







СОДЕРЖАНИЕ

ВВЕДЕНИЕ	5	Классификация органических веществ	164
 ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ОСНОВЫ ХИМИИ	6	Номенклатура органических веществ	167
Современные представления о строении атома	6	Химические свойства углеводородов	175
Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева	11	Химические свойства предельных спиртов	189
Химическая связь и строение вещества	24	Химические свойства фенола	192
Химическая реакция	39	Химические свойства альдегидов и кетонов	195
 НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ	78	Химические свойства карбоновых кислот	199
Классификация неорганических веществ	78	Химические свойства сложных эфиров	203
Химические свойства оксидов	87	Химические свойства азотсодержащих соединений	206
Химические свойства кислот	88	Биологически важные вещества: жиры, белки, углеводы	210
Химические свойства оснований и амфотерных гидроксидов	89	Взаимосвязь органических соединений	214
Химические свойства солей	90	 МЕТОДЫ ПОЗНАНИЯ В ХИМИИ	218
Взаимосвязь различных классов неорганических соединений	93	Экспериментальные основы химии	218
Металлы	99	Лабораторная посуда и оборудование	221
Неметаллы	118	 ХИМИЯ И ЖИЗНЬ	227
 ОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ	142	Научные методы исследования химических веществ и превращений	227
Теория строения органических соединений	142	Основные способы получения химических веществ	239
Механизмы реакций в органической химии	147	Промышленные способы получения важнейших веществ	256
Взаимное влияние атомов в молекулах	149	Научные принципы химического производства	261
Типы связей в молекулах органических веществ	152	Химическое загрязнение окружающей среды	266
Гибридизация атомных орбиталей углерода	154	Природные источники углеводородов	268
Радикал и функциональная группа	163	Высокомолекулярные соединения	271

 РАСЧЁТЫ ПО ХИМИЧЕСКИМ ФОРМУЛАМ И УРАВНЕНИЯМ РЕАКЦИЙ.....	276
Количественные характеристики вещества.....	276
Вычисление массовой доли растворённого вещества в растворе	281
Расчёты объёмных отношений газов при химических реакциях	288
Расчёты массы вещества или объёма газов по известному количеству, массе или объёму веществ	294
Расчёты теплового эффекта реакции	297
Расчёты массы (объёма, количества вещества) продуктов реакции, если одно из веществ дано в избытке (имеет примеси)	298
Расчёты массы (объёма, количества вещества) продукта реакции по известной массовой доле растворённого вещества в растворе	304
Нахождение молекулярной формулы вещества.....	306
Расчёты массовой или объёмной доли выхода продукта реакции от теоретически возможного	311
Расчёты массовой доли (массы) химического соединения в смеси.....	313
ПРИЛОЖЕНИЕ.....	315

ВВЕДЕНИЕ



Перед вами самый удобный справочник, который поможет школьнику систематизировать и закрепить знания по химии за курс средней школы.

Пособие содержит основную и наиболее важную информацию по разделам «Теоретические основы химии», «Неорганическая химия», «Органическая химия», «Методы познания в химии», «Химия и жизнь», «Расчёты по химическим формулам и уравнениям реакций».

Материал книги представлен в виде таблиц, схем, рисунков, упорядочен и систематизирован, изложен доступным для усвоения языком. Это обеспечит максимальную сконцентрированность внимания, эффективное повторение и подготовку школьника по предмету.

Теоретический материал сопровождается блоком практических заданий. Приведённые примеры с развёрнутыми разъяснениями позволяют детально разобраться в темах школьного курса и отработать навыки выполнения различных заданий.

Справочник предназначен учащимся средней школы для самоподготовки к различным видам контроля, сдаче ОГЭ и ЕГЭ, а также может использоваться учителями химии для работы на уроке.

Желаем успехов!

ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ОСНОВЫ ХИМИИ



СОВРЕМЕННЫЕ ПРЕДСТАВЛЕНИЯ О СТРОЕНИИ АТОМА

Атом — наименьшая частица химического элемента, сохраняющая его химические свойства. Размеры атомов колеблются от $1 \cdot 10^{-10}$ до $5 \cdot 10^{-10}$ м. Атом — химически неделимая электронейтральная частица, состоящая из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженных электронов, движущихся вокруг него.



ЯДРО АТОМА

Ядра атомов состоят из **протонов** и **нейтронов**, имеющих общее название **нуклоны**.

Протоны и нейтроны имеют практически одинаковую массу, равную примерно одной атомной единице массы (международное обозначение — $1u$). Протон (p) имеет положительный заряд ($1+$), а нейтрон (n) электронейтрален. Заряд электрона (символическое обозначение e^-) равен $1-$, а масса в 1836 раз меньше массы протона. Практически вся масса атома сосредоточена в его ядре.

■ Протонное и массовое число

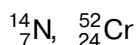
Протонным числом называют число протонов (Z) в ядре атома. Оно численно равно порядковому номеру в Периодической системе.

Все атомы в целом являются электронейтральными, а значит, **число протонов в ядре атома равно числу электронов**.

Общее число протонов (Z) и нейтронов (N) называется **массовым числом** (A).

$$A = Z + N$$

Заряд ядра атома (протонное число Z) и его массовое число указывают числовыми индексами слева от символа химического элемента: A_ZX (A — массовое число, Z — заряд ядра атома).



■ Нуклиды

Нуклидом называется вид атомов с определёнными значениями атомного номера и массового числа. Для обозначения нуклидов используют названия элементов или их символы, указывая массовые (ну-клонные) числа: углерод-12, или ${}^{12}\text{C}$, кислород-17, или ${}^{17}\text{O}$.

АТОМНАЯ ОРБИТАЛЬ

Атомная орбиталь — область пространства, в которой вероятность нахождения электрона составляет

не менее 95 %. Атомные орбитали различаются по энергии, размеру, форме, ориентации в пространстве.

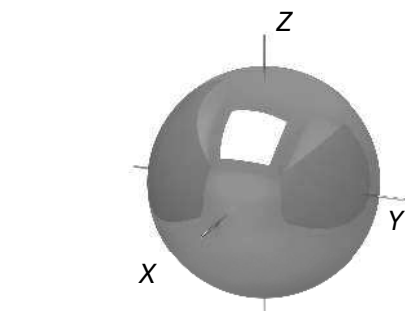
ЭНЕРГЕТИЧЕСКИЕ УРОВНИ

Электроны различаются своей энергией. Они обладают тем большим запасом энергии, чем дальше от ядра расположены. В атоме имеются электроны с близкими значениями энергии, которые образуют электронные слои (энергетические уровни).



Число заполненных энергетических уровней равно номеру периода в Периодической системе.

Максимальное число электронов на энергетическом уровне можно найти с помощью формулы $N = 2n^2$, где N — число электронов, n — номер уровня. На первом энергетическом уровне ($n = 1$) максимальное число электронов 2, на втором ($n =$

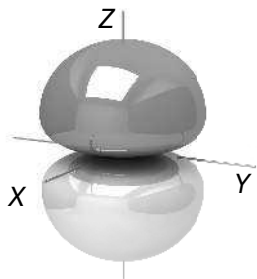
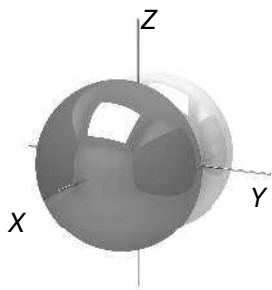
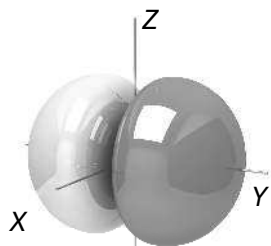


Форма электронного облака s -орбитали

$= 2)$ — 8, на третьем — 18, четвёртом — 32.

Энергетические уровни разделены на подуровни: s , p , d и f . При

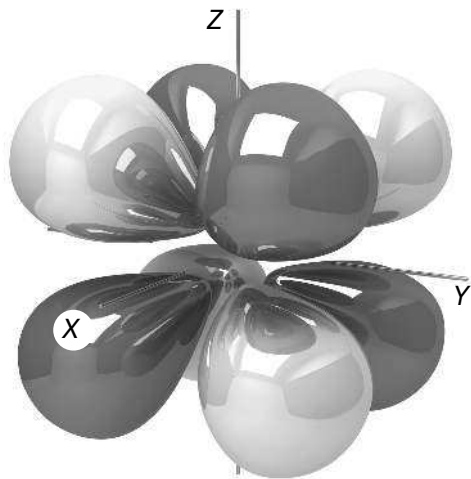
этом первый энергетический уровень имеет один подуровень — s , второй — два подуровня: s и p , третий — три подуровня: s , p , d , четвёртый — все четыре подуровня: s , p , d , f .



Формы электронных облаков
 p_x -, p_y -, p_z -орбиталей

Внешний электронный слой заполняется у элементов главных подгрупп, причём число внешних электронов соответствует номеру группы. У элементов побочных подгрупп заполняются **предвнешние слои**, а во внешнем слое остаётся один или (чаще всего) два электрона. У d -элементов заполняется предвнешний слой.

При заполнении орбиталей электроны обозначаются стрелками: \uparrow \downarrow . На одной орбитали одна стрелка направлена вверх, другая вниз. Это связано с тем, что **на одной орбитали может находиться не более двух электронов**, которые отличаются ориентацией собственного магнитного поля — **спином** (обозначают \downarrow или \uparrow).



Формы электронных облаков
 d -орбиталей

ПРАВИЛА ЗАПОЛНЕНИЯ АТОМНЫХ ОРБИТАЛЕЙ

1. Число электронов в атоме элемента определяется по порядковому номеру элемента в Периодической системе. Порядковый номер (число протонов в ядре) равен заряду ядра атома и числу электронов в атоме.

2. Электроны по орбиталям распределяются последовательно, начиная с 1s-орбитали. При этом выполняется принцип минимума энергии.



Порядок заполнения атомных орбиталей

1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s 4d 5p 6s 4f
5d 6p 7s 5f 6d 7p

3. На каждой орбитали может располагаться не более двух электронов с противоположными **спинами**.

При заполнении электронами одинаковых по энергии орбиталей электроны располагают сначала по одному на каждой орбитали, потом начинается заселение этих орбиталей вторыми электронами.

Если на орбитали находится два электрона, их называют **спаренными**.

Запись электронной формулы

Электронная формула элемента описывает распределение электронов по энергетическим уровням и подуровням, существующим в электронном облаке. Например, электронная формула атома кислорода (порядковый номер 8).

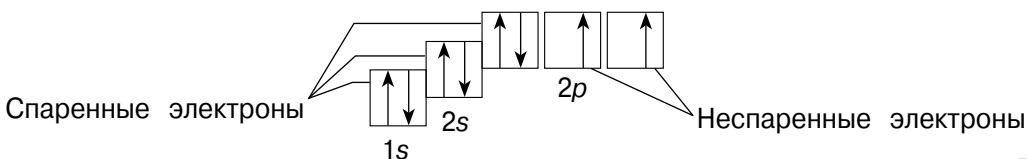
Электронно-графическая схема для кислорода O

Число электронов (в сумме 8)

$1s^2 2s^2 2p^4$ — электронная формула

Энергетические уровни ($n = 1, 2$)

Энергетические подуровни (s, p)



ОСНОВНОЕ И ВОЗБУЖДЁННОЕ СОСТОЯНИЕ АТОМА

Основное состояние атома — это наиболее энергетически выгодное состояние, которое получается при последовательном заполнении энергетических уровней электронами.

Например, для атома бора ${}_5\text{B}$ электронная конфигурация в основном состоянии атома представлена в виде $1s^2 2s^2 2p^1$. Атом имеет один неспаренный электрон и может образовывать только одну связь.

Возбуждённое состояние атома — это состояние, при котором атом получает энергию извне и один или несколько электронов повышают свою энергию и переходят на более высокий энергетический уровень. Например, для атома бора ${}_5\text{B}$ электронная конфигурация в возбуждённом состоянии атома представлена в виде $1s^2 2s^1 2p^2$. Атом имеет три неспаренных электрона и может образовывать три связи.



Практические задания

1 Определите, атомы каких двух из указанных в ряду элементов имеют на внешнем энергетическом уровне два электрона.

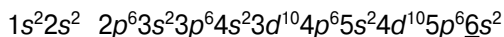
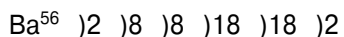
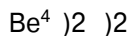
- 1) Cs
- 2) Br
- 3) Be
- 4) Li
- 5) Ba

Ответ: 3, 5.

Пояснение:

Два электрона на внешнем энергетическом уровне имеют элементы, находящиеся в таблице Менделеева во второй группе. Из представленных вариантов ответов это бериллий (IIA группа, 2-й период) и барий (IIA группа, 6-й период).

Энергетические уровни заполняются следующим образом:



2 Установите соответствие между элементом и электронной конфигурацией атомов.

ЭЛЕМЕНТЫ	ЭЛЕКТРОННАЯ КОНФИГУРАЦИЯ АТОМОВ
А) В	1) $1s^22s^22p^4$
Б) О	2) $1s^22s^22p^1$
В) Не	3) $1s^2$
Г) С	4) $1s^22s^2$
	5) $1s^22s^22p^2$

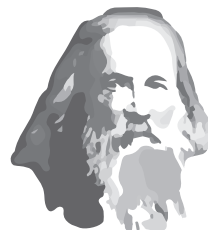
Ответ: А — 2; Б — 1; В — 3; Г — 5.

ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН И ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА



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

Периодическая система химических элементов является графическим выражением периодического закона. Она состоит из периодов и групп.



Д. И. Менделеев

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ

Период — последовательный горизонтальный ряд элементов, атомы которых различаются числом элек-

тронов в наружном слое. Каждый период, кроме первого, начинается типичным металлом (щелочным)

и завершается благородным (инертным) газом. **Группа** — вертикальный ряд элементов, расположенных в порядке возрастания зарядов ядер их атомов, имеющих одинаковое электронное строение внешних энергетических уровней. **Номеру периода** соответствует число энергетических уровней. **По номеру группы** можно определить число валентных электронов. Для элементов главной подгруппы число электронов на внешнем энергетическом уровне соответствует номеру группы.



Валентные электроны — это электроны, которые участвуют в образовании связей между атомами.

■ Структура ячейки периодической таблицы

Каждая ячейка периодической таблицы несёт определённую информацию об элементе. В центре указаны латинский символ и русское название элемента.

В нижней части клеточки приводится его относительная атомная масса. Число в верхней части клеточки обозначает заряд ядра Z . Заряд ядра Z совпадает с порядковым номером элемента в Периодической системе (числом протонов в ядре). По нему также определяется число электронов в атоме.

Заряд ядра — 19

Число электронов на разных уровнях — 1, 8, 8, 2

Относительная атомная масса — 39.098

Внешний энергетический уровень — $4s^1$

Закономерности в Периодической таблице Д. И. Менделеева*



*Стрелки показывают усиление свойств.

■ Закономерности изменения свойств элементов и их соединений по периодам и группам

В группах собраны элементы с похожими химическими свойствами, а в периодах химические свойства элементов постепенно изменяются. В левой части периодов элементы проявляют ярко выраженные восстановительные свойства, они являются металлами (Li, Na, Mg, Ca). В правой части расположены типичные неметаллы, обладающие окислительными свойствами (O, F, Cl). Большинство элементов являются металлами. Только 22 элемента относятся к неметаллам: H, B, C, Si, N, P, As, O, S, Se, Te, а также все галогены и инертные газы. В середине периодов располагаются элементы, которые обладают как восстановительными, так и окислительными свойствами. Эти окислительные и восстановительные свойства зависят от того, с каким элементом они реагируют.

■ Атомный и ионный радиусы

Атомный радиус — радиус нейтрального атома.

Ионные радиусы — радиусы ионов (заряженных частиц), в которые превращаются атомы в результате отдачи или присоединения электронов. Радиусы отрицательных ионов — анионов — больше ради-

усов нейтральных атомов. Радиусы положительных ионов — катионов — меньше радиусов нейтральных атомов.

■ Характеристики атомов элементов

Металлические и неметаллические свойства определяются строением наиболее устойчивого простого вещества, а также совокупностью характеристик: энергии ионизации, энергии сродства к электрону и электроотрицательности.

Энергия ионизации — это энергия, необходимая для отрыва внешнего электрона от изолированного атома в газовой фазе. При отрыве электрона от атома образуется соответствующий катион. Чем меньше энергия ионизации, тем более выражены металлические свойства атомов элемента. Единицей измерения энергии ионизации является электронвольт (эВ).

Сродство к электрону — энергия, которая выделяется при присоединении электрона к нейтральному атому. Чем больше сродство к электрону, тем более выражены неметаллические свойства.

Электроотрицательность — это способность атомов химического элемента оттягивать к себе общие электронные пары, участвующие в образовании химической связи.

Элементы-металлы имеют низкие значения электроотрицательности,

а элементы-неметаллы, наоборот, высокие. Самый электроотрицательный элемент — фтор F (его электроотрицательность по шкале Полинга

принята равной 4,0), затем следует кислород O, далее — азот N. Вниз по группе и влево по периоду электроотрицательность уменьшается.

МЕТАЛЛЫ IA–IIIA ГРУППЫ В ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЕ ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА

Металлы составляют более 75 % элементов Периодической системы. Это *s*-элементы, кроме водорода и гелия, все *d*- и *f*-элементы, часть *p*-элементов. Несмотря на большое разнообразие, металлы объединены рядом общих физических и химических свойств.

■ *s*-Металлы

Элементы IA группы называются **щелочными металлами**. Последний элемент группы франций Fr радиоактивен, период полураспада его наиболее устойчивого изотопа $^{223}_{87}\text{Fr}$ составляет 21,8 мин. Четыре элемента IIA группы (Ca, Sr, Ba, Ra) — **щёлочноземельные металлы**.

Степени окисления *s*-металлов совпадают с номерами групп и равны +1, +2 соответственно. *s*-Металлы проявляют сильные восстановительные свойства, поскольку валентные электроны атомов слабо связаны с ядром и могут быть легко оторваны от него.



Период полураспада — промежуток времени, в течение которого разрушается половина ядер атомов данного изотопа.

Изотопы — нуклиды, имеющие одинаковое число протонов, но различающиеся массовыми числами.

Степень окисления — это условный заряд атомов химического элемента в соединении, вычисленный из предположения, что соединение состоит только из ионов.

Изменение свойств *s*-металлов

Радиусы атомов увеличиваются по группе сверху вниз. Такая закономерность характерна для элементов всех главных подгрупп. Величины **энергии ионизации**, соответственно, уменьшаются, а **восстановительные свойства** металлов усиливаются.



В основном состоянии у атомов элементов IIA группы нет неспаренных электронов. Они могут появиться только в результате перехода $ns^2 \rightarrow ns^1np^1$, что требует энергетических затрат на возбуждение.

ОСНОВНЫЕ ХАРАКТЕРИСТИКИ МЕТАЛЛОВ IA-IIIА ПОДГРУПП

Металл	Электронная конфигурация	Атомный радиус, нм	Энергия ионизации, эВ	$t_{пл}$ для простых веществ, °С	Характерные степени окисления
Li	...2s ¹	0,155	5,39	180,5	+1
Na	...3s ¹	0,189	5,14	97,8	+1
K	...4s ¹	0,236	4,34	63,5	+1
Rb	...5s ¹	0,248	4,18	39,3	+1
Cs	...6s ¹	0,268	3,89	28,5	+1
Be	...2s ²	0,113	9,32	1287	+2
Mg	...3s ²	0,160	7,64	650	+2
Ca	...4s ²	0,197	6,11	842	+2
Sr	...5s ²	0,215	5,69	777	+2
Ba	...6s ²	0,221	5,21	727	+2
Ra	...7s ²	0,235	5,28	696	+2
Al	...3s ² 3p ¹	1,43	5,986	660	+3
Ga	...4s ² 4p ¹	1,22	5,998	29,8	+3
In	...5s ² 5p ¹	1,63	5,786	154	+3
Tl	...6s ² 6p ¹	1,71	6,108	304	+1*, +3

*Здесь и далее выделены наиболее характерные степени окисления.

■ **p-Металлы**

Электронная конфигурация

Электронная конфигурация основного состояния *p*-металлов IIIА группы ns^2np^1 характеризуется наличием одного неспаренного элек-

трона. В возбуждённом состоянии число неспаренных электронов увеличивается до трёх. В соединениях элементы IIIА группы проявляют наиболее характерную степень окисления +3.

Изменение свойств *p*-металлов

Радиусы атомов уменьшаются при переходе от алюминия к галлию. Причиной этого является то, что заполнение *d*-оболочки сопровождается последовательным сжатием атомов, в *3d*-ряду оно оказывается настолько сильным, что превосходит увеличение радиуса при появлении четвёртого энергетического уровня. Вследствие этого свойства соединений алюминия +3 во многом схожи со свойствами соединений галлия +3.

Возрастание энергии ионизации при переходе от индия к таллию является результатом *d*- и *f*-сжатия, что

приводит к усилению взаимодействия валентных электронов с ядром атома, и степень окисления +1 становится более стабильной для таллия. Это подтверждает общую закономерность для *p*-элементов — вниз по группе усиливается устойчивость соединений в низших степенях окисления.

В ряду Al — Ga — In — Tl происходит усиление основных свойств соединений и ослабевание кислотных. Металлические свойства *p*-металлов IIIA группы выражены слабее, чем у *s*-металлов, и усиливаются от Al к Tl.

ПЕРЕХОДНЫЕ ЭЛЕМЕНТЫ (МЕДЬ, ЦИНК, ХРОМ, ЖЕЛЕЗО) В ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЕ ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА

К переходным элементам (*d*-элементам) относятся элементы побочных (B) подгрупп Периодической системы.

В атомах *d*-элементов с увеличением заряда ядра заполняются орбитали предвнешнего ($n - 1$) уровня.

Валентными электронами являются электроны, находящиеся на *ns*- и ($n - 1$) *d*-орбиталях.

Все *d*-элементы в основном состоянии имеют электронные конфигурации $(n - 1)d^{1-10}ns^{1-2}$.

■ Изменение свойств *d*-элементов

Радиусы атомов *d*-элементов при движении слева направо по периоду уменьшаются (*d*-сжатие).

В целом в периоде слева направо энергии ионизации возрастают, а металлические свойства ослабевают. Резкое увеличение энергии ионизации и повышенная устойчивость наблюдаются у атомов, имеющих полностью d^{10} (Cu, Zn) или наполовину d^5 (Cr) заполненные орбитали.

ОСНОВНЫЕ ХАРАКТЕРИСТИКИ ПЕРЕХОДНЫХ МЕТАЛЛОВ

Металл	Электронная конфигурация	Атомный радиус, нм	Энергия ионизации, эВ	$t_{пл}$ для простых веществ, °С	Характерные степени окисления
Cr	$\dots 3d^5 4s^1$	0,127	6,77	1907	+2, +3, +6
Fe	$\dots 3d^6 4s^2$	0,126	7,89	1538	+2, +3, +6
Cu	$\dots 3d^{10} 4s^1$	0,128	7,72	1083	+1, +2
Zn	$3d^{10} 4s^2$	0,132	9,39	419,4	+2

■ Степени окисления

В соединениях большинство *d*-элементы проявляет **переменные** степени окисления. Низкую степень окисления +2 проявляют практически все *d*-элементы, так как на внешнем слое у большинства *d*-элементов находится два электрона, за исключением элементов, у которых наблюдается проскок электрона — Cu, Ag, Au, Cr, Mo.

Высшая степень окисления для большинства *d*-элементов равна номеру группы. У элементов от железа до цинка происходит заполнение *d*-орбиталей вторыми электронами, поэтому для этих элементов не характерны высшие степени окисления, равные номеру группы. Их соединения с высокими степенями окисления очень неустойчивы.

В **низших** степенях окисления некоторые *3d*-металлы находятся в катионной форме (Fe^{2+} , Cr^{2+} , Cu^{1+} ,

Zn^{2+}), проявляют основные и восстановительные свойства. В высоких степенях окисления *d*-элементы образуют анионные формы ($Cr_2O_7^{2-}$), проявляют кислотные и окислительные свойства.

Соединения *d*-металлов в **промежуточных** степенях окисления проявляют амфотерные свойства.



Амфотерные свойства — это способность проявлять одновременно как кислотные, так и основные свойства в зависимости от того, с чем вступает в реакцию вещество.

Хром в соединениях проявляет степени окисления +2, +3, +6. Для хрома состояние +3 наиболее устойчиво. Рост степени окисления сопровождается усилением кислотных и окислительных свойств.

Железо — это металл со средней восстановительной активностью, более низкой, чем у хрома.