

## Алгоритмы решения задач по курсу химии для технических университетов. Общие законы химии

© А.М. Голубев, Г.Ю. Ломакина, О.И. Романко, А.Д. Смирнов

МГТУ им. Н.Э. Баумана, Москва, 105005, Россия

*На примере алгоритмов рассмотрена современная методика преподавания курса химии. Показано, что алгоритмы могут быть реализованы в процессе изучения химии при составлении формул и уравнений, при решении и самостоятельном составлении экспериментальных и расчетных задач разного типа, при описании свойств элементов и веществ, при изучении возможности протекания реакций. Уделено особое внимание количественным законам химии (эквивалент), строению атома (Периодической системе элементов Д.И. Менделеева), алгоритмам решения типовых задач по уравнениям окислительно-восстановительных и других реакций.*

**Ключевые слова:** алгоритм, химия, методика, атом, молекула, Периодическая система Д.И. Менделеева, химическая реакция.

**Введение.** При освоении курса общей химии студентам очень важно уметь применять теоретические знания, освещенные на лекциях [1] преподавателем, на практике: решение расчетных задач при выполнении домашних заданий [2 — 3], защите лабораторных работ, на зачете, при оформлении отчетов по выполнению лабораторных работ, на экзамене [1].

Алгоритмы могут быть реализованы в процессе изучения химии при составлении формул и уравнений, при решении и самостоятельном составлении экспериментальных и расчетных задач разного типа, при подготовке и выполнении химического лабораторного эксперимента [4 — 6], лабораторного практикума [7] и участия в олимпиадах.

В математике под алгоритмом понимают определенную систему вычислений, которая проводится по строго установленным правилам, которая через некоторое количество ступеней приводит к решению. В инженерии алгоритм означает конечную последовательность точно определенных действий для создания определенной конструкции.

Следовательно, химия как фундаментальная наука тоже может их использовать. Например, это необходимо при составлении химических формул и уравнений, в качестве определенных шагов при описании свойств химических элементов и разнообразных веществ, при установлении возможности протекания химических реакций. Рациональное решение расчетных и экспериментальных задач — это тоже примеры

использования алгоритмов. Такой подход может быть проиллюстрирован таблицей, в левой и правой частях которой подробно изложены ступени (примеры) решения данной проблемы [8]. При оформлении решения эти подробные части могут не записываться, они служат вспомогательным материалом для логического построения ответа на вопрос.

При получении определенного навыка в решении задач по мере накопления знаний эта часть таблицы в примерах решения задач опускается, и студент может сформировать правильный ответ самостоятельно.

Химия является основой многих практических производств, требующих расчетов материального баланса расхода сырья и энергии, количества получаемого продукта, потерь производственного процесса. Владение приемами расчета химического процесса является важным для планирования и проведения эксперимента как в лабораторных, так и в заводских условиях. Поэтому при изучении химии большое внимание уделяется методам решения расчетных задач [7, 9]. К тому же, решение задач способствует лучшему усвоению теории химических процессов.

Для успешного решения задач рекомендуется следующий порядок действий:

1. Внимательно изучить условие задачи, определить с какими величинами предстоит проводить вычисления, установить единицы измерения, записать данные в условии задачи.

2. Если в условии задачи речь идет о взаимодействии нескольких веществ, записать уравнение (или уравнения) реакции (реакций) и рассчитать стехиометрические коэффициенты.

3. Выяснить количественные соотношения между величинами. Определить этапы расчета.

4. Определить и записать необходимые формулы для расчета. Подставить численные значения величин, проверить их размерности и провести вычисления.

**Основные понятия и законы, использующиеся при решении задач.** Для решения расчетных задач, необходимо знать основные физические характеристики вещества (масса, объем, плотность) и параметры состояния реагирующей системы (температура, давление, концентрация), а также единицы измерения этих величин [9]. При выполнении расчетов химических задач используются основные понятия и законы химии.

Для успешного решения задачи необходимо также владеть навыками проведения математических операций, умением составлять и решать уравнения, производить действия с числами.

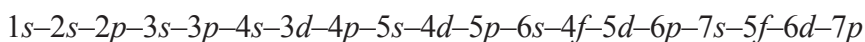
### Основные законы и соотношения

Закон сохранения массы веществ	Масса реагентов равна массе продуктов реакции
Моль, число Авогадро	1 моль любого вещества содержит $6,02 \cdot 10^{23}$ частиц
Количество вещества, $n(A)$	$n(A) = m/M(A)$ , где $M(A)$ — молярная масса вещества $A$
Закон Авогадро. Молярный объем газа	В равных объемах разных газов при одинаковых условиях находятся равные количества молекул
Уравнение Менделеева — Клапейрона	При н.у. (273 К, 101325 Па = 760 мм рт. ст) 1 моль любого газа занимает объем 22,4 л. $pV = nRT$ , при $n = 1$ моль $V = RT/p$ .

**Строение атома и периодическая система элементов Д.И. Менделеева.** Строение электронной оболочки атомов определяет химические свойства элемента. Общее количество электронов, которые составляют его электронную оболочку равно порядковому номеру элемента в периодической таблице Д.И. Менделеева [11 — 12].

Строение электронной оболочки атома изображается электронной формулой, которая показывает распределение электронов по энергетическим уровням и подуровням [13]. Уровни обозначаются цифрами 1, 2, 3, ..., или буквами  $K, L, M, N, O, P, Q$ ; подуровни буквами  $s, p, d, f$ . Число электронов на подуровне изображается цифрой, которая записывается вверху справа от буквы, показывающей подуровень, например,  $d^6$ . На одной орбитали может находиться в соответствии с принципом Паули не более двух электронов с противоположными спинами. В пределах подуровня электроны в соответствии с правилом Хунда заполняют орбитали таким образом, чтобы суммарный спин был максимален.

Порядок заполнения электронами энергетических уровней и подуровней атомов определяется правилом Клечковского и имеет следующий вид:



Периодический закон Д.И. Менделеева в современном виде формулируется следующим образом: свойства химических элементов находятся в периодической зависимости от заряда ядра их атомов.

Периодическая система элементов — графическое (табличное) изображение периодического закона [11].

Ряды элементов, расположенные в порядке возрастания их порядковых номеров, начинающиеся щелочными металлами и заканчиваю-

щиеся инертными газами, называются периодами. Периоды слева пронумерованы арабскими цифрами. Всего 7 периодов (1, 2, 3 — малые, 4, 5, 6 — большие, 7 — незаконченный).

Группы — вертикальные столбцы элементов с одинаковым числом валентных электронов. Номер группы равен максимальному числу электронов на внешних энергетических подуровнях.

Атомы элементов имеют следующие основные характеристики.

Энергия ионизации — минимальная энергия, необходимая для удаления электрона из нейтрального несвязанного (газообразного) атома, находящегося в основном состоянии. Значение  $E_{и}$  всегда является положительным. Энергия ионизации выражается в кДж/моль или эВ/атом.

Сродство к электрону — энергия, выделяемая или поглощаемая при присоединении электрона к нейтральному несвязанному атому, находящемуся в газообразном состоянии, с образованием отрицательно заряженного иона.

Электроотрицательность атома (по Р. Малликену) равна полусумме энергии ионизации и сродства к электрону.

Состояние электрона в атоме описывается уравнением Шредингера. Решения уравнения Шредингера для одноэлектронного атома нумеруются тремя целочисленными параметрами, называемыми квантовыми числами, которые описывают всю совокупность сложных движений электрона в атоме [13]. Квантовые числа изменяются дискретно (на единицу). Их всего четыре: главное ( $n$ ), орбитальное ( $l$ ), магнитное ( $m_l$ ) и спиновое ( $m_s$ ). Первые три характеризуют движение электрона в пространстве, а четвертое — вокруг собственной оси.

Главное квантовое число ( $n$ ). Определяет энергетический уровень электрона, его удаленность от ядра, размер электронного облака. Принимает целые значения ( $n = 1, 2, 3 \dots$ ) и соответствует номеру периода.

Орбитальное квантовое число ( $l$ ) характеризует геометрическую форму орбитали. Принимает значение целых чисел от 0 до  $(n - 1)$ .

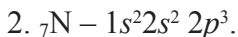
Магнитное квантовое число ( $m_l$ ) характеризует положение электронной орбитали в пространстве и принимает целочисленные значения от  $-1$  до  $+1$ , включая 0. Это означает, что для каждой формы орбитали существует  $(2l + 1)$  энергетически равноценных ориентации в пространстве.

Спиновое квантовое число ( $m_s$ ) характеризует магнитный момент, возникающий при вращении электрона вокруг своей оси. Оно принимает только два значения  $+1/2$  и  $-1/2$ .

**Пример.** Запишите электронные формулы элементов под номерами 7 и 33. Сколько атомных орбиталей  $p$ -подуровня заполнено у данных элементов? К какому семейству они относятся? У какого из них наиболее выражены металлические свойства?

Алгоритм решения:

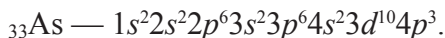
1. Находим элемент под номером 7 в периодической таблице Менделеева:



3. Поскольку на внешнем энергетическом уровне заполняется  $p$ -подуровень, то азот относится к семейству  $p$ -элементов.

4. Для ответа на вопрос о количестве заполненных  $p$ -орбиталей вспомним правило Хунда. На  $p$ -подуровне всего три орбитали. На внешнем энергетическом уровне атома азота три  $p$ -электрона, которые в соответствии с правилом Хунда заполняют все три орбитали, на каждой из которых будет присутствовать по одному электрону.

5. Находим элемент под номером 33 в периодической таблице Менделеева:



6. При составлении данной формулы учтем правило Клечковского. Вначале заполняются  $4s$ -орбиталь, затем  $3d$ -орбиталь, затем  $4p$ -орбитали.

7. В соответствии с правилом Хунда вначале заполнятся три  $p$ -орбитали, на каждой из которых окажется по одному электрону. Поскольку у мышьяка заполняется  $p$ -подуровень, то он относится к семейству  $p$ -элементов.

8. Металлические свойства у мышьяка выражены сильнее, чем у азота, так как электроны внешнего энергетического уровня мышьяка удалены от ядра дальше, чем у азота, соответственно легче могут быть отданы (мышьяк находится в четвертом периоде, а азот во втором).

**Алгоритм решения задач на понятие «эквивалент».** Для успешного решения задач данного типа студенты должны освоить необходимый набор предварительных компетенций по материалу средней школы как из области химии, так из области математики.

Студенты должны без проблем оперировать алгебраическими операциями с положительными и отрицательными целыми числами в пределах абсолютных значений от 1 до 20: складывать, вычитать, умножать, делить. Для операций с дробными числами и с большими абсолютными значениями студенты должны уметь пользоваться калькулятором и применять на практике правила округления числовых значений величин.

Студенты должны уметь корректно использовать понятия моль, молярная масса, количество вещества, формульная единица, масса вещества, объем вещества, молярный объем газа. К сожалению, используемое в некоторых школьных курсах определение молярной массы вещества как отношение массы вещества к количеству вещества, нельзя признать корректным. Студенты должны четко представлять, что молярная масса вещества — это табличное значение, соответствующее массе определенного количества вещества 1 моль, равному числу Авогадро  $6,022 \cdot 10^{23}$ . Масса вещества определяется экспериментально. Следовательно, используя экспериментально определенную массу вещества и табличное значение молярной массы вещества можно рассчитать количество вещества.

Понятие «эквивалент» относится к частице вещества, а не к его массе, как это было принято ранее [14]. Формульная единица вещества — условная или реальная частица, состав которой выражается химической формулой. Не все формульные единицы соответствуют реально существующим частицам. Например, молекулы водорода  $H_2$  и молекулы воды  $H_2O$  — это реально существующие частицы, а формульная единица  $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$  не соответствует реальной частице.

Частица эквивалент — это реальная или условная часть формульной единицы, эквивалентная в химической реакции одному иону водорода, или способная присоединить или выделить один электрон. Таким образом, понятие эквивалент оказывается связанным с зарядом или степенью окисления вещества, для расчета которого и необходимы навыки алгебраических вычислений.

Количество частиц-эквивалентов в одной формульной единице вещества называется эквивалентным числом вещества  $Z$ . Это число может быть либо равно 1, либо больше 1. Соответственно количество вещества эквивалентов  $n_э = Zn$ , где  $n$  — количество вещества. Молярная масса эквивалентов вещества может быть меньше или быть равной молярной массе вещества:  $M_э = M/Z$ . Так как  $n = m/M$ , то  $n_э = m/M_э$ . Эквивалентное число  $Z$  определяется в зависимости от типа реакции, в которой участвует конкретное вещество. Серная кислота  $H_2SO_4$  может участвовать в обменных реакциях, с замещением одного ( $Z = 1$ ) или двух ионов водорода ( $Z = 2$ ) в каждой формульной единице. Если она участвует в окислительно-восстановительных реакциях с изменением степени окисления атомов серы, то эквивалентное число  $Z$  может принимать значения 2 (образуется  $S^{+4}$ ), 6 (образуется  $S$ ) или 8 (образуется  $S^{-2}$ ).

Для расчета молярного объема эквивалентов газа надо молярный объем газа разделить на эквивалентное число, то есть  $V_{Mэ} = VM/Z$ .

Закон эквивалентов в современной трактовке формулируется следующим образом: количества вещества эквивалентов двух веществ, вступающих в химическую реакцию и реагирующих полностью, равны между собой. Математическое выражение закона эквивалентов:  $n_э(1) = n_э(2)$ .

При решении задач необходимо составить схему решения. Одним из шагов в решении задач является нахождение эквивалентного числа и молярной массы (или объема) эквивалентов вещества. Как уже указывалось выше, расчет  $Z$  зависит от типа реакции. Следовательно, определение типа протекающих реакций и правила расчета эквивалентного числа  $Z$  — необходимое условие корректного решения задачи. Оксид серы (6)  $\text{SO}_3$  может участвовать в химической реакции как кислотный оксид ( $Z = 2$ ) или как окислитель. Во втором случае число  $Z$  будет зависеть от степени окисления атомов серы в продукте реакции.

Закон эквивалентов используется при решении большинства задач рассматриваемого типа. Алгоритм решения заключается в составлении на основании условия задачи математического выражения отдельно для  $n_э(1)$  и  $n_э(2)$  и последующего решения нового уравнения.

**Пример.** Определить массу соды, необходимую для устранения жесткости в  $1\text{ м}^3$  воды, обусловленной присутствием гидрокарбоната кальция с содержанием  $S = 2$  г/л.

*Алгоритм решения:*

1. Из условия задачи следует, что в химическую реакцию вступают гидрокарбонат кальция и карбонат натрия. Следовательно, в уравнении  $n_э(1) = n_э(2)$  количество вещества эквивалентов соответствуют указанным веществам. Примем  $n_э(1)$  для карбоната натрия.

2. По определению  $n_э = m/M_э$  и одна часть нового уравнения получена:  $n_э(1) = m(1)/M_э(1)$ .

3. Для получения второй части нового уравнения найдем массу карбоната кальция в  $1\text{ м}^3$  воды из условия задачи. По условию в 1 л воды содержится  $S$  карбоната кальция, следовательно, в  $1000$  л ( $1\text{ м}^3 = 1000$  л) содержится  $1000 S$  г.

4. Используя определение количества вещества эквивалентов получаем  $n_э(2) = 1000 S/M_э(2)$ .

5. Карбонат натрия и гидрокарбонат кальция принимают участие в обменной химической реакции, поэтому эквивалентные числа для них равны 2 и  $M_э(1) = M(1)/2$ ,  $M_э(2) = M(2)/2$ .

6. Приравнявая выражения для  $n_э(1)$  и  $n_э(2)$  получаем итоговое уравнение  $2m(1)/M(1) = 2 \cdot 1000 S/M(2)$  и уравнение для расчета массы карбоната натрия  $m(1) = M(1) \cdot 1000S/M(2)$ .

**Алгоритмы количественных расчетов по уравнениям реакций.**

Пусть дана некая химическая реакция:  $aA + bB = cC + dD$ , где  $A$  и  $B$  — известные исходные вещества,  $C$  и  $D$  — продукты реакции,  $a$ ,  $b$ ,  $c$ ,  $d$  — стехиометрические коэффициенты в уравнении реакции [15]. Как видно,  $a$  моль вещества  $A$  взаимодействует с  $b$  моль вещества  $B$  и образуется  $c$  моль вещества  $C$  и  $d$  моль вещества  $D$ . Для данной реакции выполняется следующее соотношение:  $n(A)a = n(B)b = n(C)c = n(D)d$ , где  $n(A)$ ,  $n(B)$ ,  $n(C)$ ,  $n(D)$  — количества реагентов и продуктов реакции.

Если в реакцию вступило  $m(A)$  г вещества  $A$ , то легко вычислить количество вещества  $n(A)$  по формуле:  $n(A) = m(A)M(A)$ , где  $M(A)$  — молярная масса вещества  $A$  и рассчитать количества остальных веществ —  $n(B)$ ,  $n(C)$ ,  $n(D)$ , участвующих в реакции, а также их массы:  $m(A)a \cdot M(A) = m(B)b \cdot M(B) = m(C)c \cdot M(C) = m(D)d \cdot M(D)$ . Для газообразных веществ определяют не только массы, но и объемы. Например, если вещество  $B$  — газообразное, то  $m(A)a \cdot M(A) = VBb \cdot VM$ , где  $VB$  — объем газа  $B$ ,  $VM$  — молярный объем газа в условиях эксперимента.

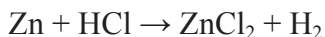
*а). Количественные соотношения реагентов при протекании одной реакции*

**Пример.**

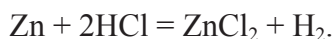
Какой объем водорода можно получить при взаимодействии 6,5 г цинка с избытком соляной кислоты (при н. у.)

Алгоритм решения:

1. Записать уравнение реакции:



2. Подобрать стехиометрические коэффициенты:



3. Определить молярные массы участников реакции.

$M(\text{Zn}) = 65$  г/моль;  $M(\text{HCl}) = 36,5$  г/моль,  $M(\text{ZnCl}_2) = 136$  г/моль,  $M(\text{H}_2) = 2$  г/моль.

4. Рассчитать количество известного вещества (Zn):  $n(\text{Zn}) = 6,5/65 = 0,1$  моль.

5. По стехиометрическим коэффициентам уравнения реакции определить количество образовавшегося  $\text{H}_2$  — 0,1 моль.

6. Определить объем образовавшегося  $\text{H}_2$ :  $V(\text{H}_2) = 0,1$  моль  $\cdot 22,4$  л/моль = 2,24 л.

*б). Избыток и недостаток реагентов*

Часто один из реагентов берется в избытке, а другой — в недостатке. Избыточное количество реагента реагировать не будет, поэтому количественный расчет выхода реакции необходимо вести только по количеству реагента, который взят в недостатке.

Для определения реагента, который взят в недостатке, нормировать количества вещества на их стехиометрические коэффициенты  $n(A)a$  и  $n(B)b$ :

если  $n(A)a > n(B)b$ , то  $A$  присутствует в избытке, расчет вести по реагенту  $B$ ;

если  $n(A)a < n(B)b$ , то  $A$  присутствует в недостатке, расчет вести по реагенту  $A$ .



**Пример.** Какой объем водорода образуется при взаимодействии 3,25 г цинка и 11 г соляной кислоты?

№	$Zn + 2HCl = ZnCl_2 + H_2$				
	Агрегатное состояние вещества	Тв.	Жидк.	Тв.	Газ
2	Вычислить молярные массы веществ, $M$ , г\моль (для любого агрегатного состояния вещества)	65	36,5	136	2
3	Молярный объем газов, $V_M$ , л\моль	—	—	—	22,4
4	Количественное (молярное) соотношение реагентов (стехиометрические коэффициенты реакции)	1	2	1	1
5	Известное количество (масса, г, или объем, л) вещества по условию задачи	3,25	11	$y$	$x$
6	Определить количества реагентов, $n(Zn)$ и $n(HCl)$ , моль	$3,25/65 = 0,05$	$11/36,5 = 0,3$	—	—
7	Нормировать количества вещества на стехиометрические коэффициенты $n(Zn)a$ и $n(HCl)b$	$0,05/1 = 0,05$	$0,3/2 = 0,15$	—	—
8	Определить, какое вещество находится в недостатке	$0,05 < 0,15$ Следовательно, количество Zn меньше, чем количество HCl. Расчет вести по Zn		—	
9	Определить количества остальных участников реакции, $n$ , моль	0,05	$2 \cdot 0,05 = 0,1$	$1 \cdot 0,05 = 0,05$	$1 \cdot 0,05 = 0,05$
10	Определить массы неизвестных веществ, $m$ , г	—	$0,1 \cdot 36,5 = 3,65$	$0,05 \cdot 136 = 6,8$	$0,05 \cdot 2 = 0,1$
11	Определить объем неизвестных веществ (при н. у.), $V$ , л	—	—	—	$0,1 \cdot 22,4 = 2,24$

При одновременном протекании нескольких реакций удобно количества неизвестных веществ выразить в молях — через  $x$  и  $y$  моль.

**Составление уравнений химических реакций.** Химическими реакциями называются процессы превращения веществ с изменением их состава или строения. Этот процесс принято записывать в виде химических уравнений и схем, в которых слева с помощью знака «+» записываются формулы исходных веществ (реагентов), справа после знака «=>» записываются формулы получающихся веществ (продукты) при помощи знака «+». Знак «=>» показывает равенство атомов всех участников процесса до и после реакции (закон сохранения массы веществ), что достигается подстановкой неких целочисленных (стехиометрических) коэффициентов перед формульными обозначениями участников реакции.

В основном все реакции можно разделить на два типа:

1. Реакции, протекающие с изменением состава, но без изменения степеней окисления (обменные реакции);
2. Реакции, протекающие с изменением степеней окисления элементов, входящих в состав реагирующих веществ (окислительно-восстановительные реакции).

**Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций.** Необходимо усвоить понятие — степень окисления. Степень окисления количественно характеризует состояние атома в соединении. Иногда оно называется окислительное число (oxidation number). Следовательно, степень окисления (С.О.) — это условный заряд атома в соединении, исходя из предположения, что соединение состоит только из ионов. С.О. имеет отрицательное, положительное или нулевое значение.

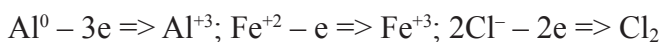
Отрицательная С.О. появляется у атомов, которые приняли электроны у других атомов (анионы галогенов, например). Положительная С.О. проявляется у атомов, которые отдали электроны (например, у катионов металлов). Нулевая С.О. имеется у свободных металлов, атомов (и молекул) газов:  $\text{Cl}$ ,  $\text{H}$ ,  $\text{O}$  ( $\text{Cl}_2$ ,  $\text{H}_2$ ,  $\text{O}_2$ ). Суммарная степень окисления всех атомов в молекуле равна нулю, в сложном ионе она равна заряду иона.

**Пример 1.** Рассчитать степени окисления атомов в нейтральной молекуле  $\text{H}_2\text{O}$  С.О. водорода  $(+1) \cdot 2$  атома + С.О. кислорода  $(-2) = 0$ .

**Пример 2.** Рассчитать степень окисления хрома в ионе  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ .

Обозначим С.О. хрома буквой  $n$ , тогда  $2n + (-2) \cdot 7 = -2$ , отсюда  $n = +6$ .

Окисление — это процесс отдачи электронов атомом, ионом или молекулой. При этом степени окисления повышаются:



В этих случаях атом алюминия, ионы — катион железа и анионы хлора — восстановители.

Восстановление — это процесс присоединения частицей электронов, которая является окислителем. В этом случае С.О. частиц понижаются:



Таким образом, в общем виде окислительно-восстановительный процесс можно выразить следующими уравнениями:

Восстановитель – электроны  $\Rightarrow$  окислитель

Окислитель + электроны  $\Rightarrow$  восстановитель

Суммарная окислительно-восстановительная реакция получается в результате сложения двух полуреакций, основанном на равенстве числа электронов, отдаваемых восстановителем, и числа электронов, принимаемых окислителем [2, 3].

Окислитель и восстановитель могут участвовать как в межмолекулярных реакциях, когда они находятся в разных частицах, так и во внутримолекулярных реакциях, когда один элемент может одновременно окисляться и восстанавливаться, находясь в одной частице [7].

1. Метод электронного баланса является универсальным для всех реакций и учитывает изменения степеней окисления двух частиц [15].

2. Метод полуреакций (электронно-ионные или ионно-электронные уравнения) применим для расстановки коэффициентов окислительно-восстановительных реакций в растворах [16, 17].

Здесь важно знать, что в реакции участвуют не гипотетические ионы, в которых меняется степень окисления элементов, а реально существующие частицы (катионы и анионы). В данном случае очевидна роль среды как активного участника окислительно-восстановительного процесса. Важно, что при использовании метода полуреакций не обязательно знать все получающиеся вещества, так как они появляются в уравнении реакции при его выводе.

Порядок действий	Пример решения
1. Запишите окислительно-восстановительное уравнение	$\text{KMnO}_4 + \text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{MnSO}_4 + \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
2. Согласно теории диссоциации распределите молекулы на ионы, выберите катионы и анионы, в которых находятся элементы переменной степени окисления, и подчеркните их	$\text{K}^+ + \text{MnO}_4^- + \text{Na}^+ + \text{NO}_2^- + 2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} =$ $= \text{Mn}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} + \text{Na}^+ + \text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{O}$
3. Подберите пары частиц, в одной из которых происходит окисление, в другой — восстановление	ионы $\text{NO}_2^-$ окисляются в ионы $\text{NO}_3^-$ ионы $\text{MnO}_4^-$ восстанавливаются до $\text{Mn}^{2+}$
4. В первой полуреакции произведите баланс атомов: необходимо добавить слева 8 моль ионов $\text{H}^+$ для связи атомов кислорода в молекулы воды, получающиеся из них в правой части уравнения	$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ = \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$
5. Для баланса (уравнивания) зарядов в левой части этого уравнения добавьте 5 моль электронов	$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\text{e}^- = \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$ <div style="display: flex; justify-content: space-around; width: 100%;"> <span>окисленная форма</span> <span>восстановленная форма</span> </div>
6. Во второй полуреакции для баланса атомов в левую часть добавьте 1 моль молекул воды, в правую — 2 моль ионов водорода (используйте только те частицы, которые участвуют в реакции)	$\text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O} = \text{NO}_3^- + 2\text{H}^+$
7. Для баланса зарядов в левую часть уравнения добавьте 2 моль электронов	$\text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O} - 2\text{e}^- = \text{NO}_3^- + 2\text{H}^+$ <div style="display: flex; justify-content: space-around; width: 100%;"> <span>восстановленная форма</span> <span>окисленная форма</span> </div>
8. Сложите два уравнения полуреакций, предварительно умножив их на такие коэффициенты, чтобы число молей приобретенных и потерянных электронов сравнялось (определяется НОК количества электронов двух полуреакций)	$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\text{e}^- = \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O} \quad   \cdot 2$ $\text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O} - 2\text{e}^- = \text{NO}_3^- + 2\text{H}^+ \quad   \cdot 5$ <hr style="width: 20%; margin-left: 0;"/> $2\text{MnO}_4^- + 5\text{NO}_2^- + 6\text{H}^+ = 2\text{Mn}^{2+} + 5\text{NO}_3^- + 3\text{H}_2\text{O}$
9. Закончите полное молекулярное уравнение с учетом наличия катионов калия и натрия.	$2\text{KMnO}_4 + 5\text{NaNO}_2 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 = 2\text{MnSO}_4 + 5\text{NaNO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$

**Выводы.** 1. Представлена методика преподавания курса химии в практических, лабораторных и исследовательских заданиях на примере составления алгоритмов их решения.

2. Особое внимание уделено основным законам химии, строению атомов и Периодическому закону Д. И. Менделеева и количественным расчетам по уравнениям реакций.

3. Приведены примеры применения алгоритмов при решении задач путем составления таблиц, распределения хода решения по стадиям.

## ЛИТЕРАТУРА

- [1] Батюк В.А., Ермолаева В.И. *Методические рекомендации к изложению курса химии в техническом университете*. Москва, Изд-во МГТУ им. Н.Э. Баумана. 2002, 23 с.
- [2] Ермолаева В.И. *Методические указания к выполнению домашнего задания по курсу общей химии*. Москва, Изд-во МГТУ им. Н.Э. Баумана. 2003, 48 с.
- [3] Ермолаева В.И., Двудличанская Н.Н., Хмарцева Л.А. и др. *Методические указания к выполнению домашнего задания по курсу неорганической химии*. Москва, Изд-во МГТУ им. Н.Э. Баумана, 2006, 40 с.
- [4] Ермолаева В.И., Романко О.И., Смирнов А.Д., Батюк В.А. *Методические указания к выполнению домашнего задания по базовому курсу химии*. Ч. 1. Москва, Изд-во МГТУ им. Н.Э. Баумана, 2001, 27 с.
- [5] Ермолаева В.И., Романко О.И., Смирнов А.Д., Батюк В.А. *Методические указания к выполнению домашнего задания по базовому курсу химии*. Ч. 2. Москва, Изд-во МГТУ им. Н.Э. Баумана, 2001, 27 с.
- [6] Фадеев Г.Н. *Лабораторный практикум по курсу химии для технических университетов*. Ч. 1. Методические указания. Москва, Изд-во МГТУ им. Н.Э. Баумана, 2005, 98 с.
- [7] Голубев А.М. *Сборник контрольных вопросов и задач для защиты лабораторных работ по курсу химии. Методические указания*. Москва, Изд-во МГТУ им. Н.Э. Баумана, 2009, 84 с.
- [8] Пак М.С. *Алгоритмика при изучении химии*. Москва, Гуманитарный издательский центр Владос, 2000, 112 с.
- [9] Гольбрайх З.Е., Маслов Е.И. *Сборник задач и упражнений по химии. Учебное пос. для студентов*. Москва, АСТ, Астрель, 2004, 284 с.
- [10] Ахметов Н.С. *Актуальные вопросы курса неорганической химии*. Москва, Просвещение, 1991, 223 с.
- [11] Горбунов А.И., Филиппов Г.Г. *Периодическая система химических элементов: симметрия, правильные конфигурации, третье измерение*. Москва, «Аслан», 1996, 33 с.
- [12] Горбунов А.И., Филиппов Г.Г., Смирнов А.Д. *Периодический закон и химическая связь в свете квантовой теории атомов и молекул*. Москва, Изд-во МГТУ им. Н.Э. Баумана, 1999, 119 с.
- [13] Голубев А.М., Смирнов А.Д., Татьяна И.В., Горячева В.Н. *Строение вещества. Задачи для защиты модуля I по курсу химии*. Москва, Изд-во МГТУ им. Н.Э. Баумана, 2013, 23 с.
- [14] Пузаков С.А., Попков В.А., Филиппова А.А. *Сборник задач и упражнений по общей химии: учебное пособие для вузов*. 5 изд., Москва, Изд-во Юрайт, 2012, 255 с.
- [15] Павлова Н.Н. *Сборник задач и упражнений по общей и неорганической химии*. Москва, Дрофа, 2005, 240 с.

- [16] Батюк В.А., Волков А.А., Голубев А.М. *Окислительно-восстановительные реакции. Методические указания к лабораторной работе*. Москва, Изд-во МГТУ им. Н.Э. Баумана, 1997, 52 с.
- [17] Бадаев Ф.З. *Общая химия: учебное пособие*. Москва, МГИУ, 2012, 432 с.

Статья поступила в редакцию 26.06.2013

Ссылку на эту статью просим оформлять следующим образом:

Голубев А.М., Ломакина Г.Ю., Романко О.И., Смирнов А.Д. Алгоритмы решения задач по курсу химии для технических университетов. *Общие законы химии. Инженерный журнал: наука и инновации*, 2013, вып. 6. URL: <http://engjournal.ru/catalog/pedagogika/hidden/786.html>

**Голубев Александр Михайлович** — д-р хим. наук, заведующий кафедрой «Химия» МГТУ им. Н.Э. Баумана. Автор более 160 научных работ в области физической и неорганической химии.

**Ломакина Галина Юрьевна** — канд. хим. наук, доцент кафедры «Химия» МГТУ им. Н.Э. Баумана, старший научный сотрудник химического факультета МГУ им. М.В. Ломоносова. Автор более 50 печатных работ. Область научных интересов: ферментативная кинетика, биолюминесцентные методы анализа, биоаналитическая химия, химическая модификация белков. e-mail: lomakinagalina@yahoo.com

**Романко Ольга Ильинична** — канд. хим. наук, доцент кафедры «Химия» МГТУ им. Н.Э. Баумана. Автор более 80 работ в области термического анализа полимеров, исследования жидкокристаллических полимеров.

**Смирнов Александр Давыдович** родился в 1946 г., окончил МГУ им. М.В. Ломоносова в 1969 г. Канд. хим. наук, доцент кафедры «Химия» МГТУ им. Н.Э. Баумана. Автор более 60 научных работ в области квантовой химии и молекулярной спектроскопии.