

От автора

Данное пособие предназначено для педагогов, работающих по программе курса химии 9 класса общеобразовательных учреждений. Оно будет особенно полезно для начинающих специалистов и неспециалистов-учителей, преподающих химию.

Представленное поурочное планирование рассчитано на 2 часа в неделю и соответствует 68-часовой годовой программе.

Первая часть поурочных разработок адресована учителям, работающим по учебнику:

Габриелян О.С. Химия. 9 класс. М.: Дрофа.

Вторая часть поурочных разработок предназначена учителям, работающим по учебнику:

Рудзитис Г.Е., Фельдман Ф.Г. Химия. Неорганическая химия. Органическая химия. 9 класс. М.: Просвещение.

Основное назначение пособия – оказать учителю методическую помощь в процессе подготовки к уроку, помочь в его организации, распределении учебного материала по часам. Для каждого урока определены тема, цель, оборудование, ход изложения нового материала, примерное домашнее задание. В данном пособии учитель сможет найти все, что ему необходимо для проведения урока: подробные поурочные разработки, методические советы и рекомендации, тестовые задания, вопросы для фронтального опроса, контрольные работы в трех вариантах (два первых варианта составлены в соответствии с обязательным минимумом содержания образования, третий – усложненный).

Издание имеет автономный характер, в принципе его одного достаточно для подготовки к уроку, хотя может использоваться и в сочетании с другими методическими пособиями. Учитель может заимствовать полностью предлагаемые сценарии уроков либо использовать их частично, встраивая в собственный план занятия. Вне зависимости от способа использования пособия каждый педагог найдет в нем много интересного и информативного материала на различные темы.

В качестве дополнительного материала к урокам учитель может использовать издание:

Контрольно-измерительные материалы. Химия. 9 класс / Сост. Е.Н. Стрельникова. М.: ВАКО*.

* Далее – КИМы.

ПОУРОЧНЫЕ РАЗРАБОТКИ К УЧЕБНИКУ О.С. ГАБРИЕЛЯНА

Тематическое планирование учебного материала

№ урока	Тема урока
Введение. Общая характеристика химических элементов (6 ч)	
1	Характеристика химического элемента-металла на основании его положения в Периодической системе Д.И. Менделеева
2	Характеристика химического элемента-неметалла на основании его положения в Периодической системе Д.И. Менделеева
3	Характеристика химического элемента по кислотно-основным свойствам образуемых им соединений. Амфотерные оксиды и гидроксиды
4	Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева
5	Подготовка к контрольной работе по теме «Общая характеристика химических элементов»
6	Контрольная работа № 1. Общая характеристика химических элементов
Глава I. Металлы (17 ч)	
7	Положение металлов в Периодической системе Д.И. Менделеева, строение их атомов. Физические свойства металлов
8, 9	Химические свойства металлов
10	Получение металлов
11	Сплавы. Коррозия металлов
12	Щелочные металлы
13, 14	Бериллий, магний и щелочноземельные металлы
15, 16	Алюминий
17, 18	Железо

№ урока	Тема урока
19, 20	Свойства металлов и их соединений (химический практикум)
21	Подготовка к контрольной работе по теме «Металлы»
22	Контрольная работа № 2. Металлы
23	Работа над ошибками
Глава II. Неметаллы (26 ч)	
24	Общая характеристика неметаллов. Кислород, озон, воздух
25	Водород
26	Общая характеристика галогенов. Галогены – простые вещества
27	Соединения галогенов. Получение и применение галогенов
28	Общая характеристика халькогенов. Кислород
29	Сера
30	Соединения серы
31	Серная кислота
32	Свойства неметаллов и их соединений (химический практикум)
33	Азот
34	Аммиак
35	Соли аммония
36	Кислородные соединения азота
37	Соли азотной кислоты
38	Фосфор и его соединения
39	Биологическое значение фосфора. Его применение
40	Углерод
41	Оксиды углерода
42	Угольная кислота и ее соли
43	Кремний
44	Соединения кремния
45	Применение кремния и его соединений
46	Свойства неметаллов и их соединений (химический практикум)
47	Подготовка к контрольной работе по теме «Неметаллы»
48	Контрольная работа № 3. Неметаллы
49	Работа над ошибками
Глава III. Органические вещества (15 ч)	
50	Предмет органической химии
51	Предельные углеводороды

№ урока	Тема урока
52	Физические и химические свойства предельных углеводородов
53	Непредельные углеводороды. Этилен и его гомологи
54	Спирты
55	Многоатомные спирты
56	Предельные одноосновные карбоновые кислоты. Сложные эфиры
57	Жиры
58	Аминокислоты
59	Белки
60	Углеводы
61	Полимеры
62	Повторение пройденного материала по теме «Органические вещества»
63	Самостоятельная работа по теме «Органические вещества»
64	Контрольная работа № 4. Органические вещества
Глава IV. Обобщение знаний по химии за курс основной школы (4 ч)	
65	Подготовка к итоговой контрольной работе
66	Итоговая контрольная работа
67	Работа над ошибками
68	Подведение итогов работы за год. Резервный урок

ВВЕДЕНИЕ. ОБЩАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ

Урок 1. Характеристика химического элемента-металла на основании его положения в Периодической системе Д.И. Менделеева

Цели: повторить основные теоретические вопросы программы 8 класса; рассмотреть план общей характеристики химического элемента на основании его положения в Периодической системе Д.И. Менделеева; дать развернутую характеристику элемента-металла.

Планируемые результаты: уметь характеризовать табличную форму Периодической системы химических элементов Д.И. Мен-

делеева*); знать закономерности в изменении свойств химических элементов в главных подгруппах и в периодах, уметь их объяснить; уметь составлять электронные формулы первых двадцати элементов ПСХЭ Д.И. Менделеева, характеризовать элемент-металл на основании его положения в ПСХЭ Д.И. Менделеева по плану, представленному в учебнике, составлять уравнения реакций для генетического ряда металлов малых периодов, калия и кальция.

Оборудование и реактивы: ПСХЭ Д.И. Менделеева; простые вещества – металлы и неметаллы (Fe, Zn, Cu, Pb, Al, S, P, I₂, C).

Ход урока

I. Организационный момент

(Приветственное слово учителя. Поздравление ребят с началом нового учебного года.)

II. Актуализация знаний

Повторение основных теоретических вопросов программы 8 класса

(Повторение учебного материала следует начать с основного вопроса программы 8 класса – Периодической системы химических элементов Д.И. Менделеева. Учитель напоминает ребятам, что таблица Д.И. Менделеева представляет собой «дом», в котором живут все химические элементы. Также ученики вспоминают, что каждый элемент имеет номер (порядковый), который можно сравнить с номером квартиры. «Квартира» расположена на определенном «этаже» (то есть в периоде) и в определенном «подъезде» (то есть группе). Учащимся уже известны главные и побочные подгруппы. В таблице, помещенной на форзаце учебника, элементы главных подгрупп смещены влево, а элементы побочных подгрупп – вправо. Учитель отмечает, что в некоторых изданиях ПСХЭ Д.И. Менделеева смещение элементов подгрупп бывает противоположным.)

Следует познакомить учеников с общепринятым обозначением типа подгруппы: А – главная подгруппа («эй» – английская буква или «а» – русская) и В («би» – английская буква) или Б («бэ» – русская буква) – побочная подгруппа. Пример: элемент магний Mg имеет порядковый номер $Z = 12$ и расположен в 3-м периоде, в главной подгруппе II группы.

Учитель предлагает ребятам устно охарактеризовать положение следующих элементов в таблице Д.И. Менделеева: Al, Cl, Hg, O.

* Далее – ПСХЭ Д.И. Менделеева.

Учащиеся должны свободно называть три числа для любого элемента Периодической системы: 1) порядковый номер; 2) номер периода; 3) номер группы.

Необходимо обратить внимание учащихся на то, что элементы-металлы расположены в начале периодов (Al, Hg), а элементы-неметаллы – в конце периодов (O, Cl).

Учитель подводит ребят к мысли о том, что свойства химического элемента зависят от его положения в таблице Д.И. Менделеева. Поэтому очень важно научиться характеризовать свойства химических элементов на основании их положения в Периодической системе.)

III. Работа по теме урока

(На этом этапе урока следует рассмотреть план характеристики химических элементов, представленный в учебнике на с. 3. Учитель начинает активную работу с классом по разъяснению всех основных пунктов данного плана. Желательно провести эту часть урока в формате «вопрос – ответ». Учитель задает вопрос, а учащиеся дают ответ. Педагог активно помогает ученикам вспоминать изученный материал. В слабом классе данный материал можно дать под диктовку:

1. **Определить положение элемента** в ПСХЭ Д.И. Менделеева – значит указать:

а) *Порядковый номер* химического элемента (обозначение в учебнике – *Z*).

Следует указать ребятам на верхнее число в правой части клетки ПСХЭ Д.И. Менделеева.

б) *Номер периода*.

В качестве дополнительной характеристики ученики указывают также большой или малый период. Первые три периода малые, все остальные – большие. Нужно обратить внимание ребят на то, что номер периода обозначается арабскими цифрами.

в) *Номер группы*.

Необходимо также указать, в главной или побочной подгруппе находится элемент. Элементы главных подгрупп смещены влево, а элементы побочных подгрупп – вправо, но это не главный признак! В главные подгруппы входят элементы и малых, и больших периодов. В побочные подгруппы входят элементы только больших периодов. Номер группы указывается римскими цифрами.

Рассмотреть строение атома элемента – значит определить:

а) *Число его протонов (p^+) и электронов (e^-)*.

Следует напомнить ребятам, что атом – это электронейтральная система, поэтому число положительно заряженных протонов равно числу отрицательно заряженных электронов: $p^+ = e^-$. *Число*

протонов определяет заряд ядра атома элемента. Порядковый номер элемента Z в ПСХЭ Д.И. Менделеева равен числу протонов в ядре этого атома. Поэтому порядковый номер Z одновременно указывает и на величину заряда ядра атома этого элемента, и на общее число электронов, движущихся вокруг этого ядра.

Кроме протонов, в состав ядра входят нейтроны N . Своё название эти частицы получили за свою электронейтральность: они не несут электрического заряда, в отличие от протонов и электронов.

Необходимо напомнить учащимся, что массовое число A равно сумме протонов и нейтронов в ядре атома элемента: $A = Z + N$. Зная массовое число элемента и число протонов в ядре, легко рассчитать число нейтронов. Массовое число элемента, как правило, равно целочисленному значению его относительной атомной массы, представленной в ПСХЭ Д.И. Менделеева. Многие элементы могут содержать различное число нейтронов в ядре, образуя при этом несколько изотопов.

б) *Число энергетических уровней в атоме* (равно номеру периода, в котором находится элемент).

в) *Число электронов на последнем уровне* (равно номеру группы, в которой находится элемент).

2. При рассмотрении второго пункта плана необходимо напомнить ребятам о диагонали (от бора В к астату At), разделяющей ПСХЭ Д.И. Менделеева на две части:

- Проявление металлического или неметаллического характера у атомов элементов отчетливо зависит от их места в ПСХЭ Д.И. Менделеева. Область неметаллов отделена от области металлов диагональю, проходящей от бора В к астату At.
- Все элементы главных подгрупп (включая водород), расположенные справа от диагонали, являются неметаллами, слева — металлами.
- Все элементы побочных подгрупп являются металлами*.

Следует продемонстрировать ребятам некоторые металлы (Fe, Zn, Cu, Pb, Al) и неметаллы (S, P, I₂, C). Обратить их внимание на разницу физических свойств металлов и неметаллов. Учитель предлагает учащимся самостоятельно охарактеризовать разницу в свойствах металлов и неметаллов.

При рассмотрении пунктов плана 3, 4 и 6 удобно пользоваться данными табл. 1, представленной в учебнике (см. графу «Простые вещества», с. 5).

* Отмеченные таким образом формулировки ученики записывают в тетрадах.

При рассмотрении пунктов плана 5 и 7 учитель сообщает, что все формулы высших оксидов и летучих водородных соединений помещены внизу таблицы Д.И. Менделеева, что фактически является «законной шпаргалкой».

Нужно напомнить ребятам, что *химические формулы высших оксидов элементов определяются высшей валентностью этого элемента, равной номеру группы*, в которой находится этот элемент. Например, у углерода С высшая валентность равна 4, у азота — 5 и т. д. (исключение составляют фтор F и кислород O). Напротив, *химические формулы летучих водородных соединений определяются нижней валентностью элемента, равной: 8 минус номер группы*.

Следует сообщить ученикам, что в начале работы при характеристике элементов они могут испытывать определенные трудности, поэтому полезно пользоваться «законными шпаргалками»: данными табл. 1 в учебнике, записями в тетради. Потом, по мере накопления опыта и знаний, эти помощники ребятам уже не потребуются.

После разбора всех семи пунктов плана и рассмотрения данных табл. 1 учитель сообщает ребятам, что на сегодняшнем уроке они подробно рассмотрят характеристику элемента-металла в соответствии с указанным планом, а характеристика элемента-неметалла будет рассмотрена на следующем занятии.)

Характеристика металла на примере натрия

(В учебнике приведена краткая характеристика элементов, без уравнений химических реакций. Учитель дает развернутую, подробную характеристику элемента. Учащиеся активно участвуют в обсуждении. Учитель предлагает им наиболее легкое задание — найти элемент Na в ПСХЭ Д.И. Менделеева и определить его порядковый номер.)

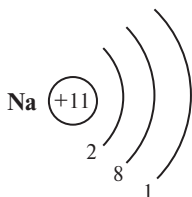
Характеристика химического элемента натрия по плану, представленному в учебнике

1) *Определить положение Na в Периодической системе и строение его атома.*

(Натрий Na имеет порядковый номер $Z = 11$ и массовое число $A = 23$. Число протонов в нейтральном атоме равно числу электронов и равно порядковому номеру элемента 11. Отсюда ученики делают вывод, что заряд ядра атома натрия +11. Определяем число нейтронов в ядре атома натрия по формуле: $N = A - Z = 23 - 11 = 12$.)

Элемент натрий Na находится в 3-м (малом) периоде, главной подгруппе I группы (или в IA группе) ПСХЭ Д.И. Менделеева. Это означает, что число энергетических уровней в атоме равно номеру периода, в котором находится элемент, — трем и все 11 электронов натрия распределены на трех энергетических уровнях.

Число электронов на последнем уровне равно номеру группы, в которой находится элемент, — то есть 1. Строение атома Na представляем в виде схемы (запись на доске):



или в виде электронной формулы: ${}_{+11}\text{Na } 2e^{-}; 8e^{-}; 1e^{-}$ (на первом энергетическом уровне находится 2 электрона, на втором — 8, на последнем, третьем уровне — 1 электрон).

Эту часть урока можно провести в формате «вопрос — ответ».)

— Исходя из строения атома, предскажите возможную степень окисления натрия. (*Ответ.* У атома натрия на внешнем электронном слое находится 1 электрон, значит, атом натрия легко будет его отдавать в химических реакциях, проявляя при этом восстановительные свойства и принимая степень окисления (с. о.), равную +1.)

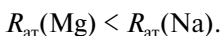
Сравнение свойств атома Na со свойствами атомов элементов — соседей по группе и периоду

(Учитель, используя данные табл. 1 в учебнике, объясняет закономерности изменения свойств атомов в группах: радиус у атома натрия больше, чем у атома лития, но меньше, чем у атома калия (соседи по главной подгруппе I группы).)



В ряду Li — Na — K в связи с увеличением радиуса атомов внешний электрон все более удаляется от ядра, ослабевает его связь с ядром, поэтому он все легче отрывается от атома (подобные свойства называются восстановительными). Именно поэтому восстановительные свойства атомов натрия сильнее выражены, чем у атомов лития, но слабее, чем у атомов калия.

— Сравните радиусы атомов натрия и магния (сосед по периоду). (*Ответ.* Радиусы атомов элементов в периоде слева направо уменьшаются (в соответствии с данными табл. 1), поэтому радиус атомов магния меньше, чем у атомов натрия.)



* Здесь и далее приведенные схемы и формулы учитель записывает на доске.

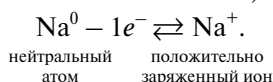
- Атомы какого элемента – Na или Mg – проявляют более сильные восстановительные свойства, то есть легче отдают электроны? (*Ответ.* Атомы натрия проявляют более сильные восстановительные свойства, так как обладают: а) большим радиусом, чем атомы магния; б) меньшим числом электронов ($1e^-$ атома натрия отдать легче, чем $2e^-$ атома магния).)

(Учитель, завершая характеристику атома натрия, добавляет, что окислительные свойства элемент не проявляет. Низшая степень окисления для натрия равна нулю – Na^0 .)

2) *Определить характер простого вещества.*

Простое вещество натрий относится к металлам.

(Учитель напоминает, что для натрия, как и для большинства металлов, характерна металлическая кристаллическая решетка и металлическая химическая связь. Следует записать на доске схемы образования металлической связи.)



Наличие в кристаллической решетке металлов одновременно атомов, ионов и свободных электронов обуславливает все типичные свойства металлов (электро- и теплопроводность, ковкость, металлический блеск и др.). Свободные электроны связывают в единое целое все частицы, из которых состоит кристаллическая решетка металла.

3) *Сравнить свойства простого вещества натрия со свойствами простых веществ лития и калия.*

- Какие именно свойства надо сравнить? (*Металлические, так как натрий – металл.*)
- Что является мерой металлического характера вещества? (*Ответ.* Мерой металлического характера вещества является способность его атомов отдавать электроны, то есть восстановительные свойства. Чем сильнее выражены восстановительные свойства простого вещества, тем сильнее выражены и его металлические свойства.)

В соответствии с рассмотренными выше закономерностями для атомов этих элементов (пункт 1), а также данными табл. 1 (подсказка) металлические свойства простого вещества натрия выражены сильнее, чем у лития, но слабее, чем у калия.

4) *Сравнить свойства простого вещества натрия со свойствами простого вещества магния.*

В соответствии с рассмотренными выше закономерностями для атомов этих элементов (пункт 1), а также данными табл. 1

(подсказка) металлические свойства простого вещества натрия выражены сильнее, чем у магния.

5) Предложить два способа составления формулы оксида.

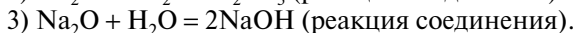
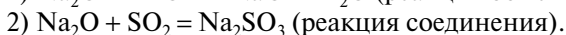
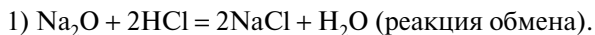
(Первый – по степени окисления (+1), второй (для слабых учеников) – по готовой формуле в учебнике, в нижней части таблицы Д.И. Менделеева.)

Натрий образует оксид Na_2O , который является основным оксидом (ему соответствует основание) и проявляет все свойства основных оксидов.

– Перечислите эти свойства. (*Взаимодействие с кислотами, кислотными оксидами, водой (только в случае растворимого основания – щелочи).*)

(Учащиеся называют типы химических реакций, дают названия полученным соединениям.)

Запись на доске



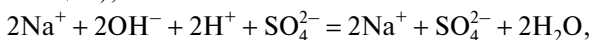
6) Составить формулу гидроксида.

Гидроксид натрия имеет формулу NaOH . Это растворимое в воде основание (щелочь) проявляет все характерные свойства оснований.

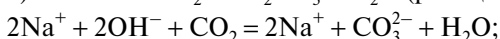
– Перечислите эти свойства. (*Взаимодействие с кислотами, кислотными оксидами, солями.*)

(Следует рассмотреть реакции обмена в свете теории электролитической диссоциации.)

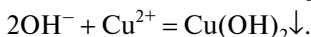
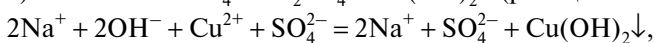
1) $2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ (реакция обмена и нейтрализации),



2) $2\text{NaOH} + \text{CO}_2 = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ (реакция обмена),



3) $2\text{NaOH} + \text{CuSO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow$ (реакция обмена),



– Вспомните условия протекания реакций обмена до конца. (*Образование осадка, газа или слабого электролита.*)

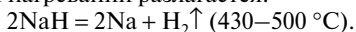
7) Составить формулу летучего водородного соединения.

(Натрий не образует летучих водородных соединений, поэтому в нижней части таблицы Д.И. Менделеева в соответствующем столбце отсутствует химическая формула. Можно дать ученикам

задание составить химическую формулу соединения натрия с водородом и определить тип химической связи в нем. Ребята должны составить ее в соответствии со степенями окисления элементов: Na^+H^- , соединение ионного типа. Учитель добавляет, что такое соединение существует, и предлагает учащимся описать его физические свойства. Можно дать подсказку: необходимо на основе типа химической связи в данном соединении предположить соответствующие свойства. Ответ: связь — ионная, поэтому данное вещество должно быть твердым, а не жидким или газообразным. Следует сообщить ученикам, что соединения, в которых водород проявляет отрицательную степень окисления, называют **гидридами**. Учащиеся дают название соединению NaH .)

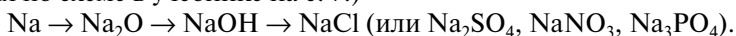
Информация для учителя

Гидрид натрия представляет собой твердое белое вещество, которое при нагревании разлагается:



Однако при избыточном давлении водорода плавится без разложения, $t_{\text{пл}} = 638\text{ }^\circ\text{C}$.

(В завершение урока учитель составляет генетический ряд натрия по схеме в учебнике на с. 7.)



Домашнее задание

1. § 1 (до характеристики неметалла) (с. 3–6), выполнить задания № 1 (б), 2 (только для соединений магния), 3 (с. 8).
2. Составить уравнения реакций для генетического ряда Mg .

Урок 2. Характеристика химического элемента-неметалла на основании его положения в Периодической системе Д.И. Менделеева

Цели: дать развернутую характеристику элемента-неметалла; научить давать общую характеристику химических элементов на основании их положения в ПСХЭ Д.И. Менделеева; рассмотреть решение задач на определение доли выхода продукта реакции от теоретически возможного.

Планируемые результаты: уметь характеризовать элемент-неметалл на основании его положения в ПСХЭ Д.И. Менделеева по плану, представленному в учебнике, составлять уравнения реакций для генетического ряда неметаллов малых периодов; овладеть новым понятием *доля выхода продукта реакции от теоретически возможного*; уметь определять массовую или объемную