

## Предметный минимум по химии 9 класс

### 1 четверть

#### **Химические реакции**

Скорость простых гомогенных химических реакций определяют как изменение концентрации одного из реагирующих или образующихся веществ за единицу времени при неизменном объеме системы:

$v = \Delta C / \Delta t$ , где  $\Delta C$  - изменение концентрации,  $\Delta t$  – интервал времени.

Факторы, влияющие на скорость химической реакции:

- 1) Концентрации реагирующих веществ
- 2) Температура
- 3) Катализаторы
- 4) Природа реагирующих веществ
- 5) Поверхность соприкосновения реагентов

**Обратимые реакции – протекающие в прямом и обратном направлениях.**

**В состоянии химического равновесия скорость прямой реакции равна скорости обратной реакции.**

#### **Принцип Ле Шателье:**

Если на систему, находящуюся в равновесии, производится какое-либо внешнее воздействие

(изменяется концентрация, температура, давление), то оно благоприятствует протеканию той из

двух противоположных реакций, которая ослабляет это воздействие.

#### **Теория электролитической диссоциации**

**Электролитическая диссоциация – процесс распада электролита на ионы при растворении его в воде или расплавлении.**

**Реакции между ионами называются ионными, а описывающие их уравнения – ионными уравнениями.** (Пример ионного уравнения)

Обменные реакции протекают необратимо при образовании:

- 1) **Нерастворимого вещества**
- 2) **Газообразного вещества**
- 3) **Малодиссоциирующего вещества.**

**Кислоты** – электролиты в водных растворах и расплавах, диссоциирующие на катионы водорода и анионы кислотного остатка.

**Основания** - электролиты в водных растворах и расплавах, диссоциирующие на катионы металла и гидроксид-анионы.

**Соли** - электролиты в водных растворах и расплавах, диссоциирующие на катионы металла и анионы кислотного остатка.

**Степень диссоциации** - отношение числа диссоциированных молекул ( $n$ ) к общему числу молекул, находящихся в растворе( $N$ ):

$$\alpha = n/N * 100\%$$

**Сильные электролиты** - полностью распадаются на ионы, это почти все растворимые соли,

сильные кислоты (соляная HCl, азотная HNO<sub>3</sub>, серная H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> и др.), щелочи.

**Слабые электролиты** - незначительно диссоциируют на ионы, это слабые кислоты, вода.

2 четверть

№	Термин, понятие	Определение
1	Элементы-неметаллы	Расположены в правом верхнем углу периодической системы, границы которого определяют условной диагональю, соединяющей знак бериллия (самый верхний элемент слева) и знак астата. Самый активный неметалл – фтор.
2	Аллотропия	явление образования одним химическим элементом нескольких простых веществ
3	Кислород	существует в виде двух аллотропных модификаций – кислорода (O <sub>2</sub> ) и озона (O <sub>3</sub> ); кислород проявляет сильные окислительные свойства.
4	Химические свойства серы	Взаимодействие с металлами (с образованием сульфидов), взаимодействие в водородом (образование сероводорода), с кислородом (оксиды серы), взаимодействие с галогенами, с кислотами-окислителями
5	Химические свойства сероводорода	1. Горение 2. Неполное сгорание 3. Взаимодействие с бромной водой 4. Взаимодействие с водой 5. Взаимодействие с солями
6	Окислительные и восстановительные свойства соединений серы (IV)	Взаимодействие с кислородом Взаимодействие с сероводородом
7	Качественная реакция на сернистую кислоту	Взаимодействие с любой сильной кислотой (с образованием сернистого газа)
8	Качественная реакция на серную кислоту и ее соли	Реакция с растворимыми солями бария
9	Концентрированная серная кислота (H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> ) реагирует	с металлами (кроме Au, Pt, Al, Fe, Cr) с образованием сульфата металла, воды и смеси продуктов (SO <sub>2</sub> , S, H <sub>2</sub> S), преобладание которых зависит от активности металла

3 четверть

1	Азот, физические и химические свойства	Типичный неметалл, бесцветный газ без запаха, мало растворим в воде, легче воздуха. Реагирует с металлами, неметаллами (при высоких температурах)
---	--	---

		Приводить примеры уравнений соответствующих химических реакций
2	Аммиак	летучее водородное соединение азота ( $\text{NH}_3$ ), которое проявляет основные свойства (вступает в реакции с водой и кислотами) и восстановительные свойства (реагирует с кислородом и оксидами металлов) Приводить примеры уравнений соответствующих химических реакций.
3	Оксиды азота	$\text{N}_2\text{O}$ , $\text{NO}$ – несолеобразующие оксиды. $\text{N}_2\text{O}$ – веселящий газ, химически малоактивен, термически неустойчив. $\text{NO}$ – не реагирует с щелочами, легко окисляется воздухом $\text{N}_2\text{O}_3$ , $\text{NO}_2$ , $\text{N}_2\text{O}_5$ – солеобразующие кислотные оксиды, проявляют свойства кислотных оксидов. (приводить примеры уравнений соответствующих химических реакций)
4	Химические свойства азотной кислоты концентрированной и разбавленной	Со всеми металлами, кроме $\text{Au}$ , $\text{Pt}$ , $\text{Al}$ , $\text{Fe}$ , $\text{Cr}$ с выделением $\text{NO}_2$ , $\text{NO}$ , $\text{N}_2\text{O}$ , $\text{N}_2$ , $\text{NH}_3$ в зависимости от активности металла и концентрации кислоты. (приводить примеры уравнений соответствующих химических реакций)
5	Углерод	Существует в виде нескольких аллотропных модификаций – алмаз, графит, фуллерены и карбин. Химическая активность проявляется при высокой температуре. Проявляет окислительные и восстановительные свойства. (приводить примеры уравнений соответствующих химических реакций)
6	Химические свойства углекислого газа	1. Взаимодействие с основными оксидами с образованием солей. 2. Взаимодействие с водой 3. Взаимодействие с основаниями (качественная реакция)
7	Строение атомов металлов	1-3 электрона на внешнем энергетическом уровне, большой радиус в сравнении с неметаллами, легко отдают электроны
8	Физические свойства металлов	металлический блеск, высокая электропроводность и

		теплопроводность, ковкость и пластичность
9	Электрохимический ряд напряжения металлов	ряд металлов, в котором металлы располагаются в порядке убывания восстановительной способности их атомов
10	Химические свойства металлов	являются восстановителями в реакциях с водой, кислотами, растворами солей.
11	Щелочные металлы	элементы IA группы периодической системы
12	Щелочно-земельные металлы	элементы IIA группы периодической системы (кроме Be и Mg)

#### 4 четверть

1	Органическая химия	Раздел химической науки, в котором изучают соединения углерода и их превращения
2	Валентность	число химических связей, которые атом данного химического элемента образует с другими атомами. Углерод в органических соединениях всегда четырехвалентен.
3	Химическое строение	порядок соединения атомов химических элементов в молекуле согласно их валентности
4	Структурные формулы	формулы, отражающие порядок соединения атомов в молекуле
5	Изомеры	вещества, имеющие одинаковый качественный и количественный состав, но отличающиеся по своему строению и свойствам
6	Углеводороды	органические соединения, молекулы которых состоят из атомов углерода и водорода
7	Алканы	это углеводороды с общей формулой $C_nH_{2n+2}$ . (Знать гомологический ряд алканов – первые 10 названий)
8	Гомологи	это вещества, сходные по строению и свойствам и отличающиеся на одну или более групп – $CH_2$
9	Алкены	углеводороды, содержащие в молекуле одну двойную связь и имеющие общую формулу $C_nH_{2n}$ .
10	Функциональная группа	группа атомов, определяющая наиболее характерные свойства классов органических соединений
11	Полимеры	вещества, молекулы которых состоят из множества повторяющихся структурных звеньев, соединенных между собой химическими связями