



Содержание

 1. Общая химия	8
1.1. Основные химические понятия ...	8
Основные понятия	8
Основные законы	10
Современные представления о строении атома	12
Периодический закон и периодическая система элементов Д. И. Менделеева	13
Химическая связь и строение вещества	18
Вещества молекулярного и немолекулярного строения ...	23
Химическая реакция	26
1.2. Классы неорганических соединений	28
Оксиды	28
Основания и амфотерные гидроксиды	33
Кислоты	37
Соли	43
Металлы	49



Содержание

Неметаллы.....	52
Взаимосвязь различных классов неорганических веществ	55
 2. Неорганическая химия	56
2.1. Классы неорганических веществ..	56
2.2. Металлы IA–IIIA подгрупп и их соединения	59
Щелочные металлы (IA группа) ..	59
Щёлочно-земельные металлы (IIA группа).....	64
Алюминий и элементы IIIA группы	70
2.3. Переходные элементы (железо, хром, медь, цинк)	74
Железо (VIII группа, 4-й период)	74
Хром (VI группа, 4-й период) ...	81
Медь (I группа, 4-й период)	87
Цинк (II группа, 4-й период)	93
2.4. Элементы IVA–VIIA групп	97
Элементы IVA группы	97
Элементы VA группы	101

Содержание

Фосфор	114
Элементы VIA группы	123
Элементы VIIA группы.....	129
 3. Органическая химия	141
3.1. Строение органических соединений	141
3.2. Классификация органических веществ	146
3.3. Насыщенные углеводороды ...	148
Алканы и циклоалканы	148
3.4. Ненасыщенные углеводороды... 155	
Алкены	155
Алкины	159
Алкадиены	166
Ароматические углеводороды... 171	
Спирты и фенолы	175
Альдегиды и карбоновые кислоты	179
Сложные эфиры. Жиры. Мыла ...	187
Углеводы	192
3.5. Азотсодержащие соединения... 198	
Амины	198
Аминокислоты	201
Белки	204

Содержание

3.6. Высокмолекулярные соединения	207
Пластмассы	210
Каучуки.....	212
Волокна	215
 4. Научные методы исследования	217
4.1. Химические вещества и превращения	217
4.2. Определение характера среды водных растворов	222
4.3. Качественные реакции на неорганические вещества и ионы	226
4.4. Качественные реакции органических соединений.....	229
4.5. Основные способы получения кислородсодержащих соединений	232
 5. Получение важнейших веществ в промышленности	236
5.1. Metallургия	236
5.2. Чёрная металлургия	240

Содержание

5.3. Цветная металлургия (на примере алюминия)	243
5.4. Химическое производство аммиака, серной кислоты, метанола	244
Переработка природных источников углеводородов	249
Химическое загрязнение окружающей среды и его последствия	254

1. Общая химия

1.1. Основные химические понятия

Основные понятия

Атомная единица массы (а. е. м.) равна $1/12$ массы атома изотопа углерода ^{12}C (масса одного атома ^{12}C равна $1,993 \cdot 10^{-26}$ кг): $1 \text{ а. е. м.} \rightarrow 1/12 \text{ м}$ (атома ^{12}C) $\rightarrow 1,661 \cdot 10^{-27}$ кг $\rightarrow 1,661 \cdot 10^{-24}$ г.

Относительная атомная масса элемента (A_r) — это безразмерная величина, равная отношению средней массы атома элемента к $1/12$ массы атома ^{12}C . При расчёте относительной атомной массы учитывается изотопный состав элемента.

1 моль — это такое количество вещества, в котором содержится определённое число любых частиц (молекул, атомов, ионов и т. д.), равное числу Авогадро ($N_A \rightarrow 6,022 \cdot 10^{23}$ моль $^{-1}$).

Простое вещество — вещество, состоящее из атомов одного элемента: например, хлор Cl_2 , уголь C .

1.1. Основные химические понятия

Аллотропия — явление, при котором атомы одного элемента могут существовать в виде нескольких простых веществ.

Аллотропные модификации — простые вещества, образованные атомами одного элемента, но отличающиеся друг от друга составом молекул (например, кислород O_2 и озон O_3) либо строением кристаллов (например, графит и алмаз — аллотропные модификации углерода C).

Сложное вещество — вещество, состоящее из атомов разных элементов: этиламин $C_2H_5NH_2$, хлорид натрия $NaCl$.

Кристаллическая решётка вещества — объёмный условный каркас, в узлах которого находятся частицы вещества (молекулы, атомы, ионы). Разделяют вещества молекулярного и немолекулярного строения.

Вещества молекулярного строения — вещества, в узлах условного кристалла которых находятся молекулы: фенол C_6H_5OH , сахараза $C_{12}H_{22}O_{11}$.

1. Общая химия

Вещества немолекулярного строения — вещества, в узлах условного кристалла которых находятся *атомы* (атомная кристаллическая решётка, например: углерод С, фосфор Р₄) или *ионы* (ионная и металлическая кристаллические решётки).

Основные законы

• **Закон постоянства состава:** *все индивидуальные вещества имеют постоянный качественный и количественный состав независимо от способа их получения.* На основании этого закона состав веществ выражается химической формулой с помощью химических знаков и индексов. Например: NaOH, H₂O.

• **Закон сохранения массы:** *масса веществ, которые вступают в химическую реакцию, равна массе веществ, образующихся в результате реакции.* Химические реакции отображают в виде химических уравнений с помощью химических формул

1.1. Основные химические понятия

веществ и стехиометрических коэффициентов. Например: $2\text{Fe} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{FeO}$.

• **Закон Авогадро:** *в равных объёмах газов при одинаковых условиях (температуре и давлении) содержится одинаковое число молекул.*

1-е следствие: один моль любого газа при одинаковых условиях занимает одинаковый объём.

Молярный объём газа (V_m) — это объём идеального газа, в котором содержится 1 моль данного газа. При нормальных условиях (температуре 0°C ($273,16\text{ K}$), атмосферном давлении $101,3\text{ кПа}$) он равен $22,4\text{ л}$.

2-е следствие: отношение масс одинаковых объёмов двух газов есть постоянная величина для данных газов. Она называется относительной плотностью газа (D).

1. Общая химия

Современные представления о строении атома

Атом — это мельчайшая химически неделимая частица ($1 \cdot 10^{-10} \dots 5 \cdot 10^{-10}$ м), которая является пределом разложения любого вещества.

Атомы разных видов имеют массу $10^{-24} \dots 10^{-22}$ г и принадлежат разным химическим элементам. Атомы одного вида являются атомами одного химического элемента.

Ядро атома состоит из частиц двух видов: протонов и нейтронов.

Протоны (p^+) имеют заряд, равный заряду электрона, но противоположный по знаку (+). Их масса (m) равна массе водорода или $1/12 m$ углерода.

Нейтроны (n^0) не имеют заряда (электронейтральны), их масса (m) примерно равна m протона, то есть 1.

Массовое число — это сумма числа протонов и нейтронов.

Так как атом электронейтрален, число протонов и электронов в нём одинаково. Почти вся масса сосредоточена в ядре.

1.1. Основные химические понятия

Периодический закон и периодическая система элементов Д. И. Менделеева

Периодический закон: *свойства атомов химических элементов, состав и характеристики образуемых ими веществ находятся в периодической зависимости от зарядов атомных ядер.*

Таблица периодической системы элементов — графическое выражение периодического закона, состоящее из периодов и групп.

Период — последовательный горизонтальный ряд химических элементов, в атомах которых число полностью и частично заполненных энергетических уровней одинаково. Так, для атомов 3-го периода Na, Mg, Al, Si, P, S, Cl, Ar электронная оболочка представляет собой три последовательных энергетических уровня. Электронная конфигурация внешнего энергетического уровня по периоду изменяется от ns^1 (щелочные металлы, например, $\text{Na}[\text{Ne}]3s^1$)

1. Общая химия

до ns^2np^6 (благородные газы, например: $\text{Ar}[\text{Ne}]3s^23p^6$), где n — номер периода, а $[\text{Ne}] \rightarrow 1s^22s^22p^6$ — электронная конфигурация неона Ne.

Группа — вертикальный ряд химических элементов, в атомах которых внешний энергетический уровень имеет схожую электронную конфигурацию. Так, для щелочных металлов внешний энергетический уровень — ns^1 .

Валентные электроны — эквивалентное номеру группы число электронов, находящихся на внешнем энергетическом уровне и, как правило, участвующих в образовании химических связей. Так, для элемента V группы 3-го периода фосфора P с электронной конфигурацией $[\text{Ne}]3s^23p^3$ число валентных электронов равно 5.

Орбитальный радиус атома — теоретически рассчитанное расстояние от ядра до той точки в пространстве, где вероятность обнаружить электроны атома максимальна.

1.1. Основные химические понятия

Эффективный радиус атома —

радиус, при котором атом проявляет свои основные свойства. Определяется на основании *электронографии* и *рентгенографии* в молекулах, ионных и металлических кристаллах.

Величины атомных радиусов изменяются с периодическим характером.

- По мере увеличения заряда атомного номера в периодах радиус атомов *s*- и *p*-элементов уменьшается значительно, чем радиус атомов *d*-элементов. Так, в *s*- и *p*-элементах 3-го периода радиус атома уменьшается почти в два раза: со 190 пм у атома натрия Na ($[\text{Ne}]3s^1$) до 99 пм у атома хлора Cl ($[\text{Ne}]3s^23p^5$), в то время как для *d*-элементов 4-го периода уменьшение радиуса атома не столь существенное: со 164 пм у скандия Sc ($[\text{Ar}]3d^14s^2$) до 153 пм у цинка Zn ($[\text{Ar}]3d^{10}4s^2$).

- По мере увеличения заряда атомного номера в группах радиус атомов *s*- и *p*-элементов увеличивается в большей степени, чем радиус атомов *d*-элементов.

1. Общая химия

Так, для d -элементов 5-го и 6-го периодов VI группы молибдена Mo ($[\text{Kr}]4d^65s^1$) и вольфрама W ($[\text{Xe}]4f^{14}5d^46s^2$) радиусы атомов имеют близкие значения — 139 и 141 пм соответственно.

Энергия ионизации — минимальное количество энергии, необходимое для отрыва электрона от атома элемента Э. Единица энергии ионизации — эВ.

Энергия сродства к электрону — положительный либо отрицательный энергетический эффект процесса присоединения электрона к атому элемента Э.

Электроотрицательность (ЭО) — условный параметр атома, определяющий его способность смещать к себе электронную плотность в химическом соединении. Существует несколько различающихся между собой шкал электроотрицательностей элементов (по Полингу, по Оллреду — Рохову, по Малликену и т. д.). Наиболее электроотрицательный элемент — фтор F (по Полингу — 3,98, по Оллреду — Рохову — 4,10), наименее электроотрицательный — фран-

1.1. Основные химические понятия

ций Fr (по Полингу — 0,7, по Оллреду — Рохову — 0,86).

Закономерности изменения ЭО атомов:

- в периоде ЭО атомов увеличивается (так, для элементов 3-го периода ЭО постепенно растёт (по Полингу) от 0,93 для атома натрия Na до 3,16 для атома хлора Cl);
- в группе ЭО атомов, как правило, уменьшается (так, для s-элементов I группы ЭО постепенно падает (по Полингу) от 2,02 для атома водорода H до 0,7 для атома франция Fr).