществ к нагреванию.....	302
9. Именные реакции.....	309
10. Характерные химические «переходы» в цепочках химических превращений по органической химии.....	312
11. Результат воздействия некоторых химических реагентов.....	312
12. Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева.....	316
<i>Литература.....</i>	<i>318</i>

От автора

В общей структуре тестового задания по химии большое место занимают вопросы, для решения которых необходимо провести анализ свойств соединений, ионов, а также осуществить синтез по определенной цепочке химических превращений. Традиционно предлагаются задания по номенклатуре органических соединений, а также расчетные задачи повышенного уровня сложности.

В настоящее время отсутствуют пособия, в которых бы целенаправленно рассматривались задания на идентификацию веществ и ионов, выбор реагентов для осуществления цепочки химических превращений, соотнесение названия вещества и его свойств, номенклатуру органических соединений. Рассмотрению перечисленных вопросов и посвящена данная книга, в которой также приведено большое число задач повышенной сложности.

Книга состоит из шести глав. В первых двух главах рассматриваются качественные реакции неорганических и органических веществ, а также ионов, приведено большое число заданий на идентификацию соединений, соотнесение названия вещества и его свойств. В двух последующих главах собраны задания, в которых нужно выбрать реагенты для осуществления превращений с участием неорганических (глава 3) и органических (глава 4) веществ. Глава 5 содержит задания по номенклатуре органических соединений, а в главе 6 для самостоятельного решения предлагается 200 задач повышенной сложности, подавляющее число которых составлено автором и публикуется впервые. В приложениях приведены данные о химических свойствах веществ, необходимые для решения задач. В процессе работы над заданиями для самостоятельного решения рекомендуем обращаться к пособиям автора [2, 3], в которых содержится необходимый теоретический материал и рассматриваются приемы решения расчетных задач.

Обратите внимание:

□ в заданиях гл. 1 и 2 на установление соответствия ответ следует записывать в виде сочетания букв и цифр, соблюдая алфавитную последовательность букв левого столбца (например, АЗБ4В1Г2), причем цифры повторяться не могут;

□ в заданиях гл. 3 и 4 следует выбрать реагенты для осуществления превращений по конкретным схемам реакций. В этих заданиях ответ следует записывать цифрами в порядке следования превращений (например, 2324), причем некоторые цифры могут повторяться, а другие — вообще не использоваться.

Пособие предназначено в первую очередь для старшеклассников и абитуриентов, которые самостоятельно готовятся к вступительным испытаниям по химии. Кроме того, оно может использоваться на занятиях под руководством преподавателя в школах, лицеях, на курсах довузовской подготовки. Надеемся, что пособие также окажется полезным для педагогов и репетиторов.

Глава 1. Качественные реакции неорганических соединений

1.1. Распознавание ионов

Идентификация (распознавание, установление) веществ базируется на анализе так называемых *качественных реакций*. Это такие реакции, в результате протекания которых образуется осадок (белый или окрашенный, растворимый в кислотах или нет), выделяется газ (бесцветный или окрашенный, с запахом или без), изменяется окраска раствора или рН среды. Некоторые характерные физические признаки простых и сложных неорганических веществ описаны в прил. 1–3. Качественные реакции позволяют не только установить сам факт химического превращения, но и сделать вывод о природе реагентов и продуктов — веществ или ионов.

В большинстве случаев качественные реакции применяют для идентификации обоих реагентов: если реагент А позволяет установить природу вещества Б, то и вещество Б дает сведения о природе реагента А. Как правило, катионы устанавливаются с помощью анионов, а анионы — с помощью катионов. Пары таких реагентов (веществ или ионов) с описанием химического превращения и признаков образующихся осадков или газов приведены в табл. 1.1. В прил. 4 указана окраска некоторых индикаторов, позволяющих установить характер среды водных растворов, т.е. соотношение между концентрациями (*c*) ионов H^+ и OH^- .

Таблица 1.1

Качественные реакции на катионы и анионы

Катион	Пара определяемых ионов. Характер превращения и его особенности	Анион
Ag^+	$\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- = \text{AgCl} \downarrow$. Белый творожистый осадок, нерастворимый в разбавленных сильных кислотах (соляной, серной, азотной)	Cl^-

Продолжение табл. 1.1

Катион	Пара определяемых ионов. Характер превращения и его особенности	Анион
Ag ⁺	$Ag^+ + Br^- = AgBr\downarrow$. Светло-желтый осадок, нерастворимый в разбавленных сильных кислотах	Br ⁻
Ag ⁺	$Ag^+ + I^- = AgI\downarrow$. Желтый осадок, нерастворимый в разбавленных сильных кислотах	I ⁻
Ag ⁺	$3Ag^+ + PO_4^{3-} = Ag_3PO_4\downarrow$. Желтый осадок, нерастворимый в разбавленных сильных кислотах, но растворимый в концентрированных сильных кислотах	PO ₄ ³⁻
Ca ²⁺ , Sr ²⁺ , Ba ²⁺	$Me^{2+} + SO_4^{2-} = MeSO_4\downarrow$. Белые осадки, нерастворимые в разбавленных сильных кислотах (растворимые в концентрированной H ₂ SO ₄)	SO ₄ ²⁻
Ca ²⁺ , Sr ²⁺ , Mg ²⁺ , Ba ²⁺	$Me^{2+} + CO_3^{2-} = MeCO_3\downarrow$. Белые осадки, растворимые в разбавленных сильных кислотах с выделением CO ₂ : $MeCO_3 + 2H^+ = Me^{2+} + H_2O + CO_2\uparrow$	CO ₃ ²⁻
Ca ²⁺ , Sr ²⁺ , Mg ²⁺ , Ba ²⁺	$Me^{2+} + SO_3^{2-} = MeSO_3\downarrow$. Белые осадки, растворимые в разбавленных сильных кислотах с выделением SO ₂ (резкий запах): $MeSO_3 + 2H^+ = Me^{2+} + H_2O + SO_2\uparrow$	SO ₃ ²⁻
Ca ²⁺ , Sr ²⁺ , Ba ²⁺	$Me^{2+} + 2F^- = MeF_2\downarrow$. Белые осадки, нерастворимые в разбавленных сильных кислотах	F ⁻
Ca ²⁺ , Sr ²⁺ , Ba ²⁺	$Me^{2+} + SiO_3^{2-} = MeSiO_3\downarrow$. Белые осадки, нерастворимые в разбавленных сильных кислотах	SiO ₃ ²⁻
Cu ²⁺	$Cu^{2+} + 2OH^- = Cu(OH)_2\downarrow$. Голубой осадок, растворимый в сильных кислотах: $Cu(OH)_2 + 2H^+ = Cu^{2+} + 2H_2O$	OH ⁻

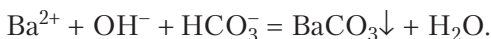
Продолжение табл. 1.1

Катион	Пара определяемых ионов. Характер превращения и его особенности	Анион
Cu^{2+}	$\text{Cu}^{2+} + \text{S}^{2-} = \text{CuS}\downarrow.$ <p>Черный осадок, нерастворимый в разбавленных сильных кислотах (растворим в концентрированной HNO_3)</p>	S^{2-}
Zn^{2+} , Be^{2+} , Al^{3+} , Pb^{2+}	$\text{Al}^{3+} + 3\text{OH}^- = \text{Al}(\text{OH})_3\downarrow,$ $\text{Zn}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Zn}(\text{OH})_2\downarrow,$ $\text{Be}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Be}(\text{OH})_2\downarrow.$ <p>Белые осадки ($\text{Al}(\text{OH})_3$ – студенистый), растворимые в сильных кислотах и в избытке щелочи, например:</p> $\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{OH}^- = [\text{Al}(\text{OH})_6]^{3-}$	OH^-
Mg^{2+}	$\text{Mg}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Mg}(\text{OH})_2\downarrow.$ <p>Белый осадок, растворимый в сильных кислотах</p> $\text{Mg}(\text{OH})_2 + 2\text{H}^+ = \text{Mg}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O},$ <p>но нерастворимый в избытке щелочи</p>	OH^-
NH_4^+	$\text{NH}_4^+ + \text{OH}^- = \text{NH}_3\uparrow + \text{H}_2\text{O}.$ <p>Образование аммиака, обладающего резким характерным запахом</p>	OH^-
H^+	$2\text{H}^+ + \text{S}^{2-} = \text{H}_2\text{S}\uparrow,$ $\text{H}^+ + \text{HS}^- = \text{H}_2\text{S}\uparrow.$ <p>Выделение сероводорода, имеющего запах тухлых яиц</p>	HS^- , S^{2-}
H^+	$2\text{H}^+ + \text{SiO}_3^{2-} = \text{H}_2\text{SiO}_3\downarrow.$ <p>Выпадение белого студенистого (желеобразного) осадка кремниевой кислоты</p>	SiO_3^{2-}
H^+	$2\text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-} = \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow,$ $\text{H}^+ + \text{HCO}_3^- = \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow.$ <p>Выделение углекислого газа, не имеющего цвета и запаха</p>	HCO_3^- , CO_3^{2-}
H^+	$2\text{H}^+ + \text{SO}_3^{2-} = \text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2\uparrow,$ $\text{H}^+ + \text{HSO}_3^- = \text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2\uparrow.$ <p>Выделение сернистого газа SO_2, обладающего (в отличие от CO_2) резким запахом</p>	HSO_3^- , SO_3^{2-}

Окончание табл. 1.1

Катион	Пара определяемых ионов. Характер превращения и его особенности	Анион
Fe ²⁺	$3\text{Fe}^{2+} + 2[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-} = \text{Fe}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2 \downarrow$ синий осадок	$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$ (в составе красной кровяной соли $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$)
Fe ²⁺	$\text{Fe}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Fe}(\text{OH})_2 \downarrow$. Грязно-зеленоватый осадок, растворимый в разбавленных сильных кислотах: $\text{Fe}(\text{OH})_2 + 2\text{H}^+ = \text{Fe}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$. На воздухе $\text{Fe}(\text{OH})_2$ окисляется с образованием бурого осадка $\text{Fe}(\text{OH})_3$	OH^-
Fe ³⁺	$4\text{Fe}^{3+} + 3[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-} = \text{Fe}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]_3 \downarrow$ синий осадок	$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$ (в составе желтой кровяной соли $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$)
Fe ³⁺	$\text{Fe}^{3+} + 3\text{OH}^- = \text{Fe}(\text{OH})_3 \downarrow$. Бурый осадок, растворимый в разбавленных сильных кислотах: $\text{Fe}(\text{OH})_3 + 3\text{H}^+ = \text{Fe}^{3+} + 3\text{H}_2\text{O}$	OH^-

Большое значение имеет природа вещества, в состав которого входит тот или иной ион, используемый в анализе. Например, анионы HCO_3^- , HSO_3^- не образуют осадки с катионами Ba^{2+} , Ca^{2+} или Sr^{2+} , если эти катионы входят в состав солей (гидрокарбонаты и гидросульфиды данных металлов растворимы). Однако при использовании щелочей $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Sr}(\text{OH})_2$ образуются белые осадки, например:



Металлы и их ионы идентифицируют также по окраске пламени:

- натрий и его соединения окрашивают пламя в желтый цвет;
- калий и его соединения — в фиолетовый;
- кальций и его соединения — в красный;
- барий и его соединения — в яблочно-зеленый.

1.2. Распознавание индивидуальных веществ

В химическом анализе широко используются реакции, характерные для конкретного вещества. Обнаружение некоторых индивидуальных неорганических веществ описано ниже.

В прил. 5 дана таблица растворимости кислот, оснований и солей в воде, в прил. 7 — электрохимический ряд напряжений металлов, а в прил. 8 описано отношение неорганических веществ к нагреванию.

Азот N_2 обнаруживают с помощью тлеющей лучинки. Азот не поддерживает горение, в его присутствии тлеющая лучинка гаснет.

Аммиак NH_3 можно обнаружить по реакции с хлороводородом (см. с. 12), а также с помощью влажной лакмусовой бумажки, которая в присутствии NH_3 синееет ($NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$).

Водород H_2 — к пробирке, содержащей небольшое количество H_2 , подносят зажженную спичку, раздается характерный лающий звук (хлопок).

Кислород O_2 — в атмосфере кислорода тлеющая лучинка вспыхивает, так как кислород поддерживает горение.

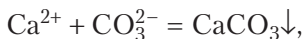
Нитраты (соли азотной кислоты) обнаруживают с помощью тлеющего уголька, который вспыхивает, если его поместить в расплавленный нитрат (при нагревании все нитраты разлагаются с выделением кислорода, который и обуславливает вспыхивание уголька).

Оксид азота(IV) NO_2 — бурый газ с запахом озона.

Сернистый газ SO_2 обладает резким характерным запахом. Сернистый газ можно установить, пропуская его через растворы $Ca(OH)_2$, или $Ba(OH)_2$ — образуются белые осадки $CaSO_3$ или $BaSO_3$, растворимые в избытке SO_2 . Еще один способ основан на использовании индикатора: в присутствии SO_2 из-за образования кислоты H_2SO_3 влажная лакмусовая бумажка краснеет.

Углекислый газ CO_2 можно обнаружить с помощью тлеющей лучинки, которая в присутствии CO_2 гаснет (CO_2 не поддерживает горение), либо пропуская ток углекислого газа через водный

раствор $\text{Ca}(\text{OH})_2$ (известковая вода) или $\text{Ba}(\text{OH})_2$, при этом выпадает белый осадок, который растворяется в избытке CO_2 :



Хлороводород HCl — в присутствии хлороводорода влажная лакмусовая бумажка краснеет (образуется соляная кислота HCl). Кроме того, хлороводород реагирует с аммиаком с образованием белого дыма хлорида аммония NH_4Cl :



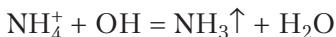
Примеры распознавания неорганических веществ и ионов

Пример 1.1. Предложите реагент, с помощью которого можно различить пробирки с водными растворами солей: K_2SO_4 , $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, MgSO_4 и ZnSO_4 .

Решение. Таким реагентом является водный раствор щелочи, причем катион металла, входящий в состав щелочи, не должен реагировать с сульфат-ионом с образованием осадка (не подходят $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$). Используем раствор NaOH или KOH , который будем по каплям добавлять во все пробирки.

В пробирке с раствором K_2SO_4 никаких изменений не наблюдается.

В пробирке с раствором $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ протекает реакция



и появляется резкий характерный запах аммиака.

В двух оставшихся пробирках наблюдается выпадение белого осадка:

