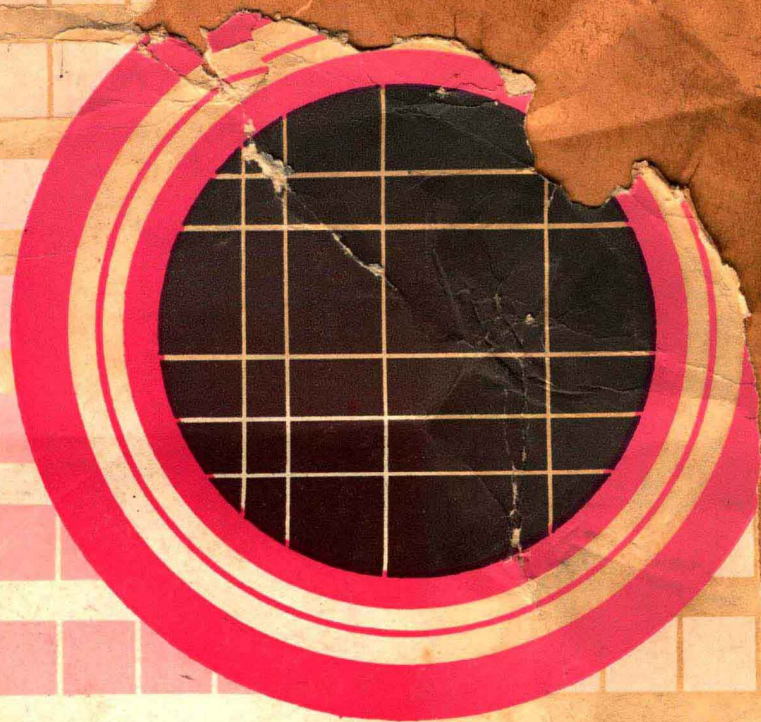


先昌 周兆兴

勇 汪麟书



中学

化学知识表解

湖北教育出版社

中学化学知识表解

杨先昌 周兆兴 编
汪 勇 汪麟书

湖北教育出版社

前 言

本书是根据全日制《中学化学教学大纲》及现行中学化学课本编写的。它以表格的形式对中学化学知识进行了提炼、归纳、对比。在编写中我们力求做到重点突出、条理清晰、表达简明，以使读者能掌握知识的全貌及各部分知识间的联系。

本书可供中学生及自学青年学习化学之用，对中学化学教师备课和指导学生复习也有一定的参考作用。

编 者

1986年2月

目 录

第一章 基本概念	1
〔1—1〕 组成物质的微粒	1
〔1—2〕 原子和分子比较	1
〔1—3〕 原子和离子比较	1
〔1—4〕 元素和原子比较	2
〔1—5〕 元素符号上附加数字或标记所表示的意义	2
〔1—6〕 化学式	2
〔1—7〕 无机物的分类	3
〔1—8〕 表示物质的化学量	4
〔1—9〕 表示化学变化的方法	4
〔1—10〕 无机化学反应的分类	5
〔1—11〕 化合反应的一般规律	5
〔1—12〕 分解反应的一般规律	6
〔1—13〕 置换反应的一般规律	6
〔1—14〕 复分解反应的一般规律	7
〔1—15〕 氧化-还原反应类型	8
第二章 基本理论	9
〔2—1〕 原子的组成	9
〔2—2〕 核外电子运动状态	9
〔2—3〕 核外电子排布规律	10
〔2—4〕 电子层可容纳电子的最大数目	10
〔2—5〕 表示元素原子和离子电子层结构的方法	10
〔2—6〕 原子的结合——化学键	11
〔2—7〕 共价键与分子间作用力比较	11
〔2—8〕 简单类型分子的极性	12
〔2—9〕 晶体的结构与晶体的性质关系	12
〔2—10〕 两种同素异形体	13
〔2—11〕 元素周期表的结构	13
〔2—12〕 元素周期表根据原子的电子层结构分区	13
〔2—13〕 元素的基本性质	14
〔2—14〕 元素原子电子层结构的周期性变化与元素性质递变规律的关系	14
〔2—15〕 影响化学反应速度的因素	15
〔2—16〕 化学平衡及外界条件对它的影响	15
〔2—17〕 分散系的种类与性质	16
〔2—18〕 胶体的特性和凝聚方法	16
〔2—19〕 溶解度	17
〔2—20〕 溶液浓度的表示方法	17
〔2—21〕 金属导电与电解质导电的比较	18

【2—22】 电解质与非电解质	18
【2—23】 电离与电解的区别	18
【2—24】 强、弱电解质的比较	19
【2—25】 弱电解质相对强弱的表示方法	19
【2—26】 水的离子积和溶液的 pH 值	19
【2—27】 盐类的水解规律及影响因素	20
【2—28】 原电池、电解池与电镀池的比较	20
 第三章 元素及其化合物	22
【3—1】 非金属元素通性	22
【3—2】 卤族元素的结构与性质	23
【3—3】 几种重要固态非金属单质的结构和性质比较	24
【3—4】 卤素及其化合物间的相互关系图	25
【3—5】 硫及化合物间的相互关系图	25
【3—6】 硫在不同价态时的氧化性和还原性	25
【3—7】 氮及化合物间的相互关系图	26
【3—8】 磷及化合物间的相互关系图	26
【3—9】 碳及化合物间的相互关系图	26
【3—10】 单质气体性质比较	26
【3—11】 几种气态氢化物的结构和性质的比较	28
【3—12】 氯化氢和盐酸的比较	29
【3—13】 NH_3 与 NH_4^+ 的比较	29
【3—14】 二氧化氮、二氧化碳、二氧化硫的性质比较	30
【3—15】 一氧化碳、二氧化碳、二氧化硅的性质比较	30
【3—16】 盐酸、硫酸、硝酸的性质比较	31
【3—17】 铵盐与硝酸盐性质比较	32
【3—18】 碳酸钠、碳酸氢钠、硫酸氢钠、磷酸二氢钠的性质比较	33
【3—19】 金属元素通性	34
【3—20】 钠及化合物间的相互关系图	35
【3—21】 钙及化合物间的相互关系图	35
【3—22】 铝及化合物间的相互关系图	35
【3—23】 铁及化合物间的相互关系图	35
【3—24】 铜及化合物间的相互关系图	35
【3—25】 碱性氧化物、两性氧化物、过氧化物、复合氧化物的性质比较	36
【3—26】 氢氧化钠、氢氧化镁、氢氧化铝、氢氧化铁的性质比较	36
【3—27】 铁盐与亚铁盐性质的比较	37
【3—28】 Fe^{3+} 的有关反应	37
【3—29】 铜氨络离子和银氨络离子的性质比较	38
【3—30】 铜及其化合物的颜色反应	38
【3—31】 化学肥料	39
【3—32】 几种重要无机物的工业制法	40
 第四章 有机化合物	41
【4—1】 同系物和同分异构体	41

〔4—2〕 同分异构体的分类	41
〔4—3〕 有机化合物的分类及典型反应	42
〔4—4〕 甲烷、乙烯、乙炔、苯性质的比较	43
〔4—5〕 烃的含氮衍生物(硝基苯、苯胺、乙酰胺)性质的比较	45
〔4—6〕 单糖、二糖、多糖结构及性质的比较	45
〔4—7〕 氨基酸与蛋白质性质的比较	46
〔4—8〕 合成有机高分子	47
〔4—9〕 卤代烃和烃的含氧衍生物的代表物性质的比较	48
〔4—10〕 取代反应	50
〔4—11〕 加成反应	51
〔4—12〕 消去反应	51
〔4—13〕 酯化反应和酯的水解	51
〔4—14〕 氧化反应和还原反应	52
〔4—15〕 水解反应	53
〔4—16〕 显色反应	54
〔4—17〕 加聚反应和缩聚反应	54
〔4—18〕 裂化反应	55
〔4—19〕 各类有机物之间的相互关系	56
 第五章 化学计算	 57
〔5—1〕 根据分子式的计算	57
〔5—2〕 有关摩尔的计算	57
〔5—3〕 有关溶解度的计算	58
〔5—4〕 有关化学平衡的计算	59
〔5—5〕 有关电离度、电离常数和溶液 pH 值的计算	59
〔5—6〕 溶液浓度的计算	60
〔5—7〕 物质分子式的确定	60
〔5—8〕 关于化学方程式的计算	61
 第六章 化学实验	 62
〔6—1〕 常见仪器及使用	62
〔6—2〕 特殊药品的保存方法	63
〔6—3〕 物质的分离和提纯方法	64
〔6—4〕 溶液中杂质的除去方法	65
〔6—5〕 物质检验的类型	65
〔6—6〕 常见气体的检验	65
〔6—7〕 常见阳离子的检验	67
〔6—8〕 常见阴离子的检验	68
〔6—9〕 各类烃的检验	69
〔6—10〕 烃的衍生物的检验	69
〔6—11〕 各类糖的检验	70
〔6—12〕 常见气体的干燥	70
〔6—13〕 常见气体的实验室制法	70

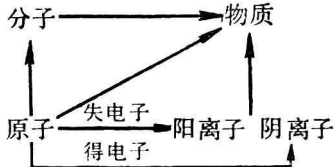
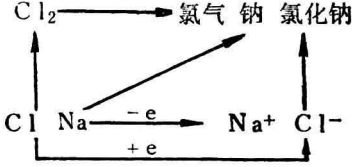
附表72

1. 常见物质的俗名及主要化学成分.....72

2. 石蕊、甲基橙、酚酞在各种滴定情况下的应用.....74

第一章 基本概念

〔1—1〕 组成物质的微粒

微粒	定义	实例
原子	化学变化中的最小微粒。	钠、氦气、碳等物质由原子直接构成。
分子	保持物质化学性质的一种微粒。	氯气、水、硫酸等物质由分子构成。
离子	带电的原子或原子团叫做离子。 带正电荷的离子叫阳离子，带负电荷的离子叫阴离子。	食盐、烧碱等物质由离子构成。
微粒间相互关系		

〔1—2〕 原子和分子比较

		分 子	原 子
不同点	在化学反应中的情况	不是化学反应中的最小微粒，在化学反应中可分成原子。	是化学反应中的最小微粒。
	构成情况	由原子构成。	由质子、中子和电子构成。
	种类数	目前已有几百万种。	目前已发现 107 种元素的原子，绝大多数元素有同位素。
相同点		都是很小的、肉眼看不见的、组成物质的微粒，都在不停地运动。	

〔1—3〕 原子和离子比较

	结构不同	电性各异	性质不同
原子	核外电子数等于核内质子数。	呈电中性。	例如金属钠呈银白色，化学性质很活泼，是强还原剂，跟水激烈作用，置换出氢气。
离子	核外电子数大于或小于核内质子数。	呈现电性(阳离子带正电荷，阴离子带负电荷)，是带电荷的原子(或原子团)。	例如钠离子无色，不是还原剂，化学性质很稳定，可在水中自由移动。

[1—4] 元素和原子比较

	元 素	原 子
区 别	1. 具有相同核电荷数的同一类原子; 2. 有“种类”之分, 没有“数量”、“大小”、“质量”的含义; 3. 物质是由元素组成的。	1. 是化学反应中的最小微粒; 2. 一种微观粒子。有“种类”之分, 又有“数量”、“大小”、“质量”的含义。 3. 是构成物质的一种微粒。
联 系	具有相同核电荷数的一类原子总称为一种元素。原子是体现元素性质的最小微粒。	
应用举例	我们可以说, “水是由氢元素和氧元素组成的”, 或者说“一个水分子是由两个氢原子和一个氧原子构成的”。而不能说“水分子是由两个氢元素和一个氧元素构成的”。	

[1—5] 元素符号上附加数字或标记所表示的意义

符 号	意 义
Cl	氯元素或一个氯原子。
2Cl	2 个氯原子。
Cl ₂	氯气的分子式, 氯气分子是由 2 个氯原子构成。
₁₇ Cl	氯原子的核电荷数为 17。
³⁵ Cl	氯原子的质量数为 35。
₁₇ ³⁷ Cl	质量数为 37 的氯原子(氯的一种同位素)。
Cl ⁻¹	氯元素的化合价为 -1。
Cl ⁻	氯离子, 表示氯离子带有一个单位的负电荷。

[1—6] 化学式

	定 义	举 例
最简式 (实验式)	用元素符号表示物质中原子个数的最简整数比的化学式。	氯化钠 NaCl 乙 炔 CH
分子式	用元素符号表示物质分子组成的式子。	氯化氢 HCl 乙炔 C ₂ H ₂
电子式	在元素符号周围, 用小黑点或其他记号表示原子的最外层电子数的图式。	氯化钠 Na ⁺ ($\ddot{\text{Cl}}:$) ⁻ 乙炔 H×C $\overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\text{C}}}$ ×C×H
结构式	用一条短线代表一对共用电子来表示分子中各原子的排列顺序和结合方式的式子。	乙炔 H—C≡C—H
结构简式	结构式的简写, 也称示性式。	乙炔 HC≡CH 乙酸 CH ₃ COOH

〔1—7〕 无机物的分类

分 类		举 例	组 成	分 类 依 据	一 般 命 名 法
单 质	金 属	Na、Mg、Cu	由金属元素的原子直接组成。	原子最外层电子数一般少于4个。	元素名称前加“金属”二字。如：金属钠。
	非金属	Cl ₂ 、S、C	气体非金属单质是由双原子分子组成。固体非金属单质由多原子分子或由原子直接组成。	原子最外层电子数一般多于4个。	气态单质称为某气，如氯气。固态单质直接称其元素名称，如：硫。
	惰性气体	He、Ne	由惰性元素的原子直接组成。	原子最外层电子数呈8个的稳定结构(He只有二个)。	直接由元素的名称命名为某气，如氦气。
化 合 物	氢 化 物	金属氢化物 NaH	由活泼金属元素和氢元素组成。	由活泼金属与H ₂ 直接化合而成，通常呈固态。	“氢化某”，如：氢化钠。
		非金属氢化物 HCl H ₂ S	由非金属元素和氢元素组成。	由非金属与H ₂ 化合而成，多呈气态。	一般称为“某化氢”如氯化氢。
	氧 化 物	碱性氧化物 CaO CuO	由氧元素和金属元素组成。	跟酸反应生成盐和水	金属氧化物大多是碱性氧化物，称为“氧化某”如氧化钙。非金属氧化物大多数是酸性氧化物，命名时常把各原子的个数读出，称“几氧化几某”，五氧化二磷。
		酸性氧化物 SO ₃ P ₂ O ₅	由氧元素和非金属或某些金属元素组成。	跟碱反应生成盐和水	
		两性氧化物 Al ₂ O ₃ ZnO	由氧元素和某些金属性较弱的元素组成。	既能跟酸反应又能跟碱反应，均生成盐和水。	
		不成盐氧化物 NO CO	由几种特殊的非金属与氧元素组成。	既不跟酸反应又不跟碱反应。	
	碱	可溶性碱 KOH Ba(OH) ₂	由金属离子和氢氧根离子组成。	电离时生成的阴离子全部是氢氧根离子。	“氢氧化某”或“氢氧化亚某”。如氢氧化钾、氢氧化亚铁。
		难溶性碱 Cu(OH) ₂ Fe(OH) ₂		碱 $\xrightarrow{\text{电离}}$ 金属离子 + OH ⁻	
	酸	含氧酸 H ₂ SO ₄ H ₃ PO ₄	氢原子和酸根组成。	酸根里含有氧。	一般根据分子里氢、氧两元素外的元素称“某酸”，如硫酸。 在氢的后面加上另一元素名称，称“氢某酸”，如氢氟酸。
		无氧酸 HF H ₂ S	酸根里不含氧。	酸根里不含氧。	
	两性氢氧化物	Al(OH) ₃ (H ₃ AlO ₃) Zn(OH) ₂ (H ₂ ZnO ₂)	由金属原子和氢氧根组成，也可看成是由氢原子和含氧酸根组成。	在水溶液中既能发生碱式电离，也能发生酸式电离。	一般称“氢氧化某”，也称“某酸”，如氢氧化铝(或铝酸)。
	盐	正盐 NaCl CuSO ₄	由金属离子和酸根离子组成。	电离时只生成金属离子和酸根离子。	含氧酸盐称“某酸某”，如硫酸铜。无氧酸盐称“某化某”如氯化钠。酸式盐在正盐名称前加“酸式”二字或“某酸氢某”如酸式硫酸钠或硫酸氢钠。碱式盐则在正盐名称前加“碱式”二字，如碱式氯化镁。 硫酸钾铝
		酸式盐 NaHSO ₄ NH ₄ HCO ₃	酸根中还含有氢原子。	电离时生成金属离子、酸根离子还有氢离子。	
		碱式盐 Cu ₂ (OH) ₂ CO ₃ Mg(OH)Cl	分子中除金属原子和酸根外还有氢氧根。	电离时生成金属离子、酸根离子和氢氧根离子。	
		复盐 KAl(SO ₄) ₂	由两种不同金属离子和一种酸根离子组成。	电离时生成两种金属离子和酸根离子。	
	络合物	Cu(NH ₃) ₄ SO ₄ Na ₃ AlF ₆	由内界络离子和外界离子组成，络离子由中心离子和配位体组成。	电离时能生成复杂的络离子。	硫酸四氨合铜(Ⅱ) 六氟合铝酸钠

〔1—8〕 表示物质的化学量

	原子量	分子量	物质的量	摩尔质量	气体摩尔体积	酸和碱的克当量
概念	以碳-12 (^{12}C) 原子的质量的1/12作为标准, 其它原子的质量跟它相比较所得的数值, 就是该种原子的原子量。它是没有单位的。	一个分子里各原子量的总和就是分子量。它没有单位。	摩尔是表示物质的量的单位, 每摩尔物质含有阿佛加德罗常数个微粒。阿佛加德罗常数约为 6.02×10^{23}	1 摩尔物质的质量叫做该物质的摩尔质量。单位是克/摩尔。	在标准状况下, 1 摩尔的任何气体所占的体积都约是 22.4 升, 这个体积叫做气体摩尔体积。单位是升/摩尔。	酸(碱)的克当量 $= \frac{\text{酸(碱)的摩尔质量}}{1 \text{ 摩尔酸(碱)所提供 } \text{H}^+ \text{ (OH}^-\text{) 的摩尔数}} \text{ (克)}$
计算关系						

〔1—9〕 表示化学变化的方法

表示方法	定义	实例	注意事项
化学方程式	用分子式来表示化学反应的式子。	$2\text{KClO}_3 \xrightarrow[\Delta]{\text{MnO}_2} 2\text{KCl} + 3\text{O}_2\uparrow$	不能随便臆造; 遵循质量守恒定律。
热化学方程式	表明反应所放出或吸收的热量的化学方程式。	$\text{C(固)} + \text{O}_2(\text{气}) = \text{CO}_2(\text{气}) + 94 \text{ 千卡}$ $\text{C(固)} + \text{H}_2\text{O}(\text{气}) \xrightarrow{\Delta} \text{CO}(\text{气}) + \text{H}_2(\text{气}) - 31.4 \text{ 千卡}$	在物质的右边注明固、液、气等状态; 如果反应条件是 25°C 和一个标准大气压, 可省略, 否则必须注明温度和压力。
离子方程式	用实际参加反应的离子符号来表示离子反应的式子。	$\text{Cu}^{2+} + \text{S}^{2-} = \text{CuS}\downarrow$ $\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$ $\text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ = \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$	两边各元素的原子个数和电荷数分别要相等。

〔1—10〕 无机化学反应的分类

实 例 类 型		按反应过程中元素有无电子得失或偏移来分	
		氧化-还原反应	非氧化-还原反应
从 反 应 形 式 上 来 分	化合 反应 $A + B = AB$	单质 ₁ + 单质 ₂ = 化合物 $\begin{array}{c} 2 \times e \\ \downarrow \quad \downarrow \\ \text{如 } 2Na + Cl_2 = 2NaCl \\ \text{单质} + \text{化合物}_1 = \text{化合物}_2 \\ \downarrow \quad \downarrow \\ \text{如 } Cl_2 + PCl_3 = PCl_5 \end{array}$	化合物 ₁ + 化合物 ₂ = 化合物 ₃ $NH_3 + HCl = NH_4Cl$ $PbO + SiO_2 \xrightarrow{\text{熔化}} PbSiO_3$
	分解 反应 $AB = A + B$	$\begin{array}{c} 2 \times e \\ \downarrow \quad \downarrow \\ 2AgBr \xrightarrow{\text{光}} 2Ag + Br_2 \\ 3 \times 2e \\ \downarrow \quad \downarrow \\ 2KClO_3 \xrightarrow[\Delta]{MnO_2} 2KCl + 3O_2 \uparrow \end{array}$	$2NaHCO_3 \xrightarrow{\Delta} Na_2CO_3 + H_2O + CO_2 \uparrow$
	置换 反应 $A + BC = AC + B$	$\begin{array}{c} 2e \\ \downarrow \quad \downarrow \\ Fe + CuSO_4 = FeSO_4 + Cu \\ (Fe + Cu^{2+} = Fe^{2+} + Cu) \\ \downarrow \quad \downarrow \\ Cl_2 + 2NaBr = 2NaCl + Br_2 \\ (Cl_2 + 2Br^- = 2Cl^- + Br_2) \end{array}$	
	复 分 解 反 应 $AB + CD = AD + CB$		酸 + 碱 = 盐 + 水 (中和反应) $HCl + NaOH = NaCl + H_2O$ 盐 ₁ + 酸 ₁ = 盐 ₂ + 酸 ₂ $BaCl_2 + H_2SO_4 = BaSO_4 \downarrow + 2HCl$ 盐 ₁ + 碱 ₁ = 盐 ₂ + 碱 ₂ $CuSO_4 + 2NaOH = Na_2SO_4 + Cu(OH)_2 \downarrow$ 盐 ₁ + 盐 ₂ = 盐 ₃ + 盐 ₄ $AgNO_3 + NaCl = AgCl \downarrow + NaNO_3$

〔1—11〕 化合反应的一般规律

规 律	实 例	说 明
金属 + 非金属 → 无氧酸盐	$2Na + Cl_2 = 2NaCl$	越活泼的金属 和 非金属, 越易化合, 生成的盐也越稳定。
金属 + 氧气 → 金属氧化物	$2Mg + O_2 \xrightarrow{\text{点燃}} 2MgO$	金属越活泼, 越易和氧化合。碱金属在氧气中燃烧还可生成过氧化物。
非金属 + 氧气 → 非金属氧化物	$4P + 5O_2 \xrightarrow{\text{点燃}} 2P_2O_5$	除卤素外, 非金属都能与氧化合。非金属越活泼, 越不易与氧化合。
碱性氧化物 + 水 → 碱	$CaO + H_2O = Ca(OH)_2$	只有溶于水的氧化物才能直接与水化合生成对应的碱。
酸性氧化物 + 水 → 酸	$SO_3 + H_2O = H_2SO_4$	只有溶于水的氧化物才能直接与水化合生成对应的酸。
酸性氧化物 + 碱性氧化物 → 含氧酸盐	$CaO + SiO_2 \xrightarrow{\Delta} CaSiO_3$	难溶于水的氧化物要在高温条件下才能化合。
酸 + 同一酸根正盐 → 酸式盐	$CaCO_3 + CO_2 + H_2O = Ca(HCO_3)_2$ $Ca_3(PO_4)_2 + 4H_3PO_4 = 3Ca(H_2PO_4)_2$	

[1—12] 分解反应的一般规律

物质类别	规 律	实 例	说 明
碱	氢氧化物→ 碱性氧化物 + 水	$\text{Cu}(\text{OH})_2 \xrightarrow{\Delta} \text{CuO} + \text{H}_2\text{O}$	难溶碱受热分解, 可溶性强碱受热不分解。
	氨水分解	$\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} = \text{NH}_3\uparrow + \text{H}_2\text{O}$	
酸	含氧酸→ 酸性氧化物 + 水	$\text{H}_2\text{CO}_3 = \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ $\text{H}_2\text{SO}_4 \xrightarrow{\Delta} \text{SO}_3\uparrow + \text{H}_2\text{O}$	含氧酸中, 弱酸较强酸易分解。
	硝酸分解放出氧气	$4\text{HNO}_3 \xrightarrow{\Delta} 4\text{NO}_2\uparrow + \text{O}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$	硝酸是强氧化性酸, 分解放出氧气。
盐	铵盐分解有氨气放出	$\text{NH}_4\text{Cl} \xrightarrow{\Delta} \text{NH}_3\uparrow + \text{HCl}$ $\text{NH}_4\text{HCO}_3 \xrightarrow{\Delta} \text{NH}_3\uparrow + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$	
	硝酸盐分解均有 氧气放出	$2\text{KNO}_3 \xrightarrow{\Delta} 2\text{KNO}_2 + \text{O}_2\uparrow$ $2\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \xrightarrow{\Delta} 2\text{CuO} + 4\text{NO}_2\uparrow + \text{O}_2\uparrow$ $2\text{AgNO}_3 \xrightarrow{\Delta} 2\text{Ag} + 2\text{NO}_2\uparrow + \text{O}_2\uparrow$	钾、钙、钠等活动金属的硝酸盐分解生成亚硝酸盐和氧气; 镁——铜的硝酸盐分解生成金属氧化物、二氧化氮和氧气; 汞、银的硝酸盐分解生成金属单质和二氧化氮、氧气。
	碳酸盐和碳酸氢盐分解均放出二氧化碳	$\text{CaCO}_3 \xrightarrow{\Delta} \text{CaO} + \text{CO}_2\uparrow$ $2\text{NaHCO}_3 \xrightarrow{\Delta} \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$	酸式碳酸盐较正盐易分解。难溶的碳酸盐较可溶性碳酸盐易分解。
	亚硫酸盐和亚硫酸氢盐分解均放出二氧化硫	$\text{CaSO}_3 \xrightarrow{\Delta} \text{CaO} + \text{SO}_2\uparrow$ $2\text{NaHSO}_3 \xrightarrow{\Delta} \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{SO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$	分解比碳酸盐稍难些, 其规律与碳酸盐类似。
	KMnO_4 和 KClO_3 分解均有 氧气放出	$2\text{KMnO}_4 \xrightarrow{\Delta} \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{MnO}_2 + \text{O}_2\uparrow$ $2\text{KClO}_3 \xrightarrow[\Delta]{\text{MnO}_2} 2\text{KCl} + 3\text{O}_2\uparrow$	氯酸钾比高锰酸钾分解难些, 常需要二氧化锰作催化剂。
	卤化银 → 银 + 卤素	$2\text{AgBr} \xrightarrow{\Delta} 2\text{Ag} + \text{Br}_2$ $2\text{AgI} \xrightarrow{\Delta} 2\text{Ag} + \text{I}_2$	卤化银见光或受热就能分解生成黑色的银粒。
氧化物	氧化汞→汞 + 氧气	$2\text{HgO} \xrightarrow{\Delta} 2\text{Hg} + \text{O}_2\uparrow$	

[1—13] 置换反应的一般规律

	规 律	实 例	说 明
有金属单质参加	金属 + 酸 → 盐 + 氢气	$\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{稀}) = \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\uparrow$ $\text{Fe} + 2\text{HCl} = \text{FeCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$	金属须比氢活泼; 酸须为非氧化性酸; 生成的盐须可溶; 铁在置换反应中均生成亚铁盐。
	金属 ₁ + 盐 ₁ → 金属 ₂ + 盐 ₂	$\text{Fe} + \text{CuSO}_4 = \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$ $\text{Cu} + \text{Hg}(\text{NO}_3)_2 = \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{Hg}$	活泼金属可以把活泼性比它差的金属从其盐溶液中置换出来; 生成的盐必须可溶。
	金属 + 水 → 碱 (氧化物) + 氢气	$2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH} + \text{H}_2\uparrow$ $3\text{Fe} + 4\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{高温}} \text{Fe}_3\text{O}_4 + 4\text{H}_2\uparrow$	金属须比氢活泼; 随着金属的活动性减弱, 反应所需温度渐高。
	铝热剂→ 金属 + 氧化铝	$8\text{Al} + 3\text{Fe}_3\text{O}_4 \xrightarrow{\text{高温}} 9\text{Fe} + 4\text{Al}_2\text{O}_3$	铝热剂是铝粉和金属氧化物的混和物。

规 律	实 例	说 明
有非金属单质参加	$\text{非金属}_1 + \text{盐}_1(\text{酸}_1) \rightarrow \text{盐}_2(\text{酸}_2) + \text{非金属}_2$ $\text{Cl}_2 + 2\text{KI} = 2\text{KCl} + \text{I}_2$ $\text{I}_2 + \text{H}_2\text{S} = 2\text{HI} + \text{S}\downarrow$ $2\text{F}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 4\text{HF} + \text{O}_2\uparrow$	非金属在水溶液中的置换顺序为： $\text{Cl} > \text{Br} > \text{I} > \text{S}$, $\text{O} > \text{S}$ 氟能把水中的氧置换出来。
	$\text{氢气} + \text{金属氧化物} \rightarrow \text{金属} + \text{水}$ $\text{H}_2 + \text{CuO} \xrightarrow{\Delta} \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$ $3\text{H}_2 + \text{WO}_3 \xrightarrow{\Delta} \text{W} + 3\text{H}_2\text{O}$	氢气作还原剂，必须在高温下进行。
	$\text{碳} + \text{氧化物} \rightarrow \text{金属(非金属)} + \text{CO}_2(\text{CO})$ $\text{C} + 2\text{CuO} \xrightarrow{\text{高温}} 2\text{Cu} + \text{CO}_2\uparrow$ $\text{C} + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{高温}} \text{H}_2 + \text{CO}$	碳作为还原剂的置换反应必须在高温下进行，生成物可为二氧化碳，也可为一氧化碳。

〔1—14〕 复分解反应的一般规律

规 律	实 例	反应发生的条件	反应趋于完成的条件
碱 + 酸 $\rightarrow$ 盐 + 水	$\text{NaOH} + \text{HCl} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$ $2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SiO}_3 = \text{Na}_2\text{SiO}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Cu}(\text{OH})_2 = \text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$	反应物之一是可溶性的；在溶液中进行。	严格地说，只有强碱与强酸反应才能趋于完成，否则因生成的盐水解而不能完成。
碱 + 盐 $\rightarrow$ 新碱 + 新盐	$2\text{NaOH} + \text{CuSO}_4 = \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$ $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{CuSO}_4 = \text{BaSO}_4\downarrow + \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow$ $2\text{NH}_4\text{Cl} + \text{Ca}(\text{OH})_2 \xrightarrow{\Delta} \text{CaCl}_2 + 2\text{NH}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$	除铵盐和氢氧化钙反应外，反应物必须都是可溶的，同时至少其中之一在溶液状态。	生成物之一或全部是沉淀。碱与铵盐反应生成的氨水在受热状况下，产生易挥发的氨气而趋于完成。
酸 + 盐 $\rightarrow$ 新酸 + 新盐	$\text{HCl} + \text{AgNO}_3 = \text{AgCl}\downarrow + \text{HNO}_3$ $2\text{HCl} + \text{CaCO}_3 = \text{CaCl}_2 + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{BaS} = \text{BaSO}_4\downarrow + \text{H}_2\text{S}\uparrow$ $2\text{HCl} + \text{Na}_2\text{SiO}_3 = \text{H}_2\text{SiO}_3\downarrow + 2\text{NaCl}$ $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NaCl} \xrightarrow{\text{微热}} \text{NaHSO}_4 + \text{HCl}\uparrow$ $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{NaAc} = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{HAc}$	当生成沉淀时，反应物应都是可溶性的；当有挥发性酸生成时，盐可以是不溶性的。 若无沉淀生成，由强酸可制弱酸，由不挥发性酸可制挥发性酸。	生成物之一是沉淀或是气体或是弱电解质，反应可趋于完成。
盐 + 盐 $\rightarrow$ 新盐 + 新盐	$\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CaCl}_2 = \text{CaCO}_3\downarrow + 2\text{NaCl}$ $\text{ZnSO}_4 + \text{BaS} = \text{ZnS}\downarrow + \text{BaSO}_4\downarrow$	反应物必须都是可溶性的，其中至少有一种在溶液状态。	生成物之一或都是沉淀才能趋于完成。
酸性氧化物 + 碱 $\rightarrow$ 盐 + 水	$\text{CO}_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{CaCO}_3\downarrow + \text{H}_2\text{O}$ $\text{SiO}_2 + 2\text{NaOH} \xrightarrow{\text{高温}} \text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	碱必须是可溶性的，酸性氧化物可以是气体，也可以是固体。	因为生成物之一是水，所以只要满足发生条件都可趋于完成。
碱性氧化物 + 酸 $\rightarrow$ 盐 + 水	$\text{CuO} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{CaO} + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$	碱性氧化物可溶于水，也可以不溶于水。	因为生成物之一是水，反应一般可趋于完成。

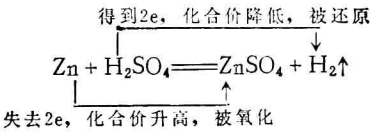
[1—15] 氧化-还原反应类型

类 型	实 例	说 明
氧化剂和还原剂只起单一作用	$\text{CuO} + \text{H}_2 \xrightarrow{\Delta} \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$ $4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 \xrightarrow{\Delta} 4\text{NO}\uparrow + 6\text{H}_2\text{O}$ $\text{Cl}_2 + 2\text{Fe}^{2+} = 2\text{Cl}^- + 2\text{Fe}^{3+}$	CuO 、 O_2 、 Cl_2 只起氧化作用， H_2 、 NH_3 、 Fe^{2+} 只起还原作用。
氧化剂和还原剂起多种作用 (部分氧化还原反应)	$\text{Cu} + 4\text{HNO}_3(\text{浓}) = \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{MnO}_2 + 4\text{HCl} \xrightarrow{\Delta} \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ $3\text{Cl}_2 + 8\text{NH}_3 = 6\text{NH}_4\text{Cl} + \text{N}_2\uparrow$	HNO_3 除起氧化剂作用外，还有一部分起酸的作用以生成盐。 HCl 和 NH_3 除起还原剂作用外还有一部分起酸或碱的作用以生成盐。
氧化剂或还原剂中有多种成分起作用	$\text{Fe}_3\text{O}_4 + 4\text{CO} \xrightarrow{\Delta} 3\text{Fe} + 4\text{CO}_2$ $4\text{FeS}_2 + 11\text{O}_2 \xrightarrow{\text{高温}} 2\text{Fe}_2\text{O}_3 + 8\text{SO}_2$	Fe_3O_4 里 Fe^{+2} 、 Fe^{+3} 都起氧化剂作用， FeS_2 里 Fe^{+2} 、 S^{-1} 都起还原剂作用。
氧化剂和还原剂是不同物质中的不同价态的同一种元素	$\begin{array}{c} \text{4e}^- \\ \downarrow \\ 2\text{H}_2\text{S} + \text{SO}_2 = 3\text{S}\downarrow + 2\text{H}_2\text{O} \\ \text{2e}^- \\ \downarrow \\ \text{Fe} + 2\text{FeCl}_3 = 3\text{FeCl}_2 \\ \text{e} \times 5 \\ \downarrow \\ \text{KClO}_3 + 6\text{HCl} = \text{KCl} + 3\text{Cl}_2\uparrow + 3\text{H}_2\text{O} \end{array}$	这类反应包括归中反应，即氧化剂和还原剂中高价和低价的同一元素反应后化合价处于中间价态。如所列反应中 $\text{S}^{+4} + \text{S}^{-2} \rightarrow \text{S}^0$ ， $\text{Fe}^0 + \text{Fe}^{+3} \rightarrow \text{Fe}^{+2}$ 。
氧化剂和还原剂共存于同一物质内(自身氧化还原反应)	$2\text{KMnO}_4 \xrightarrow{\Delta} \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{MnO}_2 + \text{O}_2\uparrow$ $\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{HClO} + \text{HCl}$ $3\text{S} + 6\text{KOH} \xrightarrow{\Delta} \text{K}_2\text{SO}_3 + 2\text{K}_2\text{S} + 3\text{H}_2\text{O}$	KMnO_4 、 Cl_2 、 S 既是氧化剂又是还原剂。这类反应包括了歧化反应。

在氧化-还原反应的化学方程式里，如果要标明电子转移的情况，有时使用“单桥”，有时使用“双桥”。

“单桥”一般用于表示氧化-还原反应里电子转移的方向和数目，并可确定反应物里哪种物质是氧化剂，哪种物质是还原剂。“单桥”上只标明电子转移的数目，不标其他。箭头指着氧化剂，表示电子转移的方向。

“双桥”用于表示氧化-还原反应里电子得失的情况，以及元素化合价变化的关系，说明哪种物质被氧化，哪种物质被还原。“双桥”上需要标明得到或失去多少电子，化合价降低或升高，以及某种物质是被还原或被氧化。“双桥”用在反应物和生成物之间，箭头指向生成物，说明发生氧化-还原反应的元素本身电子的得失情况。例如：



“单桥”和“双桥”都是表示氧化-还原反应里电子转移或得失情况，只是表示的形式不同。

第二章 基本理论

〔2—1〕 原子的组成

微粒及符号			质 量		所带电荷(电量)	相 互 关 系
			绝对质量	相对质量		
原 子 核	原子核	质子(Z)	1.6726×10^{-24} 克	1.007	1个单位正电荷 1.602×10^{-19} 库仑	质子数=核电荷数=原子序数
		中子(N)	1.6748×10^{-24} 克	1.008	不带电	中子数=原子质量数-质子数 $N=A-Z$
		电子(e)	9.110×10^{-28} 克	$\frac{1}{1837}$	1个单位负电荷 1.602×10^{-19} 库仑	原子的核外电子数 =核内质子数

〔2—2〕 核外电子运动状态

运动状态	意 义	表 示 方 法	说 明
电子层	根据电子能量不同, 通常运动的区域离核远近不同, 可将核外电子分成不同电子层排布。	n ; 1 2 3 4 5 6 7 符号: K L M N O P Q	1. 电子在核外运动, 离核距离按 K、L、M、N、O、P、Q... 顺序由近到远。 2. 各电子层能量: $E_K < E_L < E_M < E_N < E_O < E_P < E_Q < \dots$
电子亚层	同一电子层中, 电子的能量稍有不同, 电子云的形状也不相同, 所以可以把一个电子层分为一个或几个亚层。	用 s 、 p 、 d 、 f 等符号表示各亚层电子云形状: s 亚层: 电子云呈球形 p 亚层: 电子云呈纺锤形 d 亚层: 电子云较复杂 f 亚层: 电子云更复杂	1. 同一电子层上各电子能量的大小为: $E_{ns} < E_{np} < E_{nd} < E_{nf} < \dots$ 2. 不同电子的能量差异是由于电子云形状和伸展程度不同所致, 形状越复杂, 伸展程度越大, 离核越远, 能量越高。 3. 各电子层中的亚层数目等于该电子层数, 如第 M 层有 $3s$ 、 $3p$ 、 $3d$ 三个亚层。
电子云的伸展方向	各亚层中电子云的伸展方向不同, 它决定了各亚层中的轨道数。	s 电子云有一种伸展方向, ns 只有一个轨道。 p 电子云有三种伸展方向, np 有三个轨道。 d 电子云有五种伸展方向, nd 有五个轨道。 f 电子云有七种伸展方向, nf 有七个轨道。	1. 轨道是指把在一定的电子层上, 具有一定的形状和伸展方向的电子云所占据的空间。同一亚层中的不同轨道, 能量相同。如: $E_{2p_x} = E_{2p_y} = E_{2p_z}$ 2. 每一电子层中的轨道数为 n^2 。
电子的自旋	表示电子本身作自旋运动的状态。	沿顺时针方向自旋用“ $\uparrow$ ”表示, 沿逆时针方向自旋用“ $\downarrow$ ”表示。	电子的自旋只有顺、逆两种状态。

〔2—3〕 核外电子排布规律

规 律	含 义	说 明 及 举 例
泡利不相容原理	在同一个原子中，不可能有运动状态完全相同的两个电子存在。	如果两个电子处于同一轨道，那么这两个电子的自旋方向必定相反。换句话说，每一轨道中只能容纳两个自旋方向相反的电子。
能量最低原理	在通常状况下，核外电子总是尽先占有能量最低的轨道，只有当能量最低的轨道占满后，电子才依次进入能量较高的轨道。	对于多电子原子，由于各电子间存在相互作用，因而产生能级交错现象，其关系是： $E_{ns} < E_{(n-2)f} < E_{(n-1)d}$ ($n \geq 4$) 如钾原子的电子排布式是 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ 而不是 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^1$
洪特规则	在同一亚层中的各个轨道上，电子的排布尽可能分占不同的轨道，而且自旋方向相同。 特例：对于同一电子亚层，当电子排布为全充满、半充满或全空时，比较稳定。	例如：氮原子核外电子的轨道表示式为： $1s$ ↑↓ $2s$ ↑↓ $2p$ ↑ ↑ ↑ 铬原子的电子排布式是： $Cr 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$ (3d 亚层半满) 铜原子的电子排布式是： $Cu 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$ (3d 亚层全满)

〔2—4〕 电子层可容纳电子的最大数目

电 子 层 (n)	K (1)	L (2)	M (3)	N (4)
电 子 亚 层	s	s p	s p d	s p d f
亚层中的轨道数	1	1 3	1 3 5	1 3 5 7
亚层中的电子数	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14
每个电子层中可容纳电子的最大数目 ($2n^2$)	2	8	18	32

〔2—5〕 表示元素原子和离子电子层结构的方法

微粒名称	原子结构示意图	电子式	电子排布式	轨道表示式
钠原子		Na•	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	$1s$ ↑↓ $2s$ ↑↓ $2p$ ↑↓ ↑ $3s$ ↑
钠离子		Na ⁺	$1s^2 2s^2 2p^6$	$1s$ ↑↓ $2s$ ↑↓ $2p$ ↑↓ ↑↓
氯原子		•Cl:	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	$1s$ ↑↓ $2s$ ↑↓ $2p$ ↑↓ ↑↓ $3s$ ↑↓ $3p$ ↑↓ ↑
氯离子		$[:\ddot{Cl}:]^-$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	$1s$ ↑↓ $2s$ ↑↓ $2p$ ↑↓ ↑↓ $3s$ ↑↓ $3p$ ↑↓ ↑↓