

Общие свойства d-металлов

В периодической системе d-элементы или переходные металлы расположены в побочных подгруппах (или В подгруппах) всех восьми групп.

Это элементы, которые при образовании соединений имеют незаполненную d-орбиталь.

Под определение не подпадают скандий ($3d^0$ в соединениях) и цинк ($3d^{10}$ в соединениях); медь же входит в группу указанных соединений, если имеет в них конфигурацию $3d^9$.

Принято, однако, относить эти металлы к d-металлам на основании химического сходства их соединений.

Общую электронную формулу валентного слоя d-элементов можно выразить формулой:



III	IV	V	VI	VII	VIII			I	II
Sc $3d^1 4s^2$	Ti $3d^2 4s^2$	V $3d^3 4s^2$	Cr $3d^5 4s^1$	Mn $3d^5 4s^2$	Fe $3d^6 4s^2$	Co $3d^7 4s^2$	Ni $3d^8 4s^2$	Cu $3d^{10} 4s^1$	Zn $3d^{10} 4s^2$
Y $4d^1 5s^2$	Zr $4d^2 5s^2$	Nb $4d^4 5s^1$	Mo $4d^5 5s^1$	Tc $4d^5 5s^2$	Ru $4d^7 5s^1$	Rh $4d^8 5s^1$	Pd $4d^{10} 5s^0$	Ag $4d^{10} 5s^1$	Cd $4d^{10} 5s^2$
La $5d^1 6s^2$	Hf $5d^2 6s^2$	Ta $5d^3 6s^2$	W $5d^4 6s^2$	Re $5d^5 6s^2$	Os $5d^6 6s^2$	Ir $5d^7 6s^2$	Pt $5d^9 6s^1$	Au $5d^{10} 6s^1$	Hg $5d^{10} 6s^2$
Ac $6d^1 7s^2$	Rf $6d^2 7s^2$	Db $6d^3 7s^2$	Sg $6d^4 7s^2$	Bh $6d^5 7s^2$	Hn $6d^6 7s^2$	Mt $6d^7 7s^2$	—	—	—

В периоде слева направо происходит некоторое **уменьшение атомного радиуса** элементов. Это обусловлено эффектом «d-сжатия», вызванного постепенным увеличением заряда ядер и усилением кулоновского притяжения электронов к ядру.

В подгруппах сверху вниз (кроме IIIB группы) **атомный радиус несколько уменьшается или остается практически неизменным** за счет сокращения размеров внутренних f-орбиталей («лантаноидное сжатие»). При этом химическая активность металлов уменьшается, что отличает их от металлов главных подгрупп.

VIIB $J_{\text{ион}}, \text{эВ}$	IV $J_{\text{ион}}, \text{эВ}$	IIIB $J_{\text{ион}}, \text{эВ}$	
Mn 7,44	Cu 7,72	Zn 9,38	возрастание энергии ионизации, уменьшение металлических свойств и восстановительной активности.
Tc 7,28	Ag 7,57	Cd 8,99	
Re 7,88	Au 9,22	Hg 10,43	

У элементов IIIB группы атомные радиусы возрастают, химическая активность увеличивается, благодаря чему они проявляют большее сходство с элементами главных подгрупп, чем побочных. По реакционной способности элементы подгруппы скандия уступают лишь щелочным и щелочноземельным металлам.

В периодах слева направо металлические свойства уменьшаются.

Минимальные восстановительные свойства проявляют тяжелые металлы VIIIB и IB – групп. За свою инертность они названы благородными.

Группа



В химических реакциях электроны d-орбиталей участвуют после того, как оказываются использованными s-электроны внешнего энергетического уровня.

В образовании связей могут участвовать все или только часть d-электронов предпоследнего энергетического уровня, поэтому образуются соединения с различной валентностью или степенью окисления (кроме d-элементов II и III групп).

Например, характерными для элементов **VIIIВ группы** являются следующие степени окисления (в скобках – наиболее устойчивые):

Fe +2,(+3),+6	Co +2,(+3)	Ni +2,(+3)	<i>семейство железа</i>
Ru +3,(+4),+6,+8	Rh (+3),+4	Pd (+2),(+4)	
Os +4,(+6),+8	Ir +3,(+4)	Pt +2,(+4),+6	<i>тяжелые платиновые металлы</i>

Таким образом,

особенностями электронного строения d-элементов обусловлены и их свойства:

- а) большое разнообразие проявляемых валентностей и степеней окисления;***
- б) способность образовывать различные комплексные соединения;***
- в) каталитическая активность.***

Физические свойства d-металлов

Физические свойства переходных металлов зависят от электронного строения, от числа неспаренных d-электронов, которые могут участвовать в образовании связей.

- Металлы, у которых по **3–4 неспаренных** d-электрона (VB и VIB группы), имеют максимальную температуру плавления и кипения.
- Переходные металлы, имеющие **на внешнем s-подуровне один электрон**, как правило, имеют более высокую электрическую проводимость (Cr, Mo и особенно Cu, Ag, Au).
- Элементы III-B группы, имеющие всего **один d-электрон**, по своим свойствам близки к соседним щелочноземельным металлом,
- а металлы II-B группы **с полностью заполненным d-подуровнем** близки по свойствам к соседним p-элементам.

Химические свойства d-металлов

Все d-элементы являются восстановителями. Восстановительная способность в растворах в пределах периода уменьшается.

Наиболее сильными восстановителями являются металлы IIIB группы.

У большинства d-элементов образуются защитные **оксидные пленки**, вызывающие их пассивацию и предохраняющие их от коррозии. Наиболее склонны к пассивации металлы IVB–VIB групп.

Элементы IIIB и IIB групп (кроме ртути) легко взаимодействуют с разбавленными кислотами, а лантан взаимодействует и с водой.

Не взаимодействуют с разбавленными кислотами металлы IB группы, ртуть и платиновые металлы (Ru, Rh, Pd, Os, Ir, Pt).

Сравнение некоторых свойств металлов

Характеристика	<i>s</i> -металлы	<i>p</i> -металлы	<i>d</i> -металлы
Физические свойства	Мягкие, легкоплавкие	Более твердые и тугоплавкие, чем <i>s</i> -металлы	Еще более твердые и тугоплавкие, чем <i>p</i> -металлы
Реакция с водой	Реагируют бурно	Реагируют медленно с холодной водой	
Реакция с неметаллами	Реагируют бурно	Реагируют не так активно, как <i>s</i> -металлы	
Реакция с водородом	Образуют ионные гидриды	Не образуют гидридов	Некоторые образуют гидриды
Связь	Обычно ионная	Как правило ковалентная или комплексные ионы	
Свойства ионов	Образуют простые ионы	Простые ионы с заполненной <i>d</i> -оболочкой. Легко образуют комплексные ионы	Некоторые образуют простые ионы, чаще – разнообразные комплексные ионы
Комплексные ионы	Бесцветные	Бесцветные	Часто ярко окрашенные
Степень окисления	Ст. ок. равна номеру группы	Ст. ок. равна номеру группы <i>N</i> или <i>N</i> -2	Разная, отличающаяся на 1, обычная +2 или +3

Строение и свойства соединений d-элементов зависят от степени окисления металла

Степень окисления элемента	Низшая +1,+2	Промежуточная +3,+4	Высшая +4,+5,+6,+7,+8
Свойства соединений	Основные, восстановительные	Амфотерные, окислительно-восстановительные	Кислотные, окислительные
Тип связи	Ионный	Ковалентно-полярный	Преимущественно ковалентный
Примеры	Mo^{2+} , V^{2+} , Mn^{2+} , Cu^+ , Fe^{2+}	Mo^{3+} , Mn^{4+} , Cr^{3+} , Fe^{3+}	Mo^{6+} , V^{5+} , Mn^{7+} , Cr^{6+}

Оксиды и гидроксиды d-элементов

Переходные металлы реагируют с кислородом, образуя оксиды (искл. Ag, Au). Почти все они нерастворимы в воде, черного или иного цвета. Обладают заметной ковалентностью связей.



Оксид железа (II) FeO ,
магнитный железняк (магнетит) Fe_3O_4
и красный железняк (гематит) Fe_2O_3 (в чашке).



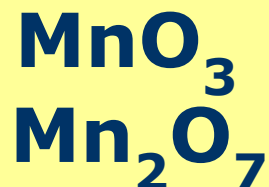
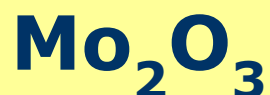
Оксид хрома Cr_2O_3

Гидроксиды переходных металлов получают добавлением щелочей к растворам, содержащим соответствующие ионы металла. Цвет образующегося осадка часто используют для идентификации присутствующего металла. Все осадки гелеобразны вследствие гидратации и обладают основными свойствами. Некоторые амфотерны, а некоторые образуют растворимые комплексы с аммиаком:

<i>Осадок</i>	<i>Цвет</i>	<i>Реакция</i>	
		<i>с NaOH (водн.)</i>	<i>с NH₃ (водн.)</i>
Cr(OH)₃	зеленый	CrO₃³⁻	-
Mn(OH)₂	бежевый	-	-
Fe(OH)₂	зеленый	-	-
Fe(OH)₃	ржавый	-	-
Co(OH)₂	розовый	[Co(OH)₄]²⁻	[Co(NH₃)₆]²⁺
Ni(OH)₂	зеленый	-	[Ni(NH₃)₄]²⁺
Cu(OH)₂	голубой	-	[Cu(NH₃)₄]²⁺
Zn(OH)₂	бесцветный	[Zn(OH)₄]²⁻	[Zn(NH₃)₄]²⁺

Свойства соединений d-элементов

С ростом степени окисления атома металла кислотные свойства соответствующих соединений усиливаются:



*Основные
свойства*

*Амфотерные
свойства*

*Кислотные
свойства*

Усиление кислотных свойств



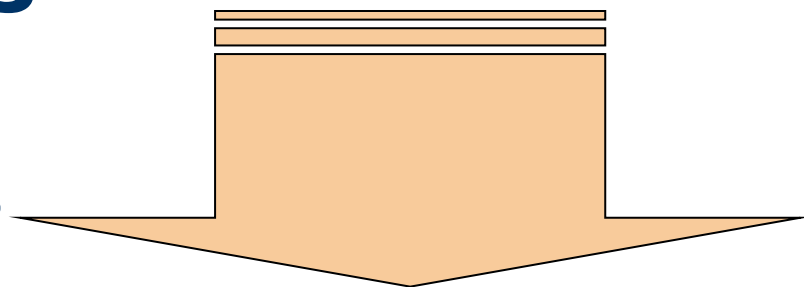
В пределах одной подгруппы для гидроксидов и оксидов d-элементов в одинаковой степени окисления характерно
увеличение основных свойств:

Группа IIIB



Слабое
основание

Сильное
основание



**В периоде кислотные свойства
гидроксидов в высшей степени
окисления металла усиливаются:**



Усиление кислотных свойств

