

Алгоритмы выполнения заданий по ОБЩЕЙ И НЕОРГАНИЧЕСКОЙ

ХИМИИ

Oxygenium

Sn

Be

Al

Ca

ФЕНИКС

Серия «Абитуриент»

О.В. Грибанова

**Алгоритмы
выполнения заданий
по общей и неорганической химии**

Ростов-на-Дону
«Феникс»
2013

УДК 373.167.1:54
ББК 24я729
КТК 444
Г82

Автор: кандидат педагогических наук, старший преподаватель кафедры морфологии, физиологии человека и медико-педагогических дисциплин Волгоградского государственного социально-педагогического университета О.В. Грибанова.

Консультант по вопросам алгоритмизации образовательного процесса: кандидат педагогических наук, зав. кафедры «Здоровый образ жизни» Волгоградского технологического колледжа С.В. Диканова.

Консультанты по методике преподавания химии на профильном уровне: учитель высшей категории Н.И. Дубинина, учитель высшей категории Л.И. Плотникова.

Грибанова О.В.

Г82 Алгоритмы выполнения заданий по общей и неорганической химии / О.В. Грибанова. — Ростов н/Д: Феникс, 2013. — 61, [1] с. — (Абитуриент).

ISBN 978-5-222-21002-4

Пособие предназначено для изучения химии в старшей школе как на базовом, так и на профильном уровне. Пособие может быть полезно при подготовке к ЕГЭ, абитуриентам, а так же студентам средних специальных учебных заведений и студентам нехимических специальностей высших учебных заведений (очная и заочная форма обучения).

УДК 373.167.1:54
ББК 24я729

ISBN 978-5-222-21002-4

© О.В. Грибанова, текст, 2013
© ООО «Феникс»: оформление, 2013

Алгоритм выполнения задания по теме «Генетическая связь между классами неорганических веществ»

Образец задания. Исходя из положения кальция и серы в Периодической системе Д.И. Менделеева, напишите формулы их высших оксидов и гидратных соединений. Напишите формулы всех возможных солей, которые могут быть получены при взаимодействии этих гидратных соединений. Дайте название указанному веществу.

Таблица 1

№	Действие	Образец выполнения и оформления в тетради ¹
1	Записываем химические символы элементов	Ca S
2	<p>Определяем характер элемента на основе его положения в периодической системе (металл, неметалл, амфотерный элемент)</p> <p style="text-align: center;"><i>Внимание</i></p> <p>2.1. Элементы металлы находятся в главных подгруппах Периодической системы ниже диагонали, проведенной от бора до астата.</p> <p>2.2. Элементы неметаллы находятся в главных подгруппах Периодической системы выше диагонали, проведенной от бора до астата.</p>	Ca S металл неметалл

¹ Во всех приведенных в пособии алгоритмах каждое новое действие, которое необходимо записать в тетрадь, выделено жирным шрифтом.

№	Действие	Образец выполнения и оформления в тетради
3	<p>Записываем формулы оксидов химических элементов</p> <p><i>Внимание!</i></p> <p>Оксиды — сложные вещества, которые состоят из двух элементов, один из которых — кислород со степенью окисления -2.</p>	$\text{Ca}^{+2}\text{O}^{-2} \quad \text{S}^{+6}\text{O}_3^{-2}$
4	<p>Определяем характер оксидов (основный, кислотный, амфотерный)</p> <p><i>Внимание!</i></p> <p>4.1. Основные оксиды — это оксиды металлов. 4.2. Кислотные оксиды — оксиды неметаллов. 4.3. Амфотерные оксиды — это оксиды амфотерных элементов.</p>	$\text{Ca}^{+2}\text{O}^{-2} \quad \text{S}^{+6}\text{O}_3^{-2}$ <p>ОСНОВНЫЙ КИСЛОТНЫЙ</p>
5	<p>Записываем формулы гидратных соединений, соответствующих оксидам</p> <p><i>Внимание!</i></p> <p>5.1. Гидратные соединения — это соединения, полученные при взаимодействии оксидов с водой. 5.2. Основным оксидам соответствуют гидратные соединения — основания. <i>Основной оксид + вода → основание</i> MeOH^{-1}</p>	$\text{Ca}^{+2}(\text{OH}^{-1})_2 \quad \text{H}_2^{+1}\text{SO}_4^{-2}$ <p>ГИДРОКСИД СЕРНАЯ КАЛЬЦИЯ КИСЛОТА</p>

№	Действие	Образец выполнения и оформления в тетради
5	<p>5.3. Кислотным оксидам соответствуют гидратные соединения — кислоты. <i>Кислотный оксид + вода → кислота</i> H^+ <i>кислотный остаток</i></p> <p>5.4. Амфотерным оксидам соответствуют два типа гидратных соединений — основания и кислоты. <i>Амфотерный оксид + вода → основание</i></p> <p style="text-align: center;">↓ кислота</p>	$Ca^{+2}(OH^{-1})_2$ гидроксид кальция $H_2^{+1}SO_4^{-2}$ серная кислота
6	<p>Записываем левую часть уравнения реакции взаимодействия гидратных соединений</p>	$Ca^{+2}(OH^{-1})_2 + H_2^{+1}SO_4^{-2} \rightarrow$
7	<p>7.1. Определяем число атомов водорода Н в кислоте (основность кислоты). 7.2. Определяем число OH^--групп в основании (кислотность основания). 7.3. Складываем цифры, полученные в пунктах 7.1. и 7.2. 7.4. Делаем вывод о числе возможных вариантов протекания реакции (устно).</p>	<p>основность H_2SO_4 равна 2; кислотность $Ca(OH)_2$ равна 2; $2 + 2 = 4$. Возможны четыре варианта протекания реакции.</p>

№	Действие	Образец выполнения и оформления в тетради
8	Записываем все варианты реакций взаимодействия гидратных соединений	$\text{Ca}^{+2}(\text{OH}^{-1})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4^{-2} \rightarrow$ $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
9	<p>Записываем продукты диссоциации гидратных соединений</p> <p>9.1. От молекулы основания убираем одну OH-группу. 9.2. От молекулы основания убираем две OH-группы и т. д. 9.3. От молекулы кислоты убираем один ион водорода H+. 9.4. От молекулы кислоты убираем два иона водорода H+.</p>	$\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CaOH}$ $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Ca}$ $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{HSO}_4$ $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{SO}_4$
10	Считаем суммарный заряд каждой полученной частицы	$\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow (\text{Ca}^{+2}\text{OH}^{-1})^{+1}$ $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Ca}^{+2}$ $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow (\text{H}^{+1}\text{SO}_4^{-2})^{-1}$ $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{SO}_4^{-2}$

№	Действие	Образец выполнения и оформления в тетради
11	<p>К полученным частицам дописываем частицы, противоположные по знаку (кроме H^+ и OH^-)</p> <p><i>Внимание!</i></p> <p>На первом месте должна стоять частица с зарядом «+».</p>	$Ca(OH)_2 + H_2SO_4 \rightarrow (CaOH)^+ SO_4^{-2}$ $Ca(OH)_2 + H_2SO_4 \rightarrow Ca^{+2} SO_4^{-2}$ $Ca(OH)_2 + H_2SO_4 \rightarrow Ca^{+2} (HSO_4)^{-1}$ $Ca(OH)_2 + H_2SO_4 \rightarrow Ca^{+2} SO_4^{-2}$
<p><i>Внимание!</i></p> <p>В результате второй и четвертой реакции получена одна и та же соль $Ca^{+2} SO_4^{-2}$. Поэтому в дальнейшем четвертую реакцию не учитываем.</p>		
12	<p>Расставляем индексы в формулах полученных солей</p> <p><i>Внимание!</i></p> <p>12.1. Если в формуле соли ионы имеют разное численное значение заряда, переносим модули этих зарядов вниз зарядов вниз крест-накрест (цифру 1 вниз не ставим).</p> <p>12.2. Если в формуле соли ионы имеют одинаковое числовое значение заряда, индексы не ставим.</p>	$(CaOH)_2^+ SO_4^{-2} \text{ и } Ca^{+2} (HSO_4)_2^{-1}$ $Ca^{+2} SO_4^{-2}$

№	Действие	Образец выполнения и оформления в тетради ¹
13	Дописываем формулу воды в правую часть каждого уравнения реакции	$\text{Ca(OH)}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow (\text{CaOH})_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Ca(OH)}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CaSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Ca(OH)}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Ca(HSO}_4)_2 + \text{H}_2\text{O}$
14	Расставляем коэффициенты в уравнениях реакций	$2 \text{Ca(OH)}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow (\text{CaOH})_2\text{SO}_4 + 2 \text{H}_2\text{O}$ $\text{Ca(OH)}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CaSO}_4 + 2 \text{H}_2\text{O}$ $\text{Ca(OH)}_2 + 2 \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Ca(HSO}_4)_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$
15	Выписываем отдельно формулы солей	$(\text{CaOH})_2\text{SO}_4$ CaSO_4 $\text{Ca(HSO}_4)_2$

Алгоритм решения задачи по теме «Химическая термодинамика»

Образец задания. Напишите термохимическое уравнение реакции $C_2H_5OH + 3O_2 \rightarrow 2CO_2 + 3H_2O$.

Таблица 2

№	Действие	Образец выполнения и оформления в тетради																					
1	<p>Записываем уравнение химической реакции</p> <p><i>Внимание!</i></p> <p>Термохимическое уравнение — это уравнение, в котором указано количество выделяющейся или поглощающейся теплоты. Значит, задача сводится к поиску ΔH° хим. реакции.</p>	$C_2H_5OH + 3O_2 \rightarrow 2CO_2 + 3H_2O \quad \Delta H^\circ \text{ хим. реакции}$																					
2	<p>В уравнении реакции под каждым веществом записываем справочное значение его ΔH° (кДж/моль)</p>	<table border="1" style="width: 100%; border-collapse: collapse;"> <tr> <td style="text-align: center;">C_2H_5OH</td> <td style="text-align: center;">+</td> <td style="text-align: center;">$3O_2$</td> <td style="text-align: center;">→</td> <td style="text-align: center;">$2CO_2$</td> <td style="text-align: center;">+</td> <td style="text-align: center;">$3H_2O$</td> </tr> <tr> <td style="text-align: center;">ΔH° кДж/моль</td> <td></td> <td style="text-align: center;">-277,67</td> <td></td> <td style="text-align: center;">0</td> <td></td> <td style="text-align: center;">-393,51</td> </tr> <tr> <td></td> <td></td> <td></td> <td></td> <td></td> <td></td> <td style="text-align: center;">-285,84</td> </tr> </table>	C_2H_5OH	+	$3O_2$	→	$2CO_2$	+	$3H_2O$	ΔH° кДж/моль		-277,67		0		-393,51							-285,84
C_2H_5OH	+	$3O_2$	→	$2CO_2$	+	$3H_2O$																	
ΔH° кДж/моль		-277,67		0		-393,51																	
						-285,84																	
<p><i>Внимание!</i></p> <p>Задачи данного типа решают на основе закона Гесса (1840): тепловой эффект химической реакции зависит только от начального и конечного состояния вещества и не зависит от пути протекания реакции.</p>																							

№	Действие	Образец выполнения и оформления в тетради												
	<p>Первое следствие из закона Гесса: тепловой эффект химической реакции равен сумме энтальпий образования продуктов реакции за вычетом суммы энтальпий образования исходных веществ (с учетом коэффициентов перед формулами этих веществ в уравнении реакции).</p> $\Delta H^{\circ}_{\text{хим. реакции}} = \sum \Delta H^{\circ}_{\text{прод. реакции}} - \sum \Delta H^{\circ}_{\text{исход. веществ}}$ <p>Второе следствие из закона Гесса: тепловой эффект химической реакции горения равен сумме энтальпий сгорания исходных веществ за вычетом суммы энтальпий сгорания продуктов реакции (с учетом коэффициентов перед формулами этих веществ в уравнении реакции).</p>	<table border="1" data-bbox="554 434 699 1227"> <tr> <td>$\Delta H^{\circ}_{\text{хим. реакции}}$</td> <td>=</td> <td>$\sum \Delta H^{\circ}_{\text{исходных веществ}}$</td> <td>$-\sum \Delta H^{\circ}_{\text{продуктов реакции}}$</td> </tr> <tr> <td> </td> <td> </td> <td> </td> <td> </td> </tr> <tr> <td> </td> <td> </td> <td> </td> <td> </td> </tr> </table>	$\Delta H^{\circ}_{\text{хим. реакции}}$	=	$\sum \Delta H^{\circ}_{\text{исходных веществ}}$	$-\sum \Delta H^{\circ}_{\text{продуктов реакции}}$								
$\Delta H^{\circ}_{\text{хим. реакции}}$	=	$\sum \Delta H^{\circ}_{\text{исходных веществ}}$	$-\sum \Delta H^{\circ}_{\text{продуктов реакции}}$											
3	<p>Определяем, на какое следствие из закона Гесса будем опираться при решении задачи (устно)</p>	<p>Так как данная химическая реакция — это реакция горения, будем опираться на второе следствие из закона Гесса.</p>												

№	Действие	Образец выполнения и оформления в тетради
4	Записываем математическое выражение следствия из закона Гесса	$\Delta H^{\circ}_{\text{хим. реакции}} = \sum \Delta H^{\circ}_{\text{исходных веществ}} - \sum \Delta H^{\circ}_{\text{продуктов реакции}}$
5	Записываем математическое выражение следствия из закона Гесса для конкретной реакции	$\Delta H^{\circ}_{\text{хим. реакции}} = [\Delta H^{\circ}(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) + 3\Delta H^{\circ}(\text{O}_2)] - [2\Delta H^{\circ}(\text{CO}_2) + 3\Delta H^{\circ}(\text{H}_2\text{O})]$
6	Проводим математический расчет	$\Delta H^{\circ}_{\text{хим. реакции}} = [-277,67 + 3 \cdot 0] - [2 \cdot (-393,51) + 3 \cdot (-285,84)] = 1366,87 \text{ кДж}$
7	<p>На основе значения $\Delta H^{\circ}_{\text{хим. реакции}}$ делаем вывод о характере реакции (экзо- или эндотермическая)</p> <p><i>Внимание!</i></p> <p>7.1. Экзотермическая реакция — это реакция, которая протекает с выделением теплоты ($\Delta H^{\circ} > 0$).</p> <p>7.2. Эндотермическая реакция — это реакция, которая протекает с поглощением теплоты ($\Delta H^{\circ} < 0$).</p>	<p>Так как $\Delta H^{\circ}_{\text{хим. реакции}} > 0$, реакция эндотермическая.</p>

Алгоритм решения задач по теме «Химическая кинетика»

Образец задания 1. Как изменится скорость реакции окисления азота $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{NO}_2$, если давление увеличить в 4 раза?

Таблица 3

№	Действие	Образец выполнения и оформления в тетради
		<p style="text-align: center;"><i>Внимание!</i></p> <p>Задачи данного типа решают на основе закона действия масс: скорость элементарной химической реакции (при постоянной температуре) пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ, взятых в степени их стехиометрических коэффициентов.</p> $aA + bB = cC + dD,$ $v = k [A]^a \cdot [B]^b, \text{ где}$ <p>k — константа скорости (зависит от тех же факторов, что и скорость реакции, но не зависит от концентрации реагирующих веществ и времени); $[A]$ и $[B]$ — концентрации реагирующих веществ, моль/л; a и b — показатели порядка реакции по веществу А и В (для элементарных реакций равны стехиометрическим коэффициентам).</p>

№	Действие	Образец выполнения и оформления в тетради
1	Запишите выражение скорости реакции до изменения давления согласно закону действия масс	$v' = k [\text{NO}]^2 \cdot [\text{O}_2]$
2	<p>Определите концентрацию каждого исходного вещества после увеличения давления</p> <p><i>Внимание!</i></p> <p>Увеличение давления приводит к увеличению концентрации каждого вещества в системе (исключая концентрацию твердых веществ, которая остается неизменной).</p>	$4 [\text{NO}]$ $4 [\text{O}_2]$
3	Запишите выражение скорости реакции с учетом новых концентраций веществ	$v'' = k (4 [\text{NO}])^2 \cdot 4 [\text{O}_2] = 4^2 \cdot 4 k [\text{NO}]^2 \cdot [\text{O}_2] = 64 k [\text{NO}]^2 \cdot [\text{O}_2]$
4	Находим отношение скорости реакции после изменения давления v'' к скорости реакции до изменения давления v'	$\Delta v = \frac{v''}{v'} = \frac{64k [\text{NO}]^2 \cdot [\text{O}_2]}{k [\text{NO}]^2 \cdot [\text{O}_2]} = 64 \text{ раза}$

№	Действие	Образец выполнения и оформления в тетради
5	Делаем вывод о влиянии давления на скорость химической реакции (устно)	После увеличения давления в системе в 4 раза, скорость химической реакции увеличилась в 64 раза.
6	Записываем ответ	Ответ: скорость реакции увеличилась в 64 раза.

Образец задания 2: как возрастает скорость реакции при повышении температуры с 30 °С до 70 °С, если температурный коэффициент γ равен 2?

Таблица 3.1.

№	Действие	Образец выполнения и оформления в тетради
1	Записываем краткое условие задачи	Дано: $t_1 = 30^\circ$ $t_2 = 70^\circ$ $\gamma = 2$ Изменение скорости — ?

№	Действие	Образец выполнения и оформления в тетради
	<p data-bbox="222 743 253 892"><i>Внимание!</i></p> <p data-bbox="259 74 331 1552">Задачи данного типа решают на основе эмпирического правила Вант-Гоффа: при повышении температуры на каждые 10° скорость гомогенной реакции увеличивается в 2–4 раза.</p> $V_{t_2} = V_{t_1} \cdot \gamma^{\frac{t_2-t_1}{10}}, \text{ где}$ <p data-bbox="424 826 455 1552">$V(t_1)$ — скорость реакции при начальной температуре;</p> <p data-bbox="461 842 502 1552">$V(t_2)$ — скорость реакции при конечной температуре;</p> <p data-bbox="507 74 574 1552">γ — температурный коэффициент (показывает, во сколько раз возрастает скорость реакции при повышении температуры в системе на 10°).</p>	
2	Записываем математическое выражение зависимости скорости реакции от температуры	$V_{t_2} = V_{t_1} \cdot \gamma^{\frac{t_2-t_1}{10}}$
3	Подставляем известные значения в формулу и проводим математический расчет	$V_{t_2} = V_{t_1} \cdot 2^{\frac{70-30}{10}} = V_{t_1} \cdot 2^4 = 16 \cdot V_{t_1}$
4	Делаем вывод о влиянии температуры на скорость химической реакции (устно)	Скорость реакции V_{t_2} протекающей при температуре 70°C , увеличилась по сравнению со скоростью реакции V_{t_1} , протекающей при температуре 30°C , в 16 раз.
5	Записываем ответ	Ответ: скорость реакции увеличилась в 16 раз.

Алгоритм решения задач по теме «Химическое равновесие»

Образец задания 1. Определите направление смещения равновесия в системе:

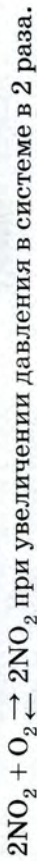


Таблица 4

№	Действие	Образец выполнения
1	Записываем уравнение реакции	$2\text{NO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2$
2	Определяем, в каком агрегатном состоянии находятся исходные вещества и продукты реакции	$2\text{NO}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{NO}_2(\text{г})$
3	Считаем число молекул жидких и газообразных веществ в левой и правой частях уравнения <i>Внимание!</i> Для этого складываем коэффициенты, стоящие перед формулами газов и жидких веществ. Коэффициенты перед формулами твердых веществ не учитываем.	3 молекулы 2 молекулы $2\text{NO}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{NO}_2(\text{г})$

№	Действие	Образец выполнения
		<p style="text-align: center;"><i>Внимание!</i></p> <p>Задачи данного типа решают на основе принципа Ле Шателье — Брауна (1884): если на систему, находящуюся в равновесии, производить воздействие, равновесие смещается в сторону той реакции, которая ослабляет это воздействие.</p> <p>Первое следствие из принципа Ле Шателье: при увеличении концентрации вещества, участвующего в равновесии, равновесие смещается в сторону его расщепления. При уменьшении концентрации вещества равновесие смещается в сторону образования этого вещества.</p> <p>Второе следствие из принципа Ле Шателье: при увеличении давления равновесие смещается в сторону уменьшения количества газообразных веществ, т. е. в сторону понижения давления. При уменьшении давления равновесие смещается в сторону увеличения количества газообразных веществ, т. е. в сторону увеличения давления. Если реакция протекает без изменения числа молекул газообразных веществ, то давление не влияет на смещение химического равновесия в этой системе.</p> <p>Третье следствие из принципа Ле Шателье: при повышении температуры равновесие смещается в направлении эндотермической реакции ($Q < 0$, $\Delta H > 0$), при понижении — в направлении экзотермической реакции ($Q > 0$, $\Delta H < 0$).</p>

№	Действие	Образец выполнения
4	На основе принципа Ле Шателье и следствий из него делаем предварительный вывод о направлении смещения химического равновесия (устно)	Химическое равновесие смещается в сторону прямой реакции (вправо).
5	На основе закона действия масс записываем выражение скорости прямой и обратной реакции	$v_{\text{пр.}} = \kappa_1 [\text{NO}]^2 \cdot [\text{O}_2]$ $v_{\text{обр.}} = \kappa_2 [\text{NO}_2]^2$
6	Записываем выражение скорости прямой и обратной реакции с учетом увеличения давления в системе в 2 раза Внимание!	$v_{\text{пр.}} = \kappa_1 (2[\text{NO}])^2 \cdot 2[\text{O}_2] = 2^2 \cdot 2\kappa_1 [\text{NO}]^2 \cdot [\text{O}_2] = 8\kappa_1 [\text{NO}]^2 [\text{O}_2]$ $v_{\text{обр.}} = \kappa_2 (2[\text{NO}_2])^2 = 2^2 \cdot \kappa_2 [\text{NO}_2]^2 = 4\kappa_2 [\text{NO}_2]^2$
7	Увеличение давления приводит к увеличению концентрации каждого вещества в системе. Сделайте окончательный вывод о направлении смещения химического равновесия при увеличении давления в системе в 2 раза	Как видно из расчетов, скорость прямой реакции увеличится в 8 раз, а обратной — в 4 раза. Равновесие в системе нарушается, так как прямая реакция будет преобладать над обратной, т. е. равновесие сместится вправо.

Образец задания 2. Вычислите K_p , если начальные концентрации водорода и йода 0,02 моль/л, а равновесная концентрация йодоводорода 0,003 моль/л.

Таблица 5

№	Действие	Образец выполнения
1	Записываем краткое условие задачи	<p><i>Дано:</i> $[H_2]_{исх.} = 0,02$ моль/л $[I_2]_{исх.} = 0,02$ моль/л $[HI]_p = 0,03$ моль/л $K_p = ?$</p>
2	Записываем уравнение реакции	$H_2 + I_2 \rightleftharpoons 2HI$
3	Записываем выражение константы равновесия в общем виде	$K_{равн.} = \frac{[HI]^2}{[H_2] \cdot [I_2]}$
<p><i>Внимание!</i></p> <p>В выражение константы равновесия входят равновесные концентрации веществ (т. е. концентрации на момент наступления химического равновесия). По условию задачи известны только исходные концентрации $[H_2]$ и $[I_2]$. Поэтому дальнейшее решение задачи сводится к поиску равновесных концентраций $[H_2]$ и $[I_2]$.</p>		

4	Определяем количества веществ, которые были затрачены при переходе системы из начального состояния в равновесное	Из уравнения реакции видно, что на образование 2 моль HI необходимо 1 моль H_2 и 1 моль I_2 . Значит, на образование 0,03 моль HI необходимо 0,03/2 моль H_2 и 0,03/2 моль I_2 .
5	Определяем равновесные концентрации $[H_2]$ и $[I_2]$	$[H_2]_p = [H_2]_{исх.} - 0,03/2 = 0,005 \text{ моль/л}$ $[I_2]_p = [I_2]_{исх.} - 0,03/2 = 0,005 \text{ моль/л}$
6	Проводим математический расчет и определяем константу равновесия реакции	$K_{равн.} = \frac{[HI]^2}{[H_2] \cdot [I_2]} = \frac{0,03^2}{0,005 \cdot 0,005} = 36$
7	Записываем ответ	Ответ: 36

Алгоритм использования метода интерполяции при вычислении массовой доли вещества в растворе

Образец задания. Определите массовую долю раствора H_2SO_4 с $\rho = 1,382$ г/мл. (Плотность определена ареометром.)

Таблица 6

№	Действие	Образец выполнения
1	По справочнику находим значения плотности раствора, которые больше и меньше, чем $\rho = 1,382$ г/мл	$\rho = 1,395$ ($\rho > 1,382$) $\rho = 1,376$ ($\rho < 1,382$)
2	По справочнику определяем соответствующие значениям плотности значения массовой доли	$\omega = 50\%$ $\omega = 48\%$
3	Находим разность величин плотности, найденных по справочнику	$1,395 - 1,376 = 0,019$
4	Находим разность величин ω , найденных по справочнику	$50\% - 48\% = 2\%$

5	Находим разность между величиной плотности, определенной ареометром (см. условия задачи), и меньшей табличной	1,382 – 1,376 = 0,006
6	Составляем пропорцию	$\frac{0,019 - 2\%}{0,006 - x\%} = \frac{0,006 \cdot 2}{0,019} = 0,53 = 0,53\%$
7	Число, найденное при решении пропорции, прибавляем к меньшему значению массовой доли, найденной по справочнику	48 + 0,53 = 48,53% = 0,4853
8	Записываем ответ	Ответ: 0,4853

Алгоритм решения задач по теме «Способы выражения состава растворов»¹

Образец задания. Выразите всеми известными способами состав исследуемого раствора объемом 1 л.

Таблица 7

№	Действие	Образец выполнения
1	Записываем краткое условие задачи	<p>Дано: V (раствора) = 1 л = 10^3 мл (значение дано по условию задачи) ρ (раствора) = ... г/мл (значение измерено экспериментально с помощью ареометра) ω (KNO_3) = ... (значение определено по справочнику или методом интерполяции)</p> <p>(C_m, C_N, N, h) — ?</p>

¹ В приведенных в алгоритме формулах индекс 2 означает «растворенное вещество»; индекс 1 — «растворитель». Отсутствие индекса означает «раствор».

№	Действие	Образец выполнения
2	Определяем массу раствора m	$m = V \cdot \rho$ (г)
3	Определяем массу растворенного вещества	$\omega = \frac{m_2}{m}$ $m_2 = \omega m$ (г)
4	Определяем количество растворенного вещества n_2	$n_2 = \frac{m_2}{M_2}$ (моль)
5	Определяем молярную концентрацию раствора	$C_M = \frac{n_2}{V}$ (моль/л)
6	Определяем эквивалентное количество растворенного вещества	$n_3 = \frac{m_2}{m_3}$ (моль)
7	Определяем нормальную (эквивалентную) концентрацию раствора	$C_N = \frac{n_3}{V}$ (моль/л)
8	Определяем массу растворителя (воды)	m_1 (растворителя) = m (раствора) – m_2 (растворенного вещества) или $m_1 = m - m_2$ (г)
9	Определяем количество растворителя n_1	$n_1 = \frac{m_1}{M_1}$ (моль)

№	Действие	Образец выполнения
10	Определяем молярную долю растворенного вещества	$N = \frac{n_2}{n_1 + n_2} (\%)$
11	<p>Определяем сольватное (гидратное) число</p> <p><i>Внимание!</i></p> <p>Соединения, которые образуются при взаимодействии растворенного вещества с растворителем, называются сольватами. Если растворителем является вода, они называются гидратами.</p>	$h = \frac{n_1}{n_2} (\%)$
12	Записываем ответ	

Алгоритм составления уравнений реакций ионного обмена

Образец задания. Запишите уравнение реакции в молекулярном и ионном виде: $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{HCl} \rightarrow$.

Таблица 8

№	Действие	Образец выполнения и оформления в тетради
МОЛЕКУЛЯРНОЕ УРАВНЕНИЕ		
1	Записываем формулы исходных веществ в молекулярном виде	$\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{HCl} \rightarrow$
2	С помощью таблицы растворимости составляем степени окисления элементов и заряды кислотных остатков	$\text{Na}^+ \text{CO}_3^{-2} + \text{H}^+ \text{Cl}^- \rightarrow$
3	Записываем продукты реакции обмена	$\text{Na}^+ \text{CO}_3^{-2} + \text{H}^+ \text{Cl}^- \rightarrow \text{Na}^+ \text{Cl}^- + \text{H}_2^+ \text{CO}_3^{-2}$
4	Расслаиваем коэффициенты	$\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2 \text{HCl} \rightarrow 2 \text{NaCl} + \text{H}_2\text{CO}_3$
5	Проверяем, есть ли среди продуктов реакции неустойчивые вещества (устно) <i>Внимание!</i> Неустойчивыми веществами являются: угольная кислота $\text{H}_2\text{CO}_3 \rightleftharpoons \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$; гидроксид аммония $\text{NH}_4\text{OH} \rightleftharpoons \text{NH}_3 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$; сернистая кислота $\text{H}_2\text{SO}_3 \rightleftharpoons \text{SO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$.	Среди продуктов реакции есть неустойчивое вещество H_2CO_3 .

№	Действие	Образец выполнения и оформления в тетради
6	Если среди продуктов реакции есть неустойчивое вещество, перепишем молекулярное уравнение с учетом продуктов распада этого вещества	$\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2 \text{HCl} \rightarrow 2 \text{NaCl} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
7	С помощью таблицы растворимости определяем вещества, которые являются нерастворимыми. Эти вещества покидают сферу реакции в виде осадка. Рядом с их формулой в уравнении ставим знак ↓	Веществ, выпавших в осадок нет.
8	Определяем вещества, которые покидают сферу реакции в виде газа (CO_2 , NH_3 , SO_2). Рядом с формулой этих веществ ставим знак ↑	$\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2 \text{HCl} \rightarrow 2 \text{NaCl} + \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$
9	Подчеркиваем формулы слабых электролитов (H_2O , H_2S , органические вещества ²)	$\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2 \text{HCl} \rightarrow 2 \text{NaCl} + \text{CO}_2 \uparrow + \underline{\text{H}_2\text{O}}$
10	Определяем характер реакции: обратимая или необратимая Внимание! 10.1. Реакции ионного обмена в растворах электролитов протекают необратимо, если в результате реакции образуется:	Так как в результате реакции образуются газ (CO_2) и слабый электролит (H_2O), реакция является необратимой. Поэтому между левой и правой частями уравнения оставляем знак →.

² Кроме органических кислот.

№	Действие	Образец выполнения и оформления в тетради
10	<p>а) осадок (↓); б) газ (↑); г) слабый электролит (<i>подчеркнут</i>).</p> <p>10.2. В уравнениях необратимых реакций между левой и правой частями уравнения ставим знак →.</p> <p>10.3. В остальных случаях реакции ионного обмена являются обратимыми.</p> <p>10.4. В уравнениях обратимых реакций между левой и правой частями уравнения ставим знак обратимости \rightleftharpoons.</p>	
<p style="text-align: center;">ПОЛНОЕ ИОННОЕ УРАВНЕНИЕ (записывают под молекулярным уравнением) <i>Внимание!</i></p> <p>В водных растворах все электролиты в той или иной степени подвергаются диссоциации, т. е. распадаются на ионы под действием полярных молекул растворителя. Поэтому все реакции в водных растворах электролитов являются реакциями не между молекулами, а между ионами.</p> <p>Ион — это частица, имеющая заряд. Положительно заряженный ион — катион. Отрицательно заряженный ион — анион.</p>		

№	Действие	Образец выполнения и оформления в тетради
11	<p>Под молекулярной формулой каждого вещества записываем ионы, которые образуются при диссоциации данного вещества</p> <p><i>Внимание!</i></p> <p>Формулы осадков (↓), газов (↑) и слабых электролитов, то есть веществ, формулы которых подчеркнуты в молекулярном уравнении, перепишем в молекулярном виде, так как они практически не диссоциируют в водных растворах.</p>	$\text{Na}^+ + \text{CO}_3^{2-} + \text{H}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^- + \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$
12	<p>Расславляем коэффициенты в полном ионном уравнении</p> <p><i>Внимание!</i></p> <p>Коэффициенты переносим из молекулярного уравнения с учетом индексов.</p>	$2\text{Na}^+ + \text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ + 2\text{Cl}^- \rightarrow 2\text{Na}^+ + 2\text{Cl}^- + \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$
13	<p>Зачеркиваем ионы, одинаковые в левой и правой частях уравнения</p>	$\cancel{2\text{Na}^+} + \text{CO}_3^{2-} + \cancel{2\text{H}^+} + \cancel{2\text{Cl}^-} \rightarrow \cancel{2\text{Na}^+} + \cancel{2\text{Cl}^-} + \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$
<p>СОКРАЩЕННОЕ ИОННОЕ УРАВНЕНИЕ (записывают под полным ионным уравнением)</p>		
14	<p>Из формулы полного ионного уравнения выписываем формулы не зачеркнутых ионов и молекул веществ</p>	$\text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$

№	Действие	Образец выполнения и оформления в тетради
15	Объясняем сущность реакции (устно)	Сокращенное ионное уравнение показывает, что в реакции участвуют катион водорода и карбонат-ион. В результате их взаимодействия образуются углекислый газ и вода.
<p style="text-align: center;"><i>Внимание!</i></p> <p>Сокращенное ионное уравнение в отличие от молекулярного относится не к одной реакции между конкретными веществами, а к целой группе аналогичных реакций. В этом его большая практическая ценность.</p>		

Алгоритм составления уравнений реакции гидролиза солей

Образец задания. Составить молекулярное и ионное уравнения гидролиза соли CuSO_4 .

Таблица 9

№	Действие	Образец выполнения и оформления в тетради
1	<p><i>Записываем уравнение диссоциации соли</i></p> <p><i>Внимание!</i></p> <p>Гидролиз соли — это взаимодействие ионов соли с составными частями воды (ионами водорода H^+ или гидроксидионами OH^-), приводящее к образованию слабого электролита и изменению реакции среды раствора.</p>	$\text{CuSO}_4 \rightleftharpoons \text{Cu}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$
2	<p><i>Под формулами образовавшихся ионов подписываем, какой из них является катионом, какой анионом</i></p> <p><i>Внимание!</i></p> <p>2.1. Ион — это частица, имеющая заряд;</p> <p>2.2. Катион — положительно заряженный ион;</p> <p>2.3. Анион — отрицательно заряженный ион.</p>	$\text{CuSO}_4 \rightleftharpoons \text{Cu}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$ <p style="text-align: center;">КАТИОН АНИОН</p>

№	Действие	Образец выполнения и оформления в тетради
3	<p>Определяем, является ли полученный катион катионом сильного основания</p> <p><i>Внимание!</i></p> <p>Катионы сильных оснований: Li^+, Na^+, K^+, Rb^+, Cs^+, Ca^{2+}, Sr^{2+}, Ba^{2+}.</p>	<p>Катион Cu^{2+} является катионом слабого основания.</p> $\text{CuSO}_4 \rightleftharpoons \text{Cu}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$ <p>катион анион слабый</p>
4	<p>Определяем, является ли полученный анион анионом сильной кислоты</p> <p><i>Внимание!</i></p> <p>Анионы сильных кислот: MnO_4^-, SO_4^{2-}, Cl^-, Br^-, I^-, NO_3^-, ClO_4^-.</p>	<p>Анион SO_4^{2-} является анионом сильного основания.</p> $\text{CuSO}_4 \rightleftharpoons \text{Cu}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$ <p>катион анион слабый сильный</p>
5	<p>Определяем тип гидролиза</p> <p><i>Внимание!</i></p> <p>Гидролиз осуществляется за счет катионов слабых оснований и анионов слабых кислот.</p>	<p>При диссоциации соли образовался катион слабого основания. Значит, гидролиз идет по катиону.</p> $\text{CuSO}_4 \rightleftharpoons \text{Cu}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$ <p>катион анион слабый сильный гидролиз по катиону</p>

№	Действие	Образец выполнения и оформления в тетради
6	<p>Записываем ниже уравнения реакций взаимодействия ионов с водой</p> <p><i>Внимание!</i></p> <p>6.1. В уравнениях гидролиза формулу молекулы воды записывают в виде H^+OH^-.</p> <p>6.2. Гидролиз — процесс обратимый. Поэтому в уравнениях реакций взаимодействия ионов с водой ставим знак обратимости \rightleftharpoons.</p>	$\text{Cu}^{2+} + \text{H}^+\text{OH}^- \rightleftharpoons$ $\text{SO}_4^{2-} + \text{H}^+\text{OH}^- \rightleftharpoons$
7	<p>Определяем, какая из записанных реакций возможна (в соответствии с типом гидролиза — см. пункт 5)</p>	<p>В пункте 5 указано, что гидролиз идет по катиону. Катион — частица, имеющая положительный заряд (см. пункт 2). В данном случае это ион меди Cu^{2+}. Значит, возможна реакция взаимодействия Cu^{2+} с водой. Реакция SO_4^{2-} с водой невозможна.</p> $\text{Cu}^{2+} + \text{H}^+\text{OH}^- \rightleftharpoons$ $\text{SO}_4^{2-} + \text{H}^+\text{OH}^- \cancel{\rightleftharpoons}$

№	Действие	Образец выполнения и оформления в тетради
8	Записываем продукты возможной реакции	<p>Так как ион меди Cu^{2+} заряжен положительно, он притянет отрицательно заряженную группу OH^- из молекулы воды H^+OH^-. В растворе при этом остаются свободные ионы H^+</p> $\text{Cu}^{2+} + \text{H}^+\text{OH}^- \rightleftharpoons (\text{Cu}^{2+}\text{OH}^-)^+ + \text{H}^+$ $\text{SO}_4^{2-} + \text{H}^+\text{OH}^- \rightleftharpoons$
9	<p>Определяем характер среды раствора</p> <p><i>Внимание!</i></p> <p>9.1. Если в растворе накапливаются свободные ионы H^+ — среда кислая ($\text{pH} < 7$).</p> <p>9.2. Если в растворе накапливаются свободные ионы OH^- — среда щелочная ($\text{pH} > 7$).</p> <p>9.3. Если свободные ионы H^+ и OH^- в растворе отсутствуют — среда нейтральная ($\text{pH} = 7$).</p>	<p>Так как в результате реакции гидролиза в растворе образовались свободные ионы H^+, среда является кислой ($\text{pH} < 7$).</p> $\text{Cu}^{2+} + \text{H}^+\text{OH}^- \rightleftharpoons (\text{Cu}^{2+}\text{OH}^-)^+ + \text{H}^+$ $\text{SO}_4^{2-} + \text{H}^+\text{OH}^- \rightleftharpoons$ <p>среда кислая, $\text{pH} < 7$.</p>
10	Под написанными уравнениями подводим суммарную черту	$\text{Cu}^{2+} + \text{HOH} \rightleftharpoons \text{CuOH}^+ + \text{H}^+$ $\text{SO}_4^{2-} + \text{H}^+\text{OH}^- \rightleftharpoons$ <p>среда кислая, $\text{pH} < 7$.</p>

№	Действие	Образец выполнения и оформления в тетради
11	<p>Под чертой записываем уравнение гидролиза соли в общем виде</p> <p>Записываем формулу исходной соли Ставим знак «+» и записываем формулу воды HOH</p> <p>Ставим знак обратимости \rightleftharpoons и записываем ионы, полученные в результате гидролиза (см. пункт 8) См. пункт 1. Находим ионы, противоположные по знаку ионам, полученным в результате гидролиза.</p> <p>Дописываем ионы с противоположным знаком к формулам ионов, полученным в результате гидролиза.</p> <p>Расставляем индексы в формулах полученных солей</p>	<p style="text-align: center;">CuSO₄</p> $\text{CuSO}_4 + \text{HOH} \rightleftharpoons$ $\text{CuSO}_4 + \text{HOH} \rightleftharpoons (\text{Cu}^{+2}\text{OH}^-)^+ + \text{H}^+$ <p>Ионы, полученные в результате гидролиза, имеют заряд «+». В соответствии с пунктом 1 противоположно заряженными ионами являются сульфат-ионы SO₄²⁻.</p> $\text{CuSO}_4 + \text{HOH} \rightleftharpoons (\text{Cu}^{+2}\text{OH}^-)^+ \text{SO}_4^{-2} + \text{H}^+ \text{SO}_4^{-2}$ $\text{CuSO}_4 + \text{HOH} \rightleftharpoons (\text{Cu}^{+2}\text{OH}^-)^+ \text{SO}_4^{-2} + \text{H}_2 + \text{SO}_4^{-2}$
12	<p>Выписываем отдельно формулу полученной соли. Определяем ее тип (средняя, кислая, основная)</p> <p style="text-align: center;">Внимание!</p> <p>12.1. Средняя соль содержит в своем составе атомы металла и кислотный остаток.</p>	<p style="text-align: center;">(CuOH)₂SO₄ основная соль</p>

№	Действие	Образец выполнения и оформления в тетради
12	<p>12.2. Кислая соль содержит в своем составе атомы металла, атомы водорода, кислотный остаток.</p> <p>12.3. Основная соль содержит в своем составе атомы металла, OH—группы, кислотный остаток.</p>	
13	<p><i>Даем название полученной соли</i></p> <p><i>Внимание!</i></p> <p>Название средней соли: название кислотного остатка (2) + русское название металла в родительном падеже (1) + если металл имеет переменную степень окисления, указать значение его степени окисления в скобках.</p> <p style="text-align: center;"> $\begin{array}{c} \text{CaSO}_4 \\ \begin{array}{cc} 1 & 2 \end{array} \end{array}$ сульфат кальция 1 </p> <p>Название основной соли: название кислотного остатка (3) + приставка гидроксо (2) + русское название металла в родительном падеже (1) + если металл имеет переменную степень окисления, указать значение его степени окисления в скобках.</p> <p style="text-align: center;"> $\begin{array}{c} (\text{CaOH})_2\text{SO}_4 \\ \begin{array}{ccc} 1 & 2 & 3 \end{array} \end{array}$ сульфат гидроксокальция 1 2 3 </p>	<p style="text-align: center;"> $(\text{CuOH})_2\text{SO}_4$ </p> <p style="text-align: center;">основная соль, хлорид гидроксомедь</p>

№	Действие	Образец выполнения и оформления в тетради
13	<p>Название кислот соли: приставка гидро (2) + название кислотного остатка (3) + русское название металла в родительном падеже (1) + если металл имеет переменную степень окисления, указать значение его степени окисления в скобках.</p> <p>$\text{Ca}(\text{HSO}_4)_2$ гидросульфат кальция 1 2 3 2 3 1</p>	

Алгоритм подбора коэффициентов в окислительно-восстановительных реакциях методом электронного баланса

Образец задания: Методом электронного баланса расставьте коэффициенты в уравнении реакции:



Таблица 10

№	Действие	Образец выполнения и оформления в тетради
<i>Внимание!</i>		
Метод электронного баланса может быть использован для подбора коэффициентов в уравнениях любых окислительно-восстановительных реакций.		
1	Записываем уравнение химической реакции	$\text{Al} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2$
2	Расставляем степени окисления всех элементов в левой и правой частях уравнения	$0 \quad + \quad +6 \quad -2 \quad +3 \quad +6 \quad -2 \quad 0$ $\text{Al} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2$
3	Подчеркиваем знаки элементов, у которых в процессе реакции изменилась степень окисления	$0 \quad + \quad +6 \quad -2 \quad +3 \quad +6 \quad -2 \quad 0$ $\underline{\text{Al}} + \underline{\text{H}_2}\text{SO}_4 \rightarrow \underline{\text{Al}_2}(\underline{\text{SO}_4})_3 + \underline{\text{H}_2}$

№	Действие	Образец выполнения и оформления в тетради
4	Знаки подчеркнутых в левой части уравнения атомов или ионов выписываем ниже, один под другим	$ \begin{array}{ccccccc} 0 & + & +6-2 & +3 & +6-2 & 0 & \\ \underline{\text{Al}} & + & \underline{\text{H}_2}\text{SO}_4 & \rightarrow & \underline{\text{Al}}_2(\underline{\text{SO}}_4)_3 & + & \underline{\text{H}}_2 \\ \hline \text{Al}^0 & & & & & & \\ \text{H}^+ & & & & & & \end{array} $
5	Отсутствует вправо 4 клеточки, ставим знак \rightarrow	$ \begin{array}{ccccccc} 0 & + & +6-2 & +3 & +6-2 & 0 & \\ \underline{\text{Al}} & + & \underline{\text{H}_2}\text{SO}_4 & \rightarrow & \underline{\text{Al}}_2(\underline{\text{SO}}_4)_3 & + & \underline{\text{H}}_2 \\ & & & \rightarrow & & & \\ \hline \text{Al}^0 & & & & & & \\ \text{H}^+ & & & & & & \end{array} $
6	После стрелочки \rightarrow записываем знаки подчеркнутых в правой части уравнения атомов или ионов <i>Внимание!</i> Если частицы, в составе которых есть элемент, изменивший степень окисления, представлены двумя атомами (H_2 , Cl_2 , N_2 и т. д.), то в электронных уравнениях необходимо учитывать сразу два атома.	$ \begin{array}{ccccccc} 0 & + & +6-2 & +3 & +6-2 & 0 & \\ \underline{\text{Al}} & + & \underline{\text{H}_2}\text{SO}_4 & \rightarrow & \underline{\text{Al}}_2(\underline{\text{SO}}_4)_3 & + & \underline{\text{H}}_2 \\ & & & \rightarrow & \text{Al}^{+3} & & \\ \hline \text{Al}^0 & & & & & & \\ \text{H}^+ & & & & & & \text{H}_2^0 \end{array} $

№	Действие	Образец выполнения и оформления в тетради						
7	Расставляем коэффициенты в электронных уравнениях (при необходимости)	$\overset{0}{\text{Al}} + \overset{+6-2}{\text{H}_2\text{SO}_4} \rightarrow \overset{+3}{\text{Al}_2}(\overset{-2}{\text{SO}_4})_3 + \overset{0}{\text{H}_2}$ <table style="width: 100%; border-collapse: collapse;"> <tr> <td style="border-right: 1px solid black; padding: 5px;">Al^0</td> <td style="padding: 5px;">\rightarrow</td> <td style="padding: 5px;">Al^{+3}</td> </tr> <tr> <td style="border-right: 1px solid black; padding: 5px;">2H^+</td> <td style="padding: 5px;">\rightarrow</td> <td style="padding: 5px;">H_2^0</td> </tr> </table>	Al^0	\rightarrow	Al^{+3}	2H^+	\rightarrow	H_2^0
Al^0	\rightarrow	Al^{+3}						
2H^+	\rightarrow	H_2^0						
8	<p>Определяем, какой из элементов отдает электроны, а какой принимает электроны</p> <p><i>Внимание!</i></p> <p>8.1. Если степень окисления элемента в ходе химической реакции увеличивается, значит, элемент отдает электроны.</p> <p>8.2. Если степень окисления элемента в ходе химической реакции уменьшается, значит, элемент принимает электроны.</p>	$\overset{0}{\text{Al}} + \overset{+6-2}{\text{H}_2\text{SO}_4} \rightarrow \overset{+3}{\text{Al}_2}(\overset{-2}{\text{SO}_4})_3 + \overset{0}{\text{H}_2}$ <table style="width: 100%; border-collapse: collapse;"> <tr> <td style="border-right: 1px solid black; padding: 5px;">Al^0</td> <td style="padding: 5px;">$-e \rightarrow$</td> <td style="padding: 5px;">Al^{+3}</td> </tr> <tr> <td style="border-right: 1px solid black; padding: 5px;">2H^+</td> <td style="padding: 5px;">$+e \rightarrow$</td> <td style="padding: 5px;">H_2^0</td> </tr> </table>	Al^0	$-e \rightarrow$	Al^{+3}	2H^+	$+e \rightarrow$	H_2^0
Al^0	$-e \rightarrow$	Al^{+3}						
2H^+	$+e \rightarrow$	H_2^0						
9	<p>Определяем число принятых и отданных элементами электронов</p> <p><i>Внимание!</i></p> <p>Число отданных (принятых) элементов электронов равно разности между степенью окисления данного элемента до и после реакции.</p>	$\overset{0}{\text{Al}} + \overset{+6-2}{\text{H}_2\text{SO}_4} \rightarrow \overset{+3}{\text{Al}_2}(\overset{-2}{\text{SO}_4})_3 + \overset{0}{\text{H}_2}$ <table style="width: 100%; border-collapse: collapse;"> <tr> <td style="border-right: 1px solid black; padding: 5px;">Al^0</td> <td style="padding: 5px;">$-3e \rightarrow$</td> <td style="padding: 5px;">Al^{+3}</td> </tr> <tr> <td style="border-right: 1px solid black; padding: 5px;">2H^+</td> <td style="padding: 5px;">$+1 \cdot 2e \rightarrow$</td> <td style="padding: 5px;">H_2^0</td> </tr> </table>	Al^0	$-3e \rightarrow$	Al^{+3}	2H^+	$+1 \cdot 2e \rightarrow$	H_2^0
Al^0	$-3e \rightarrow$	Al^{+3}						
2H^+	$+1 \cdot 2e \rightarrow$	H_2^0						

№	Действие	Образец выполнения и оформления в тетради
10	Справа от электронных уравнений проводим вертикальную черту	$ \begin{array}{r} 0 \quad + \quad +6-2 \quad +3 \quad +6-2 \quad 0 \\ \underline{\text{Al}} + \underline{\text{H}_2}\text{SO}_4 \rightarrow \underline{\text{Al}_2}(\underline{\text{SO}_4})_3 + \underline{\text{H}_2} \\ \\ \text{Al}^0 \quad -3e \quad \rightarrow \quad \text{Al}^{+3} \\ \hline 2\text{H}^+ \quad +1 \cdot 2e \quad \rightarrow \quad \text{H}_2^0 \end{array} $
11	За вертикальную черту выносим цифры, стоящие перед знаком электрона e , меняя их предварительно местами. Это дополнительные коэффициенты Внимание! При необходимости дополнительные коэффициенты можно сократить.	$ \begin{array}{r} 0 \quad + \quad +6-2 \quad +3 \quad +6-2 \quad 0 \\ \underline{\text{Al}} + \underline{\text{H}_2}\text{SO}_4 \rightarrow \underline{\text{Al}_2}(\underline{\text{SO}_4})_3 + \underline{\text{H}_2} \\ \\ \text{Al}^0 \quad -3e \quad \rightarrow \quad \text{Al}^{+3} \quad 2 \\ \hline 2\text{H}^+ \quad +1 \cdot 2e \quad \rightarrow \quad \text{H}_2^0 \quad 3 \end{array} $

№	Действие	Образец выполнения и оформления в тетради
12	<p>Справа от дополнительного коэффициента указывают элемент-окислитель и элемент-восстановитель, а также характер процесса (процесс окисления и восстановления)</p> <p><i>Внимание!</i></p> <p>12.1. Окислители — это атомы, молекулы или ионы, принимающие электроны.</p> <p>12.2. Восстановители — атомы, молекулы или ионы, отдающие электроны.</p> <p>12.3. Окисление — это процесс отдачи электронов атомом, молекулой или ионом.</p> <p>12.4. Восстановление — это процесс присоединения электронов атомом, молекулой или ионом.</p>	$0 \quad + \quad +6 \quad -2 \quad +3 \quad +6 \quad -2 \quad 0$ $\underline{\text{Al}} + \underline{\text{H}_2\text{SO}_4} \rightarrow \underline{\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3} + \underline{\text{H}_2}$ $\text{Al}^0 \quad -3e \quad \rightarrow \quad \text{Al}^{+3} \quad 2 \quad \text{восстановитель,}$ $\text{2H}^+ \quad +1 \cdot 2e \quad \rightarrow \quad \text{H}_2^0 \quad 3 \quad \text{окислитель,}$ процесс окисления процесс восстановления
13	Перенесите дополнительные коэффициенты в исходное уравнение реакции	$\text{Al} + 3\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{H}_2$
14	Проверем правильность расстановки коэффициентов. Для этого считаем количество атомов кислорода в правой и левой частях уравнения. Если число атомов кислорода одинаково, коэффициенты расставлены верно	

Алгоритм подбора коэффициентов в окислительно-восстановительных реакциях методом электронно-ионного баланса

(методом полуреакций)

Образец задания. Методом электронно-ионного баланса расставьте коэффициенты в уравнении реакции: $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{KClO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$.

Таблица 11

№	Действие	Образец выполнения и оформления в тетради
		<p><i>Внимание!</i></p> <p>Метод электронно-ионного баланса применяется для подбора коэффициентов только в уравнениях реакций, протекающих в водных растворах.</p>
1	<p><i>Записываем уравнение химической реакции</i></p>	$\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{KClO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$

№	Действие	Образец выполнения и оформления в тетради
2	<p>Строкой ниже записываем формулы веществ, частицы, которые реально существуют в ходе протекания данной ОВР</p> <p style="text-align: center;"><i>Внимание!</i></p> <p>2.1. Сильные электролиты записываем в виде ионов.</p> <p>2.2. Слабые электролиты, нерастворимые и газообразные вещества записываем в молекулярной форме.</p>	<p>Cr_2O_3 — это оксид. Оксиды в водных растворах не диссоциируют. Поэтому формулу Cr_2O_3 оставляем в молекулярном виде. Молекулы остальных веществ растворимы в воде, поэтому их формулы записываем в виде ионов:</p> $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{K}^+ + \text{ClO}_3^- + \text{K}^+ + \text{OH}^- \rightarrow 2\text{K}^+ + \text{CrO}_4^{2-} + \text{K}^+ + \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$
3	<p>Делаем вывод о характере среды раствора</p> <p style="text-align: center;"><i>Внимание!</i></p> <p>3.1. Кислая среда: в левой части уравнения присутствуют ионы H^+.</p> <p>3.2. Нейтральная среда: в левой части уравнения присутствуют молекулы воды.</p> <p>3.3. Щелочная среда: в левой части уравнения присутствуют ионы OH^-.</p>	<p>Так как в левой части уравнения присутствуют ионы OH^-, среда раствора щелочная.</p> $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{K}^+ + \text{ClO}_3^- + \text{K}^+ + \text{OH}^- \rightarrow 2\text{K}^+ + \text{CrO}_4^{2-} + \text{K}^+ + \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$ <p style="text-align: center;">(среда раствора щелочная)</p>
4	<p>Ставим степени окисления всех элементов в молекулах и сложных ионах</p>	$\text{Cr}^{+3}\text{O}_2^{-2} + \text{K}^+ + (\text{Cl}^{+5}\text{O}_3)^{-2} + \text{K}^+ + (\text{O}^{-2}\text{H}^+)^{-1} \rightarrow 2\text{K}^+ + (\text{Cr}^{+6}\text{O}_4)^{-2} + \text{K}^+ + \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$

№	Действие	Образец выполнения и оформления в тетради
5	Подчеркиваем формулы частиц, в составе которых элементы в процессе реакции изменили свою степень окисления	$\text{Cr}^{+3}\text{O}_3^{-2} + \text{K}^{+} + (\text{Cl}^{+5}\text{O}_3)^{-} + \text{K}^{+} + (\text{O}^{-2}\text{H}^{+})^{-} \rightarrow$ $2\text{K}^{+} + (\text{Cr}^{+6}\text{O}_4)^{2-} + \text{K}^{+} + \text{Cl}^{-} + \text{H}_2\text{O}$
6	<p>Знаки частиц, подчеркнутых в левой части уравнения, выписываем ниже, одна под другой</p> <p style="text-align: center;"><i>Внимание!</i></p> <p>Если частицы, в составе которых есть элемент, изменивший степень окисления, представлены двумя атомами (N_2, Cl_2, N_2 и т. д.), то в электронных уравнениях необходимо учитывать сразу два атома.</p>	$\text{Cr}^{+3}\text{O}_3^{-2}$ $(\text{Cl}^{+5}\text{O}_3)^{-}$
7	Отсутствие вправо 6 клеточек, ставим знак \rightarrow	$\text{Cr}^{+3}\text{O}_3^{-2} \quad \rightarrow$ $(\text{Cl}^{+5}\text{O}_3)^{-} \quad \rightarrow$

№	Действие	Образец выполнения и оформления в тетради
8	После стрелочки → записываем знаки подчеркнутых в правой части уравнения частиц	$\text{Cr}^{+3} \text{O}_3^{2-} \rightarrow (\text{Cr}^{+6} \text{O}_4^{2-})^{2-}$ $(\text{Cl}^{+5} \text{O}_3^{2-})^- \rightarrow \text{Cl}^-$
9	Расставляем коэффициенты перед формулами частиц в каждой полуреакции (при необходимости)	$\text{Cr}^{+3} \text{O}_3^{2-} \rightarrow 2 (\text{Cr}^{+6} \text{O}_4^{2-})^{2-}$ $(\text{Cl}^{+5} \text{O}_3^{2-})^- \rightarrow \text{Cl}^-$
10	Определяем, в какой полуреакции элемент отдает электроны, а в какой принимает электроны	
	<p style="text-align: center;">Внимание!</p> <p>10.1. Если степень окисления элемента в ходе химической реакции увеличивается, значит, элемент отдает электроны.</p> <p>10.2. Если степень окисления элемента в ходе химической реакции уменьшается, значит, элемент принимает электроны.</p>	$\text{Cr}^{+3} \text{O}_3^{2-} - e \rightarrow 2 (\text{Cr}^{+6} \text{O}_4^{2-})^{2-}$ $(\text{Cl}^{+5} \text{O}_3^{2-})^- + e \rightarrow \text{Cl}^-$

№	Действие	Образец выполнения и оформления в тетради
11	<p>Определяем число принятых и отданных в каждой полуреакции электронов</p> <p><i>Внимание!</i></p> <p>Число отданных (принятых) элементом электронов равно разности между степенью окисления данного элемента до и после реакции.</p>	$\text{Cr}^{+3} \text{O}_3^{2-} - 6e \rightarrow 2 (\text{Cr}^{+6} \text{O}_4^{2-})^{2-}$ $(\text{Cr}^{+5} \text{O}_3^{2-})^{-} + 6e \rightarrow \text{Cr}^{-}$
12	<p>Уравниваем число атомов кислорода и водорода в правой и левой частях каждой полуреакции. Для этого в зависимости от условий дополнительно вводим в уравнение полуреакции молекулы воды H_2O, ионы H^+ или ионы OH^-.</p> <p><i>Внимание!</i></p> <p>12.1. Кислая среда Источник атомов кислорода — вода</p> $\text{H}_2\text{O} \leftrightarrow [\text{O}^{2-}] + 2\text{H}^+$	<p>Рассматриваем первую полуреакцию. До реакции было три атома кислорода. После реакции стало 8 атомов кислорода. То есть недостает 5 атомов кислорода. Реакция среды — щелочная (см. пункт 3). Источником атомов кислорода в щелочной среде являются гидроксо-группы.</p> $\text{Cr}_2^{+3} \text{O}_3^{2-} - 6e + 10 \text{OH}^- \rightarrow 2 (\text{Cr}^{+6} \text{O}_4^{2-})^{2-} + 5 \text{H}_2\text{O}$

№	Действие	Образец выполнения и оформления в тетради
12	<p>Связать избыток атомов кислорода можно с помощью ионов водорода H^+.</p> <p>$[\text{O}^{-2}] + 2\text{H}^+ \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}$</p> <p>12.2. Нейтральная среда: источник атомов кислорода — вода</p> <p>$\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons [\text{O}^{-2}] + 2\text{H}^+$</p> <p>Связать избыток атомов кислорода можно с помощью воды</p> <p>$[\text{O}^{-2}] + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons 2 \text{OH}^-$</p> <p>12.3. Щелочная среда: источник атомов кислорода <u>гидроксо-группы</u></p> <p>$2 \text{OH}^- \rightleftharpoons [\text{O}^{-2}] + 2 \text{H}_2\text{O}$</p> <p>Связать избыток атомов кислорода можно с помощью воды</p> <p>$[\text{O}^{-2}] + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons 2 \text{OH}^-$.</p>	<p>Рассматриваем вторую полуреакцию. До реакции было три атома кислорода. После реакции стало 0 атомов кислорода. То есть необходимо связать три атома кислорода. Реакция среды — щелочная (см. пункт 3). Связать атомы кислорода в щелочной среде можно с помощью молекул воды.</p> <p>$(\text{Cl}^{+5}\text{O}_3)^- + 6 \text{e} + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Cl}^- + 6 \text{OH}^-$</p>
13	<p>Справа от полуреакций проводим вертикальную черту</p>	<p>$\text{Cl}^{+3} \text{O}_3^- - 6\text{e} + 10 \text{OH}^- \rightarrow 2 (\text{Cl}^{+6}\text{O}_4)^{2-} + 5 \text{H}_2\text{O}$</p> <p>$(\text{Cl}^{+5}\text{O}_3)^- + 6\text{e} + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Cl}^- + 6 \text{OH}^-$</p>

№	Действие	Образец выполнения и оформления в тетради
14	<p>За вертикальную черту выносим цифры, стоящие перед знаком электрона, меняя их предварительно местами. Это дополнительные коэффициенты</p> <p><i>Внимание!</i></p> <p>При необходимости дополнительные коэффициенты можно сократить.</p>	$\begin{array}{ l l l } \hline \text{Cr}^{+3}\text{O}_3^{-2} & -6e + 10 \text{OH}^- & \rightarrow 2 (\text{Cr}^{+6}\text{O}_4^{-2})^- + 5 \text{H}_2\text{O} & \mathbf{6} & \mathbf{1} \\ \hline (\text{Cl}^{+5}\text{O}_3)^- & + 6e + 3\text{H}_2\text{O} & \rightarrow \text{Cl}^- + 6 \text{OH}^- & \mathbf{6} & \mathbf{1} \\ \hline \end{array}$
15	<p>Справа от дополнительного коэффициента указывают характер полуреакции (процесс окисления или восстановления)</p> <p><i>Внимание!</i></p> <p>15.1. Окисление — это процесс отдачи электронов атомом, молекулой или ионом.</p> <p>15.2. Восстановление — это процесс присоединения электронов атомом, молекулой или ионом.</p>	$\begin{array}{ l l l } \hline \text{Cr}^{+3}\text{O}_3^{-2} & -6e + 10 \text{OH}^- & \rightarrow 2 (\text{Cr}^{+6}\text{O}_4^{-2})^- + 5 \text{H}_2\text{O} & \mathbf{6} & \mathbf{1} & \text{процесс окисления} \\ \hline (\text{Cl}^{+5}\text{O}_3)^- & + 6e + 3\text{H}_2\text{O} & \rightarrow \text{Cl}^- + 6 \text{OH}^- & \mathbf{6} & \mathbf{1} & \text{процесс восстановления} \\ \hline \end{array}$

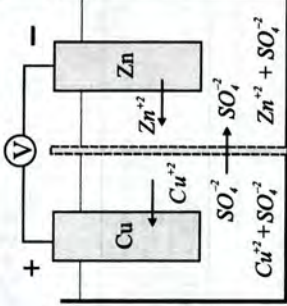
№	Действие	Образец выполнения и оформления в тетради
16	Под обеими полуреакциями проводим суммарную черту	$\text{Cr}^{+3}\text{O}_3^{-2} - 6e + 10\text{OH}^- \rightarrow 2(\text{Cr}^{+6}\text{O}_4^{-2})^- + 5\text{H}_2\text{O}$ $\text{6 1 процесс окисления}$ <hr/> $(\text{Cl}^{+5}\text{O}_3)^- + 6e + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Cl}^- + 6\text{OH}^-$ $\text{6 1 процесс восстановления}$
17	Под суммарной чертой записываем суммарное уравнение полуреакций	$\text{Cr}^{+3}\text{O}_3^{-2} + 10\text{OH}^- + (\text{Cl}^{+5}\text{O}_3)^- + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2(\text{Cr}^{+6}\text{O}_4^{-2})^{2-} + 5\text{H}_2\text{O} + \text{Cl}^- + 6\text{OH}^-$
18	Сокращаем число одинаковых частей в левой и правой частях уравнения	4 $\text{Cr}^{+3}\text{O}_3^{-2} + 10\text{OH}^- + (\text{Cl}^{+5}\text{O}_3)^- + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2(\text{Cr}^{+6}\text{O}_4^{-2})^{2-} + 2$ $5\text{H}_2\text{O} + \text{Cl}^- + 6\text{OH}^-$
19	Переносим полученные коэффициенты в молекулярное уравнение (см. пункт 1)	$\text{Cr}^{+3}\text{O}_3^{-2} + 4\text{OH}^- + (\text{Cl}^{+5}\text{O}_3)^- \rightarrow 2(\text{Cr}^{+6}\text{O}_4^{-2})^{2-} + 2\text{H}_2\text{O} + \text{Cl}^-$ $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{KClO}_3 + 4\text{KOH} \rightarrow 2\text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{KCl} + 2\text{H}_2\text{O}$
20	Проверяем правильность расстановки коэффициентов. Для этого считаем количество атомов кислорода в правой и левой частях уравнения. Если число атомов кислорода одинаково, коэффициенты составлены верно	

№	Действие	Образец выполнения и оформления в тетради
		<p style="text-align: center;"><i>Внимание!</i></p> <p>Метод электронно-ионного баланса имеет ряд неоспоримых преимуществ по сравнению с методом электронного баланса при подборе коэффициентов в окислительно-восстановительных реакциях.</p> <p>Во-первых, в методе полуреакций рассматриваются не гипотетические, а реально существующие ионы. Последнее особенно важно в случае участия в реакции органических веществ, в которых процедура определения степеней окисления является очень сложной.</p> <p>Во-вторых, написание отдельных полуреакций необходимо для понимания химических процессов в гальваническом элементе и при электролизе.</p> <p>В-третьих, при этом методе видна роль среды как активного участника окислительно-восстановительной реакции. Наконец, при использовании метода полуреакций не обязательно знать все продукты реакции: они появляются в уравнении при его выводе.</p> <p>Методу полуреакций необходимо отдать предпочтение при составлении уравнений всех окислительно-восстановительных реакций, протекающих в водных растворах.</p>

Алгоритм выполнения заданий по теме «Гальванический элемент»

Образец задания. Определить ЭДС гальванического элемента, состоящего из цинкового и медного электродов, опущенных в одномолярные растворы собственных солей.

Таблица 12

№	Действие	Образец выполнения
	<p>Гальванический элемент — это устройство, в котором химическая энергия окислительно-восстановительных реакций превращается в электрическую энергию. В простейшем случае гальванический элемент представляет собой два металла (Zn и Cu), погруженные в растворы своих солей ($ZnSO_4$ и $CuSO_4$ соответственно), соединенные между собой электролитическим мостиком.</p> <p>Электролитический мостик — это П-образная стеклянная трубка, заполненная проводящим электрический ток раствором (чаще всего насыщенным раствором KCl или NaCl). Он служит ионным проводником между двумя сосудами, чтобы не допустить непосредственного смешения растворов $ZnSO_4$ и $CuSO_4$.</p>	<p style="text-align: center;"><i>Внимание!</i></p>  <p style="text-align: center;">Схема гальванического элемента Якоби—Даниэля</p>

№	Действие	Образец выполнения
1	Определяем значение стандартных электродных потенциалов для каждого металла (по таблице стандартных электродных потенциалов)	$E^{\circ}(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}^{\circ}) = -0,76 \text{ В}$ $E^{\circ}(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^{\circ}) = +0,34 \text{ В}$
2	Определяем, какой металл играет роль анода (-) Внимание!	Zn является анодом
3	Анодом (-) является металл с меньшим значением E° . Определяем, какой металл играет роль катода (+) Внимание!	Cu является катодом
4	Условно записываем схему гальванического элемента	(-) Zn (-) Zn / (-) Zn / Zn ²⁺ (-) Zn / Zn ²⁺ //

№	Действие	Образец выполнения
	4.5. Записываем ионы второго металла, находящиеся в растворе. 4.6. Ставим одну наклонную черту. 4.7. Записываем второй металл (является катодом).	$\begin{aligned} &(-) \text{Zn} / \text{Zn}^{2+} // \text{Cu}^{2+} \\ &(-) \text{Zn} / \text{Zn}^{2+} // \text{Cu}^{2+} / \\ &(-) \text{Zn} / \text{Zn}^{2+} // \text{Cu}^{2+} / \text{Cu} (+) \end{aligned}$
5	Записываем полуреакцию, которая происходит на аноде <i>Внимание!</i> 5.1. На аноде происходит процесс окисления металла ($-e^-$). 5.2. В результате металл (анод) разрушается.	на аноде (-): $\text{Zn}^0 \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2 e^-$
6	Записываем полуреакцию, которая происходит на катоде <i>Внимание!</i> На катоде происходит процесс восстановления металла ($+e^-$).	на аноде (-): $\text{Zn}^0 \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2 e^-$ на катоде (+): $\text{Cu}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Cu}^0$
7	<i>Справа от полуреакций проводим вертикальную черту</i>	на аноде (-): $\text{Zn}^0 \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2 e^-$ на катоде (+): $\text{Cu}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Cu}^0$

№	Действие	Образец выполнения								
8	<p>За вертикальную черту выносим цифры, стоящие перед знаком электрона e, поменяв их предварительно местами. Это дополнительные коэффициенты</p> <p><i>Внимание!</i></p> <p>При необходимости дополнительные коэффициенты можно сократить.</p>	<table border="1"> <tr> <td>на аноде (-): $Zn^0 \rightarrow Zn^{2+} + 2e^-$</td> <td>2</td> <td>1</td> </tr> <tr> <td>на катоде (+): $Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu^0$</td> <td>2</td> <td>1</td> </tr> </table>	на аноде (-): $Zn^0 \rightarrow Zn^{2+} + 2e^-$	2	1	на катоде (+): $Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu^0$	2	1		
на аноде (-): $Zn^0 \rightarrow Zn^{2+} + 2e^-$	2	1								
на катоде (+): $Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu^0$	2	1								
9	<p>Справа от дополнительного коэффициента указываем, какой процесс (окисление или восстановление) происходит на каждом электроде</p> <p><i>Внимание!</i></p> <p>9.1. Окисление — это процесс отдачи электронов атомом, молекулой или ионом.</p> <p>9.2. Восстановление — это процесс присоединения электронов атомом, молекулой или ионом.</p>	<table border="1"> <tr> <td>на аноде (-): $Zn^0 \rightarrow Zn^{2+} + 2e^-$</td> <td>2</td> <td>1</td> <td>окисление</td> </tr> <tr> <td>на катоде (+): $Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu^0$</td> <td>2</td> <td>1</td> <td>восстановление</td> </tr> </table>	на аноде (-): $Zn^0 \rightarrow Zn^{2+} + 2e^-$	2	1	окисление	на катоде (+): $Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu^0$	2	1	восстановление
на аноде (-): $Zn^0 \rightarrow Zn^{2+} + 2e^-$	2	1	окисление							
на катоде (+): $Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu^0$	2	1	восстановление							
10	<p>Под обеими полуреакциями проводим суммарную черту</p>	<table border="1"> <tr> <td>на аноде (-): $Zn^0 \rightarrow Zn^{2+} + 2e^-$</td> <td>2</td> <td>1</td> <td>окисление</td> </tr> <tr> <td>на катоде (+): $Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu^0$</td> <td>2</td> <td>1</td> <td>восстановление</td> </tr> </table>	на аноде (-): $Zn^0 \rightarrow Zn^{2+} + 2e^-$	2	1	окисление	на катоде (+): $Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu^0$	2	1	восстановление
на аноде (-): $Zn^0 \rightarrow Zn^{2+} + 2e^-$	2	1	окисление							
на катоде (+): $Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu^0$	2	1	восстановление							

№	Действие	Образец выполнения												
11	Под суммарной чертой записываем суммарное уравнение полуреакций	<table border="1" style="width: 100%; border-collapse: collapse;"> <tr> <td style="width: 50%; padding: 2px;">на аноде (-): $Zn^0 \rightarrow Zn^{2+} + 2e^-$</td> <td style="width: 5%; text-align: center; padding: 2px;">2</td> <td style="width: 5%; text-align: center; padding: 2px;">1</td> <td style="width: 30%; padding: 2px;">окисление</td> </tr> <tr> <td style="padding: 2px;">на катоде (+): $Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu^0$</td> <td style="text-align: center; padding: 2px;">2</td> <td style="text-align: center; padding: 2px;">1</td> <td style="padding: 2px;">восстановление</td> </tr> <tr> <td colspan="4" style="text-align: center; padding: 2px;">$Zn^0 + Cu^{2+} \rightarrow Zn^{2+} + Cu^0$</td> </tr> </table>	на аноде (-): $Zn^0 \rightarrow Zn^{2+} + 2e^-$	2	1	окисление	на катоде (+): $Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu^0$	2	1	восстановление	$Zn^0 + Cu^{2+} \rightarrow Zn^{2+} + Cu^0$			
на аноде (-): $Zn^0 \rightarrow Zn^{2+} + 2e^-$	2	1	окисление											
на катоде (+): $Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu^0$	2	1	восстановление											
$Zn^0 + Cu^{2+} \rightarrow Zn^{2+} + Cu^0$														
12	<p>Рассчитываем электродвижущую силу реакции (ЭДС)</p> <p><i>Внимание!</i></p> <p>$ЭДС = E^0 \text{ катода} - E^0 \text{ анода.}$</p>	<p>$ЭДС = 0,34 - (-0,76) = 1,10 \text{ В.}$</p>												
13	<p>Делаем вывод о возможности работы данного гальванического элемента</p> <p><i>Внимание!</i></p> <p>Если $ЭДС > 0$, реакция возможна.</p> <p>Если $ЭДС < 0$, реакция невозможна.</p>	<p>Так как $ЭДС > 0$, работа данного гальванического элемента возможна.</p>												
14	<p>Делаем вывод о направлении электрического тока в данном гальваническом элементе</p> <p><i>Внимание!</i></p> <p>Исторически сложилось так, что электрический ток первоначально понимали как перенос положительных зарядов. Поэтому принято считать, что направление тока обратно направлению движения электронов.</p>	<p>Ток, возникающий в гальваническом элементе, направлен от меди к цинку.</p>												

ЛИТЕРАТУРА

- Вивюрский В.Я. Учись приобретать и применять знания по химии. — М.: Просвещение, 1987. — 96 с.
- Воскресенский П.И., Каверина А.А., Парменов К.Я., Цветков Л.А., Эпштейн Д.А. Справочник по химии: пособие для учащихся. — М.: Просвещение, 1978.
- Габриэлян О.С. Химия. 11 класс: учебник для общеобразовательных учреждений. — М.: Дрофа, 2004. — 368 с.
- Гаркушин И.К., Афанасьев Ю.В., Лаверentieва О.В., Афанасьева О.Ю. Химические элементы, простые вещества, неорганические соединения: классификация, номенклатура, свойства: учебное пособие. — Самара: СамГТУ, 1999. — 174 с.
- Гаркушин И.К., Лисов Н.И., Немков А.В. Общая химия для технических вузов. — Самара: СамГТУ, 2003. — 403 с.
- Гаркушин И.К., Медовщикова Л.А., Лаверentieва О.В. Примеры решения задач и индивидуальные задания по химии элементов. Неметаллы: учебное пособие. — Самара: СамГТУ, 2000.
- Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. — М.: Высш. шк., 2007. — 240 с.
- Глинка Н.Л. Общая химия: учебное пособие для вузов. — М.: Интеграл-Пресс, 2006. — 728 с.
- Горский М.В. Обучение основам общей химии. — М.: Просвещение, 1991. — 95 с.
- Ерыгин Д.П., Шишкин Е.А. Методика решения задач по химии. — М.: Просвещение, 1989. — 176 с.
- Зайцев О.С. Химия. Современный краткий курс: учебное пособие. — М.: Агар, 1997. — 416 с.
- Коровин Н.В. Задачи и упражнения по общей химии. — М.: Высш. шк., 2006. — 255 с.

- Кузьменко, Н.Е. Начало химии. Современный курс для поступающих в вузы: учебное пособие для вузов. — М.: Экзамен, 2006. — 831 с.
- Курс общей химии / под ред. Н. В. Коровина. — М.: Высш. шк., 2008. — 557 с.
- Методические рекомендации по химии. Минвуз СССР. — Вып. 4. — М.: Высшая школа, 1977. — 78 с.
- Методические рекомендации по химии. Минвуз СССР. — Вып. 6. — М.: Высшая школа, 1979. — 117 с.
- Потапов В.М., Хомченко Г.П. Химия. — М.: Высшая школа, 1985. — 432 с.
- Семенов И.Н., Перфилова И.Л. Химия. — СПб: Химиздат, 2000. 656 с.
- Угай Я.А. Общая и неорганическая химия: учебное пособие для студентов вузов, обучающихся по направлению и специальности «Химия». — М.: Высшая школа, 1997. — 527 с.
- Федорова В.Н., Кирюшкин Д.М. Межпредметные связи. — М.: Педагогика, 1972. — 152 с.
- Фельдман Ф.Г., Рудзитис Г.Е. Основы общей химии. — М.: Просвещение, 1989. — 96 с.
- Химия: Методические указания и контрольные задания / Московский гидромелиоративный институт; Сост. Г.Н. Сычева, Е.Е. Торماسова, Р.Г. Иксанов, Э.М. Томарева, С.А. Блинников. — М., 1992. — 68 с.
- Хомченко Г.П. Химия для поступающих в вузы: учебное пособие. — 2-е изд. М.: Высш. шк., 2001. — 463 с.
- Хомченко Г.П., Цитович И.К. Неорганическая химия: учебник для с.-х. вузов. — М.: Высш. школа, 1978. — 447 с.
- Шелинский Г.И. Изучение основ энергетики химических реакций. — М.: Просвещение, 1974. — 143 с.

Содержание

Алгоритм выполнения задания по теме «Генетическая связь между классами неорганических веществ»	3
Алгоритм решения задачи по теме «Химическая термодинамика»	12
Алгоритм решения задач по теме «Химическая кинетика»	15
Алгоритм решения задач по теме «Химическое равновесие»	19
Алгоритм использования метода интерполяции при вычислении массовой доли вещества в растворе	24
Алгоритм решения задач по теме «Способы выражения состава растворов»	26
Алгоритм составления уравнений реакций ионного обмена	29
Алгоритм составления уравнений реакции гидролиза солей	34
Алгоритм подбора коэффициентов в окислительно-восстановительных реакциях методом электронного баланса	41
Алгоритм подбора коэффициентов в окислительно-восстановительных реакциях методом электронно-ионного баланса	46
Алгоритм выполнения заданий по теме «Гальванический элемент»	55
ЛИТЕРАТУРА	60

Учебное издание

Грибанова Ольга Викторовна

**Алгоритмы выполнения заданий
по общей и неорганической химии**

Ответственные редактор

Алиса Яхина

Технический редактор

Галина Логвинова

Компьютерная верстка:

Елена Калитина

Макет обложки:

Маргарита Сафиуллина

Подписано в печать 03.04.2013.

Формат 84x108 1/32. Бумага офсетная.

Гарнитура Школьная. Тираж 3 000 экз.

Заказ № 2812.

ООО «Феникс»

344082, г. Ростов-на-Дону, пер. Халтуринский, 80

Тел./факс: (863) 261-89-50, 261-89-59

Сайт издательства: www.phoenixrostov.ru

Интернет-магазин: www.phoenixbooks.ru

Отпечатано с готовых файлов заказчика
в ОАО «Первая Образцовая типография»,
филиал «УЛЬЯНОВСКИЙ ДОМ ПЕЧАТИ»,
432980, г. Ульяновск, ул. Гончарова, 14



Издательство
ЕНИКС

344082, г. Ростов-на-Дону,
пер. Халтуринский, 80
Тел.: (863) 261-89-50;
www.phoenixrostov.ru

- ◆ Около 100 новых книг каждый месяц.
- ◆ Более 6000 наименований книжной продукции собственного производства.

ОСУЩЕСТВЛЯЕМ:

- ◆ Оптовую и розничную торговлю книжной продукцией.

ГАРАНТИРУЕМ:

- ◆ Своевременную доставку книг в любую точку страны, ЗА СЧЕТ ИЗДАТЕЛЬСТВА, автотранспортом и ж/д контейнерами.
- ◆ МНОГОУРОВНЕВУЮ систему скидок.
- ◆ РЕАЛЬНЫЕ ЦЕНЫ.
- ◆ Надежный ДОХОД от реализации книг нашего издательства.

ТОРГОВЫЙ ОТДЕЛ

344082, г. Ростов-на-Дону, пер. Халтуринский, 80

Контактные телефоны:

Тел.: (863) 261-89-53, 261-89-54, 261-89-55
261-89-56, 261-89-57, факс. 261-89-58

Начальник Торгового отдела

Аникина Елена Николаевна

Тел.: (863) 261-89-52, torg153@aanet.ru

Растворимость кислот, оснований и солей в воде

АНИОНЫ	КАТИОНЫ																						
	H ⁺	Li ⁺	K ⁺	Na ⁺	NH ₄ ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Ni ²⁺	Co ²⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Ag ⁺	Hg ⁺	Hg ²⁺	Pb ²⁺	Sn ²⁺	Cd ²⁺	
OH ⁻		Р	Р	Р	Р	Р	М	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	—	—	Н	Н	Н	Н
Cl ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Р	М	Р	Р
Br ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Н	М	М	Р	Р
I ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	—	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	М	М	—
S ²⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	—	—	Н	—	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
SO ₃ ²⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Н	М	—	—	Н	—	Н	Н	Н	Н	Н	—	—	Н	—	—	—
SO ₄ ²⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Н	М	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	М	М	Р	Н	Р	Р
PO ₄ ³⁻	Р	Н	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
CO ₃ ²⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	—	—	Н	—	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	—	—
SiO ₃ ²⁻	Н	Р	Р	Р	—	Н	Н	Н	Н	—	Н	—	Н	—	Н	Н	—	—	—	—	—	—	Н
NO ₃ ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	—	Р
CH ₃ COO ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	Р	Р	Р

Р — РАСТВОРЯЕТСЯ

Н — НЕ РАСТВОРЯЕТСЯ

М — МАЛО РАСТВОРЯЕТСЯ

— — НЕ СУЩЕСТВУЕТ ИЛИ В ВОДНОЙ СРЕДЕ РАЗЛАГАЕТСЯ

Ряд напряжений металлов

Li	K	Ba	Sr	Ca	Na	Mg	Al	Mn	Zn	Cr	Fe	Cd	Co	Ni	Sn	Pb	H	Bi	Cu	Hg	Ag	Pd	Pt	Au
----	---	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	---	----	----	----	----	----	----	----

Ca

Be

Al



Sn

ISBN 978-5-222-21002-4



«Алгоритмы выполнения»
по общ и неорганич



9 785222

Цена: 89.00 RUB