

大学化学基础

南京中医药大学翰林学院药学院基础化学教研室

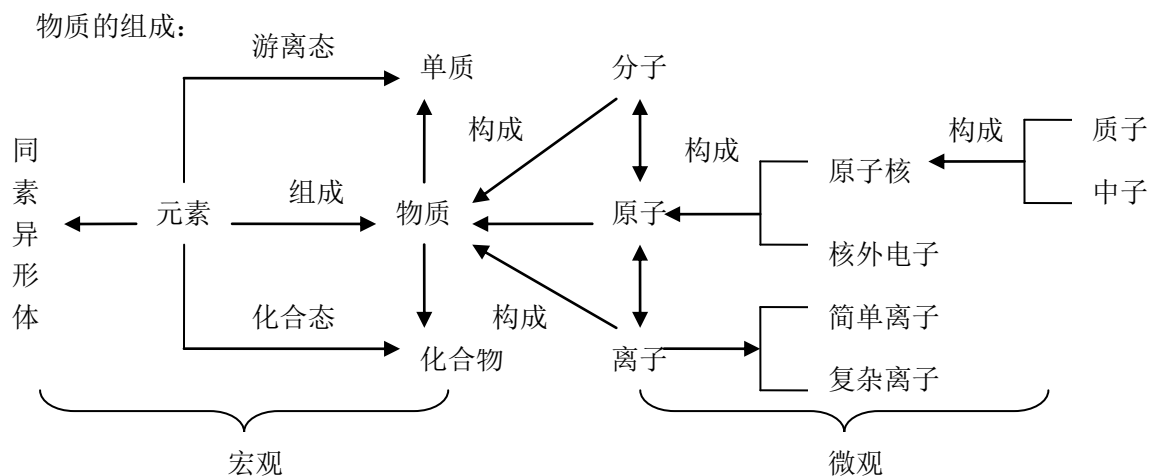
2019.7

目 录

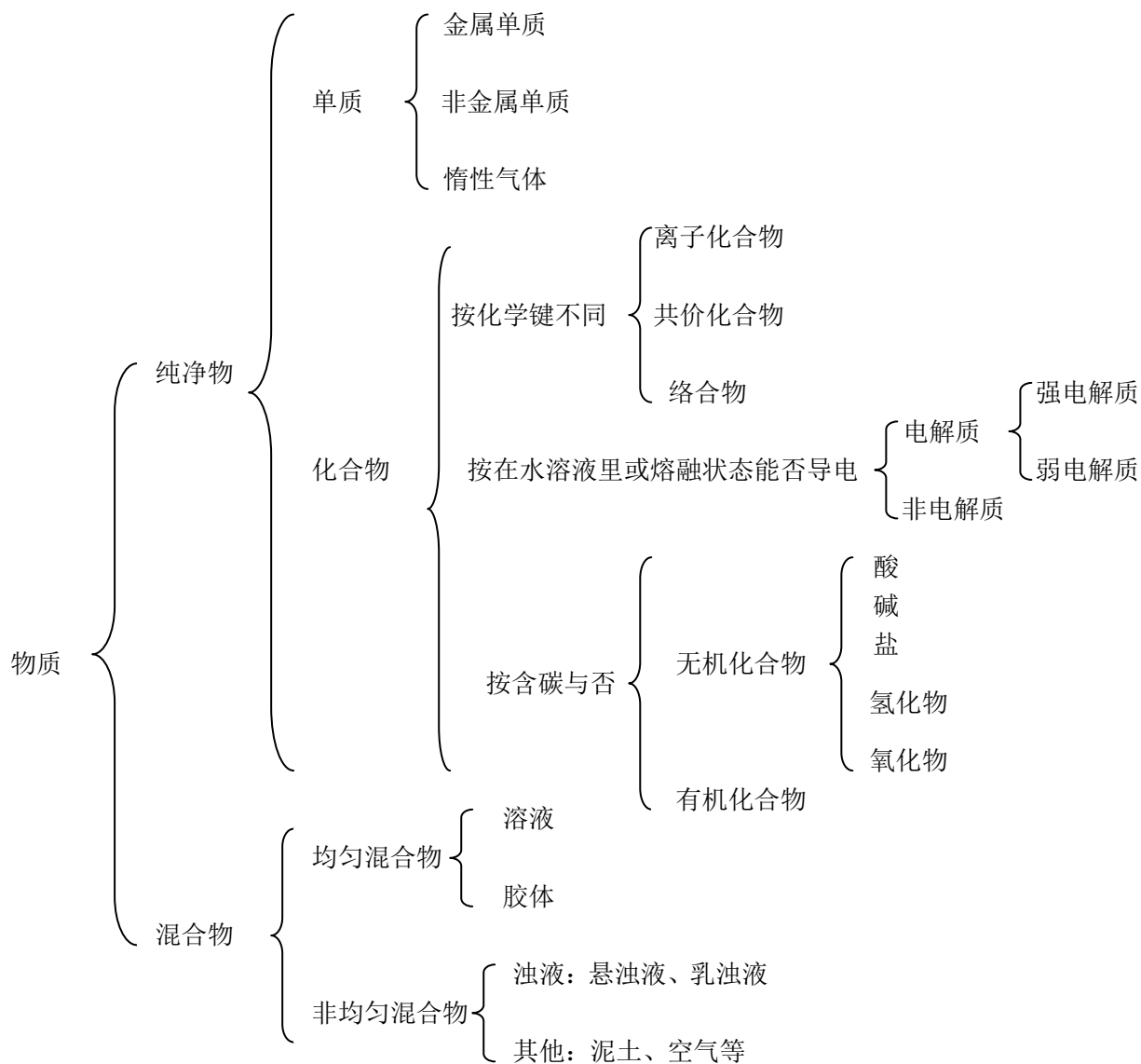
第一章	物质的组成和分类	2
第二章	化学用语与化学定律	9
第三章	化学常用计量	17
第四章	分散系	21
第五章	化学反应类型	27
第六章	物质的性质和变化	40

第一章 物质的组成和分类

知识概览



物质的分类：



知识详解

一、物质的组成

1.元素：宏观概念，说明物质的宏观组成，只论种类不论个数。

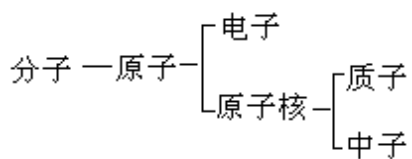
(1)**元素：**是具有相同核电荷数的一类原子的总称，常用元素符号表示。元素符号既表示一种元素，又可表示这种元素的一个原子。由核电荷数（即质子数）决定（如 $^{16}_8\text{O}$ 、 $^{17}_8\text{O}$ 、 $^{18}_8\text{O}$ 为同一种元素）。

(2)**元素含量：**①地壳中的元素由多到少是：O、Si、Al、Fe、Ca...；②海洋中的元素由多到少是：O、H、Cl、Na、Mg...；③人体中的元素由多到少是：O、C、H、N、Ca...；④大气中最大的元素是 N，其次是 O；⑤太阳上最多的元素是 H，其次是 He，还有 C、N、O 和多种金属元素；⑥地核中最多的元素是 Fe。

(3)**元素的简单分类**

元素的简单分类	对应原子最外层电子数	化学性质	元素示例	例外元素
金属元素	一般 1~3 个	较易失电子	Na、Mg	H、He
非金属元素	一般 4~7 个	较易得电子	O、Cl	C 较难得失电子
稀有气体元素	8 个（He 只有 2 个）	难于得失电子	Ne、Ar	He

2.分子、原子、离子、“基”、“根”、“碳正离子”：微观概念，说明物质的微观构成，既论种类又论个数



(1)**原子：**由质子数和中子数两者共同决定（如 ^1_1H 、 $^2_1\text{H}(\text{D})$ 、 $^3_1\text{H}(\text{T})$ 为同一种元素的不同原子）

①原子是化学变化中的最小粒子，确切地说，在化学反应中，原子核不变，只有核外电子发生变化；

②原子是组成某些物质(如金刚石、晶体硅等)和分子的基本粒子；

③原子是由更小的粒子构成的；

④原子的概念是古希腊哲学家德谟克利特从哲学的角度首先提出来的，1803 年英国化学家道尔顿提出了原子说，目前人类对原子结构的认识正在不断地深入。

注意：化学反应的本质就是原子的重新排列和组合。

(2)**分子：**分子是能够独立存在并保持物质化学性质的一种粒子，由原子的种类、个数及结合方式共同决定(如 O_2 、 O_3 ， H_2O 、 H_2O_2 ， CH_3COOH 、 HCOOCH_3 均为不同分子)

①分子是一种粒子，它同原子、离子一样是构成物质的基本粒子，如：水、氧气、干冰、蔗糖等就是由分子组成的物质；

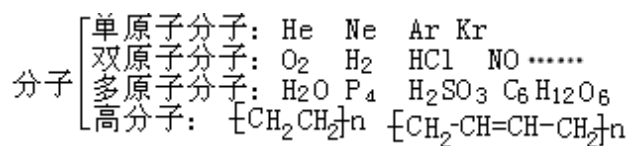
②分子有质量，其数量级约为 10^{-26}kg ；

③分子间有间隔，并不断运动着；

④同种分子的性质相同，不同种分子的性质不同；

⑤每个分子一般是由一种或几种元素的若干原子按一定方式通过化学键结合而成的；

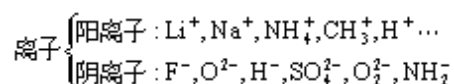
⑥按组成分子的原子个数，可把分子分成



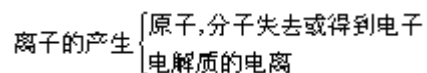
⑦分子间存在相互作用，此作用称作分子间作用力(又称范德华力)，它是一种较弱的作用力。

(3) **离子**: 离子是指带电荷的原子或原子团。由它的组成、结构及电荷数共同决定(如 MnO_4^- , MnO_4^{2-} 为不同离子)

①离子的种类:



②离子的生成途径:



③存在离子的物质: 离子化合物—— NaCl 、 CaC_2 、 $\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COONa}$ 等; 电解质溶液——盐酸、稀硫酸等; 金属晶体——钠、铁、铜等。

注意: 在金属晶体中只有阳离子，而没有阴离子。分子、原子、离子均是组成物质的基本粒子，是参加化学反应的基本单元，是化学研究的微观对象。

3. 分子、原子、离子的比较

微粒	概念	构成物质的类别及部分代表物
原子	化学变化中最小的微粒	1. 少数非金属单质: 金刚石、晶体硅等 2. 某些非金属化合物: 二氧化硅等
分子	保持物质化学性质的一种微粒	1. 非金属单质: 氧气、氢气、稀有气体等 2. 非金属氢化物、酸酐、含氧酸、有机物等
离子	原子失去或得到电子得到的带电的微粒	金属氧化物、强碱、大多数盐

4. 阴阳离子与自由基团

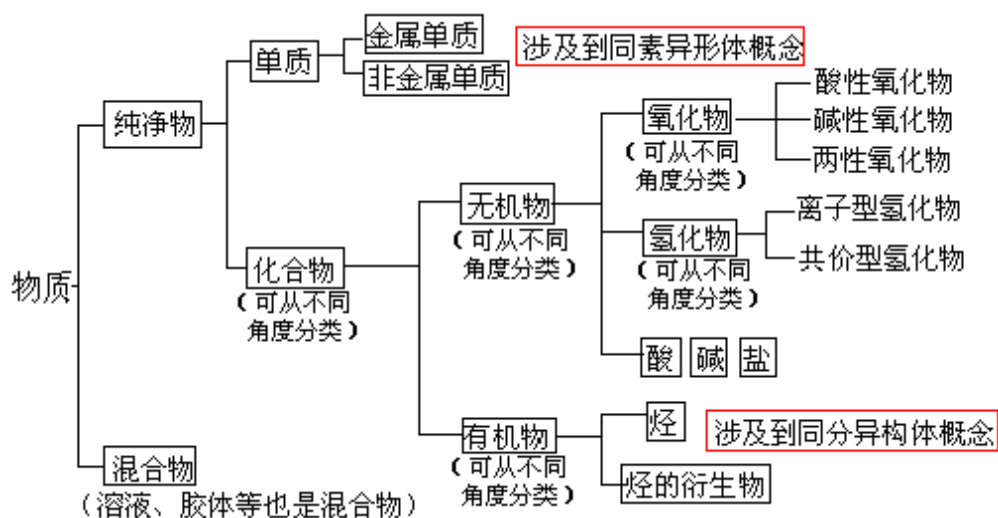
	离子	基团
定义	带电的原子或原子团	化学中对原子团和基的总称
区别	带有正电荷或负电荷	不带电，为缺电子物质，呈电中性
联系	两者通过得失电子可以互相转化	
实例	OH^- NO_2^- Cl^- CH_3^+	$-\text{OH}$ $-\text{NO}_2$ $-\text{Cl}$ $-\text{CH}_3$

5. 同素异形体与同位素、同系物、同分异构体的区别

	内涵	对象	分子式	结构	性质
同位素	质子数相同、中子数不同的核素（原子）互称为同位素	核素（原子）	符号表示不同，如 H、D、T	电子排布相同，原子核结构不同	物理性质不同、化学性质相同
同素异形体	同一元素组成的不同单质，称这种元素的同素异形体	单质	元素符号表示相同，分子式可不同，如石墨与金刚石、O ₂ 与O ₃	单质的组成或结构不同	物理性质不同，化学性质相似
同系物	结构相似，分子组成相差一个或若干个 CH ₂ 原子团的有机物，互称为同系物	有机化合物	不同	结构相似，官能团类型与数目相同	物理性质不同，化学性质相似
同分异构体	分子式相同、结构不同的化合物互称为同分异构体	有机化合物	相同	不同	物理性质不同，化学性质不一定相同

二、物质的分类

1. 按组成性质分类



2. 按微粒间成键种类分类

将化合物分为共价化合物如 CO₂、SiO₂ 和离子化合物如 NaCl、NH₄Cl。

3. 按能否电离来分类

将化合物分为电解质和非电解质，电解质又分为强电解质和弱电解质。

4. 纯净物

(1)有固定组成：如 Fe_3O_4 。

易错点：由同种元素组成的物质不一定是纯净物，例如：金刚石和石墨混合为混合物；由同种原子组成的物质不一定是纯净物，例如 $^{16}\text{O}_2$ 和 $^{16}\text{O}_3$ 混合为混合物。

(2)有固定熔沸点：如玻璃无固定熔点，为混合物。

(3)结晶水合物都是纯净物，例如：明矾 ($\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$)、胆矾 (即蓝矾 $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$)、绿矾 ($\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$)、芒硝 ($\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$)、生熟石膏 ($\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ 、 $2\text{CaSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$) 等；要熟记一些重要物质的化学成分、俗名、用途，明确它们的物质分类。

5. 混合物：常见的混合物包括

(1)高分子化合物 (如蛋白质、淀粉、纤维素、聚合物等)；

(2)分散系 (包括溶液、胶体、浊液)；

(3)同分异构体间的混合体 (如二甲苯总是混合物，含邻、间、对三种)；

(4)同素异形体间的混合体；

(5)其他：①氨水、氯水、王水、天然水、硬水、软水、水玻璃、福尔马林、盐酸、浓硫酸；

②爆鸣气、水煤气、天然气、焦炉气、高炉煤气、石油气、裂解气、空气；③钢、生铁、普钙、漂白粉、碱石灰、黑火药、铝热剂、水泥、铁触媒、玻璃、煤；④煤焦油、石油及其各种馏分、植物油和动物油。

6. 氢化物：由氢和另一种元素形成的化合物。

一般由非金属元素形成的氢化物，其固体属分子晶体，熔点较低，常温呈气态，称气态氢化物；碱金属及碱土金属(II A)与氢形成的氢化物则属于离子型氢化物，其中氢元素为-1价；非金属氢化物即常提的气态氢化物 (包括水)，都是分子晶体；而金属氢化物常见的有氢化钠、氢化钙等，都是离子晶体。

7. 氧化物：由氧和另一种元素形成的化合物。根据其性质可进一步分为

(1)碱性氧化物：与酸反应生成盐和水的氧化物，一般低价金属氧化物，特别是活泼金属氧化物(I A、II A 族)属于此类氧化物；

(2)酸性氧化物：与碱反应生成盐和水的氧化物，一般非金属氧化物，特别是高价非金属氧化物(CO_2 、 SO_2 、 SO_3)和高价金属氧化物(Mn_2O_7 、 CrO_3)属于此类氧化物；

(3)两性氧化物：既能跟酸起反应又能跟碱起反应，生成盐和水的氧化物，如 Al_2O_3 、 ZnO 、 BeO 等；

(4)注意：

①酸性氧化物、碱性氧化物(包括两性氧化物)的对应(化合价一致)水化物是含氧酸或碱；

②少数几种氧化物如 CO 、 NO 等，既不能跟酸，也不能与碱反应生成盐和水，叫做不成盐

氧化物:

③酸性氧化物、碱性氧化物分别可以看成是含氧酸、碱失去水的剩余部分, 又称酸酐, 酸酐(其中相应元素 R 的化合价相同), 如 SO_3 是硫酸的酸酐, SO_2 是亚硫酸的酸酐, N_2O_5 是硝酸的酸酐, 至于 NO_2 既不是硝酸也不是亚硝酸的酸酐;

④通常的氧化物中氧元素的化合价为-2 价, 氧元素和碱金属、某些碱土金属还能形成化合价为-1 价的过氧化物, 如 Na_2O_2 和 BaO_2 , 以及超氧化物, 如 KO_2 ;

(5)酸性氧化物和酸酐的关系: 酸性氧化物都是酸酐, 例如 SO_2 是 H_2SO_3 的酸酐; 酸酐不一定是酸性氧化物, 例如乙酸酐不是酸性氧化物; 多种酸可以对应同一酸酐, 例如磷酸和偏磷酸的酸酐都是 P_2O_5 , 硅酸和原硅酸的酸酐都是 SiO_2 ;

(6)酸性氧化物和碱性氧化物分别与非金属氧化物、金属氧化物的对应关系:

①酸性氧化物不一定是非金属氧化物, 例如: Mn_2O_7 等; 非金属氧化物也不一定是酸性氧化物, 例如: CO 、 NO 、 NO_2 等; 对于 NO_2 , 和碱发生歧化反应, 生成盐和水, 仅是非金属氧化物, $2\text{NO}_2 + 2\text{NaOH} = \text{NaNO}_2 + \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$;

②碱性氧化物都是金属氧化物; 金属氧化物不一定是碱性氧化物, 例如: Mn_2O_7 、 Al_2O_3 ;

(7)氧化物还可分为: 普通氧化物、过氧化物、超氧化物、臭氧化物, 例如: K_2O 、 K_2O_2 、 KO_2 、 KO_3 ;

(8)酸性氧化物一定不和酸反应是错误的, 例如: $\text{SiO}_2 + 4\text{HF} = \text{SiF}_4\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ 。

8. 酸: 由氢和酸根组成, 与碱反应生成盐和水, 酸是一种电解质, 在电离时生成酸根阴离子, 其阳离子全部都是氢离子。

(1)按组成成分无氧酸(酸根不含氧元素), 它们是酸性气态氢化物水溶液, 称氢某酸, 如氢氯酸 HCl (俗称盐酸), 氢碘酸 HI 、氢硫酸 H_2S 、氢氰酸 HCN 等; 含氧酸(酸根中含氧元素)称某酸如硫酸 H_2SO_4 、硝酸 HNO_3 , 有不同变价的按其化合物称高氯酸 HClO_4 、氯酸 HClO_3 、亚氯酸 HClO_2 、次氯酸 HClO ;

相同元素、且成酸价态相同的酸还可按酸分子中失水情况分正酸和偏酸, 如 H_3PO_4 为磷酸, HPO_3 为偏磷酸; H_4SiO_4 为原硅酸, H_2SiO_3 为硅酸; H_3AlO_3 为铝酸, HAlO_2 为偏铝酸等;

(2)按其性质不同可分

①强酸与弱酸: 按相同条件同浓度下的电离度区分。常见酸的强弱如下

强酸: HClO_4 、 H_2SO_4 、 HNO_3 、 HCl 、 HBr 、 HI ; 中强酸: H_2SO_3 、 H_3PO_4 ; 弱酸: HF 、 CH_3COOH 、 H_2CO_3 、 H_2S 、 HClO 、 HAlO_2 、 H_2SiO_3 ;

②挥发性酸又称低沸点酸如 HCl 、 HF 、 HBr 、 HI 、 HNO_3 、 H_2S ; 不挥发性酸又称高沸点酸如 H_2SO_4 、 H_3PO_4 ; 另有某些不稳定含氧酸如 H_2SO_3 、 H_2CO_3 、 HClO , 只存在于水溶液中;

③氧化性酸和非氧化性酸, 这是根据酸根阴离子在化学反应中的氧化性与非氧化性划分的, 酸中的 H^+ 都有氧化性; 常见的氧化性酸有硝酸、浓硫酸和次氯酸, 非氧化性酸如盐酸、氢

氟酸、磷酸。

注意：酸性强弱和氧化性强弱之间没有联系和因果关系，如次氯酸 HClO 是强氧化性弱酸。

9. 碱：由金属和氢氧根组成(氨水 $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ 除外)，且与酸反应生成盐和水，它电离生成的阴离子全部是氢氧根。

可以按性质分为强碱与弱碱，也可以按溶解性分为可溶性碱和难溶碱。如： KOH 、 NaOH 、 $\text{Ba}(\text{OH})_2$ 为可溶性强碱； $\text{Ca}(\text{OH})_2$ 为微溶性强碱； $\text{Fe}(\text{OH})_2$ 、 $\text{Fe}(\text{OH})_3$ 、 $\text{Cu}(\text{OH})_2$ 为难溶性弱碱； $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ 为可溶性弱碱。

常用四大强碱：氢氧化钠、氢氧化钾、氢氧化钡、氢氧化钙。

10. 盐：由金属(或 NH_4^+)离子与酸根组成的化合物。

仅由金属与酸根组成的盐叫正盐，如 Na_2SO_4 、 K_3PO_4 ；如组成中还有氢元素，即有酸根的为酸式盐，如 NaHSO_4 、 NaHCO_3 、 $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ ；除金属和酸根外还有氢氧根为碱式盐，如 $\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$ 、 $\text{Mg}(\text{OH})\text{Cl}$ 等，一般碱式盐的水溶性较差；在电离时产生两种阳离子和一种酸根离子的盐是复盐，如 $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ 、 $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$ 、 $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ 。

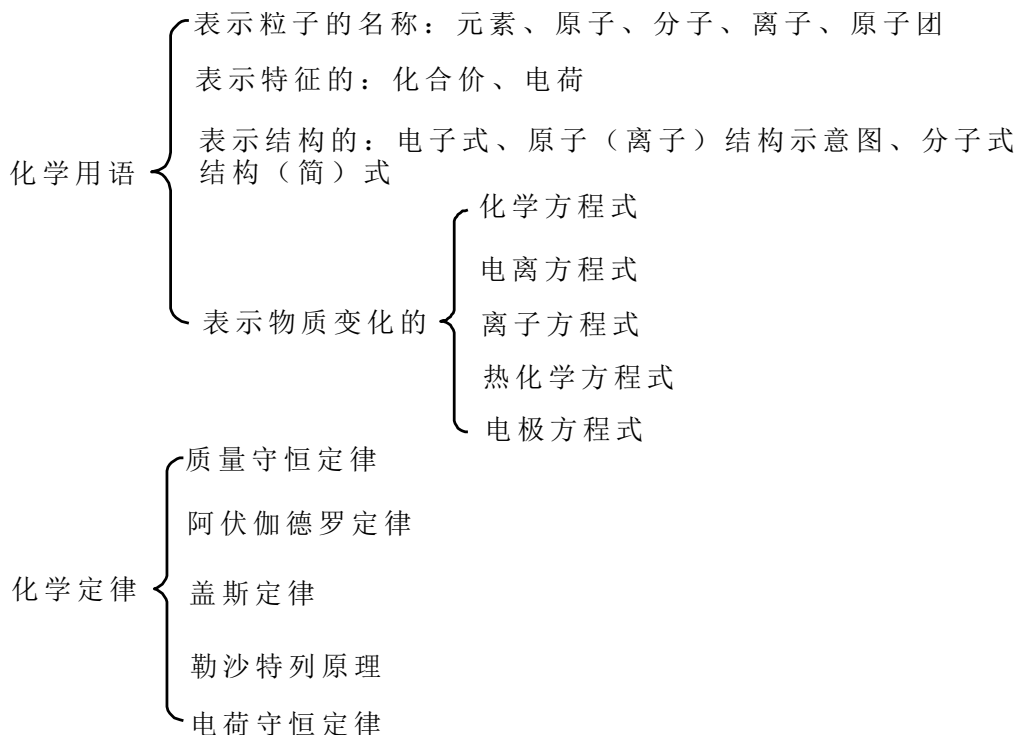
酸式盐注意强酸酸式盐和弱酸酸式盐的电离区别，例如 $\text{NaHSO}_4 = \text{Na}^+ + \text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$ ，而 $\text{NaHCO}_3 = \text{Na}^+ + \text{HCO}_3^-$ ；碱式盐掌握碱式碳酸铜 $\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$ 、碱式氯化镁 $\text{Mg}(\text{OH})\text{Cl}$ ；复盐掌握明矾 $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ 和光卤石 $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ ，注意冰晶石 Na_3AlF_6 不是复盐。

11. 络合物：含有络离子的化合物属于络合物，例如络盐 $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ 、络酸 $\text{H}_2[\text{PtCl}_6]$ 、络碱 $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$ 等；也指不带电荷的络合分子，例如 $[\text{Fe}(\text{SCN})_3]$ 、 $[\text{Co}(\text{NH}_3)_3\text{Cl}_3]$ 等。配合物又称络合物。

12. 其它常见的无机化合物，如 Mg_3N_2 、 CaC_2 一般不称盐类而属于氮化物、碳化物。

第二章 化学用语与化学定律

知识概览



知识详解

化学用语使我们能规范地表示微粒的名称，了解微粒的各种特征，而且还可以反映化学反应前后物质的变化。

化学定律是化学反应普遍遵循的定律与原理，掌握化学定律有助我们了解化学学科的特点，使学习更具系统性和规律性。

在十九世纪初期，随着越来越多化学元素的发现和各国间科学文化交流的日益扩大，化学家们开始意识到有必要统一化学元素的命名。瑞典化学家贝齐里乌斯首先提出用拉丁文来统一命名化学元素，从此改变了化学元素命名上的混乱状况。化学元素的拉丁文名称，都有一定的含义，或是为了纪念发现的地点、发现者的祖国，或是为了纪念某位科学家，或是借用了星宿名和神名，或是为了表示元素的某一特性。

一、表示物质组成的化学用语

1. 元素符号

现在，国际上通常用元素拉丁名称的第一个字母的大写来表示元素，如几种元素的第一个字母相同时，则在第一个字母后加上元素名称中另一个字母（小写）以区别，如钙（Ca）、钴（Co）、铜（Cu）等。元素符号宏观上表示一种元素，微观上表示该元素的一个原子。

2. 化学式

常见的物质微粒包括原子、分子、离子、原子团和自由基等，这些名称的粒子均可以用元素符号及其组合来表示。用元素符号表示单质或化合物组成的式子称为**化学式**。化学式又分为分子式、实验式、结构式、结构简式等。离子化合物的化学式表示离子晶体中阴、阳离子最简单的整数比，如 KCl 表示 K^+ 与 Cl^- 的个数比为 1:1。共价化合物的化学式有的表示物质分子组成，有的表示物质中原子个数比。如 HI 表示一个碘化氢分子， SiO_2 表示晶体中 Si 原子与 O 原子的个数比为 1:2。某些固体非金属单质和所有金属单质组成和结构比较复杂，它们的化学式只用元素符号表示，如铜 (Cu)，硫 (S)，碳 (C) 等。

3. 分子式

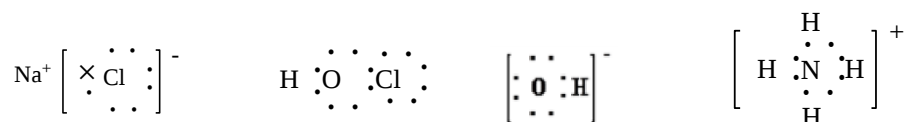
表示物质的分子组成，一般是最简式的整数倍，如乙烷的分子式为 C_2H_6 ，最简式为 CH_3 。四大晶体中，只有分子晶体有分子式，如 NaCl 是化学式，不是分子式。

4. 实验式

表示化合物中各元素原子最简个数比的式子。在有机化合物中经常会出现不同的化合物具有相同的实验式，如苯 (C_6H_6)、乙炔 (C_2H_2)、苯乙烯 (C_8H_8) 具有相同的最简式 CH 。

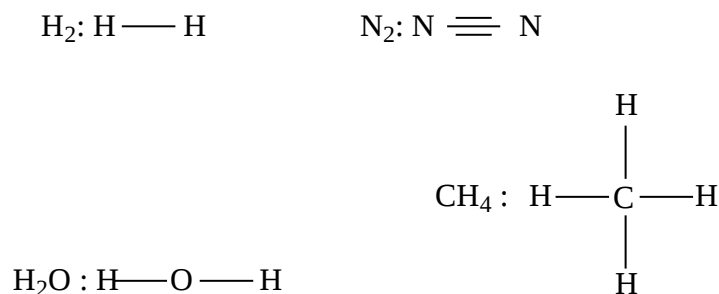
5. 电子式

在元素符号周围用“·”或“×”表示其最外层电子数的式子。用电子式表示阴离子、复杂的阳离子时用 [] 括起来，电荷数标在右上角。书写时，简单阳离子的电子式直接用其离子符号表示，如 Al^{3+} 、 Mg^{2+} 等；简单阴离子的电子式是其元素符号周围有 8 个（或 2 个）圆点外加 [] 及电荷，如 Cl^- 、 S^{2-} 等；离子化合物的电子式是由相应离子电子式构成，如 NaCl ；共价化合物的电子式，如次氯酸；简单原子团的电子式，如 OH^- 、 NH_4^+ 。



6. 结构式

是用短线将分子中各原子按排列顺序和结合方式相互连接起来的式子。书写时，一对共用电子对画一根短线。



7. 结构简式

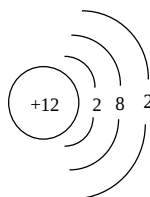
一般用于有机物，书写时把分子中的官能团表示出来，它可以把连接在相同原子上的相同结构累加书写，而不需要把所有的化学键都表示出来。

正庚烷： $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_5\text{CH}_3$ 新戊烷： $\text{C}(\text{CH}_3)_4$

8. 原（离）子结构示意图

用来表示原（离）子核外电子在各层上的排布的简图。

镁原子的结构示意图为下图所示：



此图表示镁原子核内有 12 个质子，弧线依次表示电子层为 K、L、M 层，弧线上数字表示各层上的电子数。

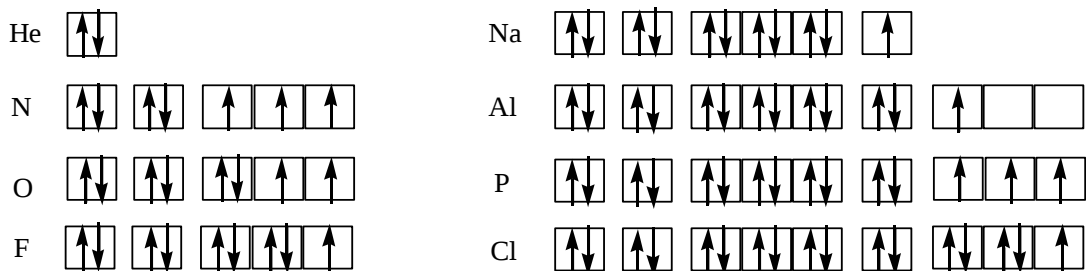
9. 电子排布式

表明原子核外各能级电子排布的式子。书写电子排布式必须遵守能量最低原理、泡利不相容原理和洪特规则。书写时，在相应能级的右上角标上相应电子数。为了避免电子排布式过于复杂，可以把内层电子达到稀有气体元素原子结构的部分以相应的稀有气体的元素符号外加方括号表示。

$\text{N}: 1s^2 2s^2 2p^3$ $\text{Na}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ $\text{Cl}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
 $\text{K}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ 或 $[\text{Ar}]4s^1$ $\text{Cr}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$ 或 $[\text{Ar}]3d^5 4s^1$

10. 轨道表示式

表示核外电子分层、分能级、分轨道排布规律以及电子自旋状态的式子。通常用“□”或“○”表示原子轨道，用“↑”、“↓”表示不同自旋状态的电子。每个方框或圆圈代表一个轨道，每个箭头代表一个电子。



二、表示化学变化的化学用语

1. 化学方程式

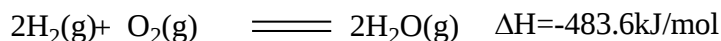
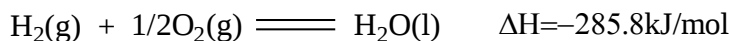
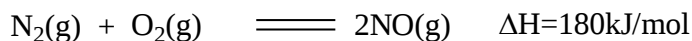
指用分子式或化学式表示化学反应的式子。书写化学方程式必须尊重客观事实和化学反应规律,不能主观臆造实际并不存在的物质和不能发生的化学反应。必须遵守质量作用定律,化学方程式要配平,并用“=”、“→”、“ $\rightleftharpoons$ ”连接反应物和生成物。同时,注明必要的反应条件。如加热(或用“ Δ ”)、高温、煅烧或具体的温度条件;加压;催化剂和电解。如果生成物中有气体物质,应在气体物质化学式的右边注“↑”(若反应物中也有气体,则不再注“↑”)。若在溶液中发生反应时有难溶物或微溶物生成,应在相应化学式右边注“↓”。

下面举例说明化学方程式的含义:

	$\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \xrightleftharpoons[\text{铁触媒}]{\text{高温、高压}} 2\text{NH}_3$		
	反应物	反应条件	生成物
各物质的物质的量之比	1 : 3	:	2
各物质的分子数比	1 : 3	:	2
相同条件下气体体积之比	1 : 3	:	2
各物质质量之比	28 : 6	:	34

2. 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。它表明了化学反应与热效应的关系。书写时应注意:一、须注明反应的温度和压强,因为反应热与温度和压强有关。中学里所用的热效应数据,一般对应的温度为 298K 和 101kPa,因此可以不特别注明,但热效应的正负号要标明;二、要注明反应物和生成物的状态;三、各物质前的化学计量数只表示反应物与生成物的物质的量,不表示原子或分子个数,所以化学计量数可用整数或分数。



3. 离子方程式

用实际参加反应的离子符号或其他物质的化学式表示在水溶液中发生化学反应的方程式,也称离子反应式。离子方程式只表示实际发生变化的离子和其他物质,可以代表一类物质间的反应。离子方程式的书写方法有两种。

第一方法是根据实际参加反应的离子书写。步骤如下：

(1) 分析反应物在水溶液中的存在形式。对于易溶于水、易电离的反应物（如可溶性的酸、碱和盐）写出其电离方程式，明确溶液中存在的离子，写出它们的离子符号；除此之外，其他物质均用它们的化学式来表示；

(2) 判断上述微粒中哪些能够相互作用生成沉淀、气体或弱电解质，用化学式表示这些物质；

(3) 综合前两步，写出离子方程式，并配平（电荷守恒和元素守恒）。

以稀硫酸与氢氧化钡的反应为例：

稀硫酸在水溶液中以 H^+ 和 SO_4^{2-} 形式存在，氢氧化钡在水溶液中以 OH^- 和 Ba^{2+} 形式存在。其中 H^+ 和 OH^- 可以生成弱电解质水， SO_4^{2-} 和 Ba^{2+} 生成沉淀 BaSO_4 。最终写出离子方程式为：



第二方法是根据化学方程式写离子方程式。步骤如下：

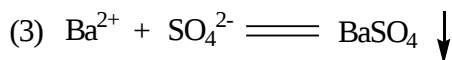
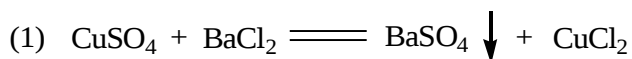
(1) 正确写出反应的化学方程式；

(2) 把易溶于水、易电离的物质写成离子形式；

(3) 删去方程式两边不参加反应的离子；

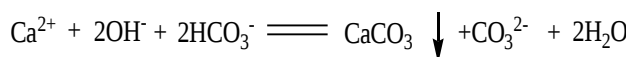
(4) 检查方程式两边的元素和电荷是否守恒。

以 CuSO_4 和 BaCl_2 反应为例：

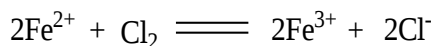


在水溶液中，能够以离子形式存在的主要是强酸、强碱、易溶性的盐，不能以离子形式存在的有弱酸、弱碱、水、氧化物、沉淀、气体和单质等。需要注意的是：在非水溶液中的反应一般不能用离子方程式表示，如固体氯化铵与熟石灰反应制氨气；对于微溶物，当浓度较大时，一般按难溶物对待，浓度较小且澄清透明的强电解质型微溶物，可完全按电离对待；某些反应的离子方程式的书写，要注意量的关系，如 $\text{Ca}(\text{OH})_2$ 与 NaHCO_3 、 FeBr_2 溶液与 Cl_2 反应等书写方式均与量有关；某些反应要考虑离子的配比与物质组成的关系，不可局部约简；某些反应因为试剂混合顺序不同，离子方程式也不同，如向 AlCl_3 溶液中加入过量的 NaOH 和向 NaOH 溶液中加入过量的 AlCl_3 溶液；还要注意试剂的状态、浓度和反应条件。

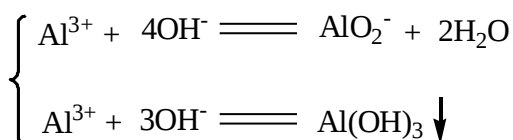
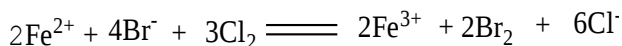
向澄清的石灰水中加入过量的小苏打溶液



向 FeBr_2 溶液中通入少量 Cl_2



向 FeBr_2 溶液中通入过量 Cl_2



离子发生反应的条件也是离子不能大量共存的原因：

- (1) 结合生成难溶物质的离子不能大量共存，如： Fe^{2+} 与 S^{2-} ， Ca^{2+} 与 PO_4^{3-} ， Ag^+ 与 I^- 等；
- (2) 结合生成气体物质的离子不能大量共存，如： S^{2-} 和 H^+ ， CO_3^{2-} 和 H^+ ， NH_4^+ 和 OH^- 等；
- (3) 结合生成难电离物质的离子不能大量共存，如： H^+ 和 OH^- ， H^+ 和 CH_3COO^- ， H^+ 和 F^- 等；
- (4) 发生氧化还原的离子不能大量共存，如： Fe^{3+} 与 S^{2-} ， Fe^{3+} 与 I^- ， Fe^{2+} 与 $\text{NO}_3^-(\text{H}^+)$ 等；
- (5) 发生水解相互促进的离子不能大量共存，如： Fe^{3+} 、 Al^{3+} 分别与 CO_3^{2-} 、 HCO_3^- 、 AlO_2^- ； Al^{3+} 与 S^{2-} 等；
- (6) 弱酸酸式酸根离子不能与 H^+ 、 OH^- 共存，如 HCO_3^- 、 H_2PO_4^- 等；
- (7) 条件中提示酸性溶液或碱性溶液应考虑 H^+ 或 OH^- ；
- (8) 条件中提示为无色溶液，应排除具有颜色的 Fe^{3+} 、 Cu^{2+} 、 Fe^{2+} 、 MnO_4^- 等。

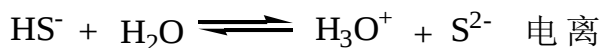
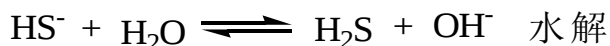
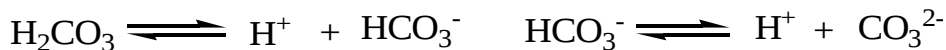
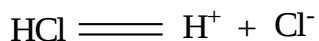
离子如何进行检验呢？

- (1) 焰色法—— Na^+ 、 K^+ （透过蓝色钴玻璃观察火焰呈浅紫色）；
- (2) 酸碱指示剂法—— H^+ 、 OH^- ；
- (3) 产气验性法—— CO_3^{2-} 、 S^{2-} 、 SO_3^{2-} 、 NH_4^+ 、 NO_3^- 等；
- (4) 沉淀法—— Al^{3+} 、 Fe^{3+} 、 Fe^{2+} 、 Ag^+ 、 Cl^- 、 I^- 、 Br^- 等；
- (5) 显色法—— Fe^{3+} （遇到 KSCN 呈血红色，遇苯酚呈紫色）、 SCN^- 、 I^- （先氧化成碘单质，后用淀粉检验）。

4. 电离方程式

表示电解质溶于水或受热熔化时离解成自由离子过程的式子。书写时，应注意强电解质

的电离方程式用“ $\rightleftharpoons$ ”连接，弱电解质的电离方程式用“ $\rightleftharpoons$ ”连接。多元弱酸的电离分步进行。能区分电离方程式和水解离子方程式；会区分不溶性强电解质的溶解平衡表示式和电离方程式。

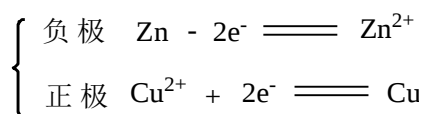


5. 电极反应式

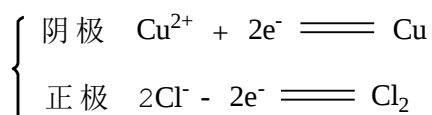
电化学装置原电池的正、负极或电解池的阴、阳极发生的氧化、还原反应。

在原电池的电极上，正极发生还原反应，负极发生氧化反应；在电解池的电极上，阳极发生氧化反应，阴极发生还原反应。虽然氧化、还原反应发生在两个电极上，但必定同时发生，且得失电子的总数相等。

铜锌原电池：



用惰性电极电解 CuCl_2 水溶液：



三、化学定律

1. 质量守恒定律

参加化学反应的各物质的质量总和等于反应后生成的各物质的质量总和。这个规律叫**质量守恒定律**。质量守恒定律是进行化学方程式配平、离子方程式正误判断、化学计算等的重要依据。

2. 阿伏伽德罗定律

同温、同压下，相同体积的任何气体都含有相同数目的分子称为**阿伏伽德罗定律**。

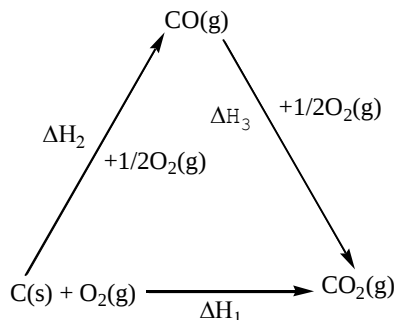
阿伏伽德罗定律的应用归纳为：

- (1) 同温同压时，气体的体积之比等于气体的物质的量或气体分子数之比；
- (2) 同温同体积时，气体的压强之比等于气体的物质的量之比或气体分子数之比；

(3) 温度、压强、体积均相同时, 气体的密度之比等于气体的摩尔质量或相对分子质量之比, 也等于气体的质量之比。

3. 盖斯定律

在恒温、恒压下, 一个化学反应从初始状态到终了状态, 无论是一步完成还是分几步完成, 其总热效应相同。即反应热只与反应的始终态有关, 而与反应所经历的途径无关。



可以得到: $\Delta H_3 = \Delta H_1 + \Delta H_2$

4. 勒夏特列原理

如果改变影响平衡的一个条件(浓度、压强及温度等), 化学平衡就向能够减弱这种改变的方向移动。也称为平衡移动原理。该原理只适用于平衡系统, 不适用于非平衡系统。它的意义在于, 能解释改变条件后, 平衡将怎样移动。

常见影响化学平衡的因素有温度、压强及浓度, 下面分别进行讨论:

(1) 若增大反应物浓度或减小产物浓度, 平衡向正反应方向移动, 使反应物浓度减小或产物浓度增大, 反之亦然;

(2) 若增大系统的压强, 平衡移动后压强减小, 即向气体物质的量减小的方向移动, 反之亦然;

(3) 若升高温度, 平衡移动后应降低温度, 即向吸热方向移动; 若降低温度, 平衡移动后应升高温度, 即向放热方向移动。

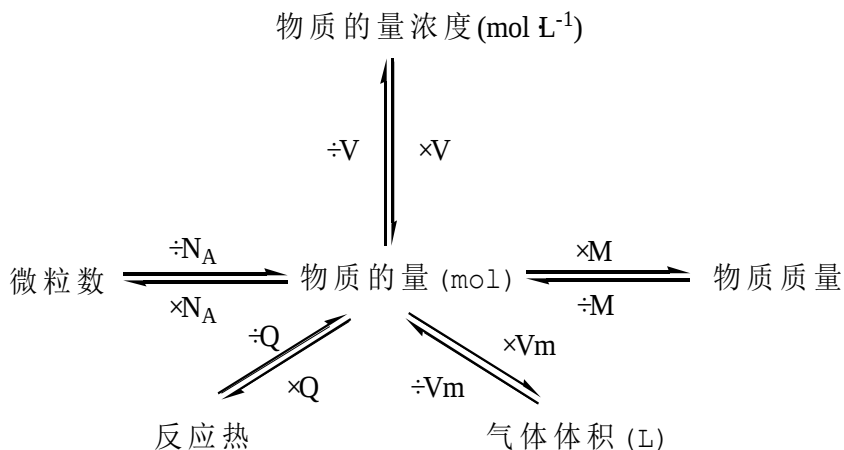
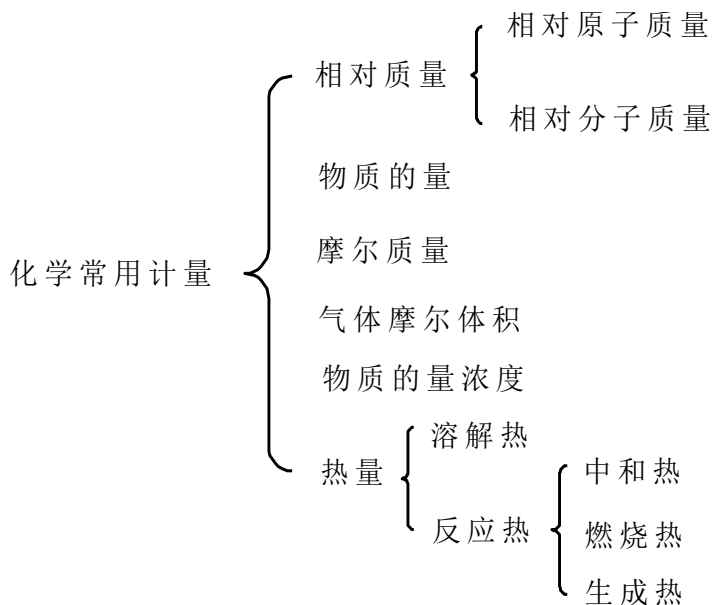
总之, 任何平衡都是在一定的条件下建立的, 外界条件的改变对正逆两个方向的反应速率影响程度不同, 在新的条件下建立起新的平衡。从原有的平衡转化到新的平衡, 这个转化过程就是平衡的移动。平衡移动方向取决于原平衡的状态和改变的条件。

5. 电荷守恒定律

化合物中正负化合价的代数和为零。电解质溶液中阴阳离子所带电荷总数相等。氧化还原反应中氧化剂得到的电子总数等于还原剂失去电子总数。书写离子反应式时左右两边电荷要守恒。

第三章 化学常用计量

知识概览



知识详解

一、相对质量

1. 原子的相对原子质量

一种元素的一个原子与一个 ^{12}C 原子质量的 $1/12$ 相比所得的比值。

2. 元素的相对原子质量

按该元素各种天然同位素的相对原子质量和所占的原子百分含量算出来的平均值叫元素的相对原子质量，因此又叫平均相对原子质量。

$$\overline{M} = M_1 \cdot a_1\% + M_2 \cdot a_2\% + \cdots$$

式中 $a_1\%$ 、 $a_2\%$ 为对应同位素原子百分数（丰度）。

3.质量数

忽略电子的质量,将原子核里所有的质子和中子的相对质量取近似整数相加所得数值叫质量数。质量数(A)=质子数(Z)+中子数(N)。

质量数是相对原子而言,一种元素有几种同位素,就有几种不同的质量数。因此只可称某同位素的质量数,而不宜称元素的质量数。若元素不存在同位素,这时原子的质量数才等于元素的质量数。

4.元素的近似相对原子质量

按元素各种天然同位素的质量数和所占的原子的百分含量算出来的平均值。

$$\overline{M}_{(\text{近})} = A_1 a_1 \% + A_2 a_2 \% + \cdots$$

5.相对分子质量

以分子形式存在的物质,它们的化学式量即相对分子质量。它是物质中各元素的相对原子质量与分子中相应的原子个数的乘积之和。在中学化学中,习惯上把非分子形成物质的式量也称为相对分子质量,如NaCl的相对分子质量为58.5,实际上应该说NaCl的式量为58.5。

二、与物质的量有关的计算

1.物质的量和阿伏伽德罗常数

物质的量是国际单位制中规定的七个基本物理量之一。物质的量是以阿伏伽德罗常数为计量单位,表示物质的基本单元数多少的物理量。符号用“n”表示,单位为mol。物质的量不是物质的质量,摩尔是物质的量的单位,不是物理量。物质的量作为描述物质属性的一个物理量的整体名词,不能拆分。

大量实验证明,任何粒子或物质的质量以克为单位,在数值上与该粒子的相对原子质量或相对分子质量相等时,所含粒子的数目都是 6.02×10^{23} 个。我们把含有 6.02×10^{23} 个粒子的任何粒子集体计量为1摩尔。 $6.02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ 叫做阿伏伽德罗常数,是个物理量,符号 N_A 。如, O_2 的相对分子质量为32,32g O_2 所含的分子数就约是 6.02×10^{23} ,所以32g O_2 又可称之为1mol O_2 。

适用范围:只适用于微观粒子(分子、原子、离子、质子、中子、电子),不能应用于宏观物质。在使用时必须标明微观粒子的种类,如1mol H、1mol H^+ 。不能用摩尔数代替物质的量。

2.摩尔质量

如何由物体质量求出微观粒子个数呢?

物质质量 $\xrightarrow{?}$ 物质的量 $\xrightarrow{\times N_A}$ 粒子个数

单个粒子质量很难称量，但大量粒子总质量可称量。（分子质量约 $10^{-26} \sim 10^{-25} \text{kg}$ ，若有阿伏伽德罗常数个粒子总质量约为 $10^{-3} \sim 10^{-2} \text{kg}$ ，即 $1\text{g} \sim 10\text{g}$ ）

（1）摩尔质量：单位物质的量的物质所具有的质量。

即每摩尔粒子所具有的质量，用 M 表示

$$\text{摩尔质量} = \frac{\text{物质质量}}{\text{粒子物质的量}} \quad M = \frac{m}{n}$$

（2）单位： g/mol 或 kg/mol

（3）摩尔质量的数值，等于该粒子的相对质量。

即： H_2O 分子量为 18， H_2O 的摩尔质量为 18g/mol

（4）相关计算

$$\begin{array}{ccc} \text{物质质量} & \xleftrightarrow{\div M} & \text{物质的量} \xleftrightarrow{\times N_A} \text{粒子个数} \\ (\text{g}) & \xleftrightarrow{\times M} & (\text{mol}) \end{array}$$

3. 阿伏伽德罗定律与气体摩尔体积

（1）阿伏伽德罗定律：相同温度和压强下，相同体积的任何气体都含有相同数目的粒子（分子或原子）。

推论：

- ① 同温同压下，气体的体积之比就等于其所含分子数之比（即气体的物质的量之比）；
- ② 同温同体积时，气体的压强之比与其所含分子数成正比；
- ③ 同温同压下，同体积的不同气体，质量与其摩尔质量成正比；
- ④ 同温同压下，气体的密度与气体的摩尔质量成正比；
- ⑤ 同温同压下，同质量的不同气体，体积与其摩尔质量成反比。

（2）气体的摩尔体积：单位物质的量的任何气体在相同条件下应占有相同的体积。这个体积称为气体摩尔体积，符号为 V_m ，气体的摩尔体积与气体体积（ V ）、气体的物质的量（ n ）之间的关系为 $V_m = V/n$ 。

在标准状况下，气体的摩尔体积为 22.4L/mol 。应用时，需注意物质的状态和条件。

4. 物质的量浓度

（1）物质的量浓度：单位体积溶液里所含溶质 B 的物质的量，也称为 B 的物质的量浓度。

几个关系式： $C = n/V$ 、 $C_1V_1 = C_2V_2$

（2）一定物质的量浓度溶液的配制

配制步骤：

- ①计算：计算溶质的质量或浓溶液的体积
- ②称量固体或量取液体
- ③溶解固体或稀释液体
- ④转移、洗涤（有放热现象的需冷却）
- ⑤定容
- ⑥摇匀
- ⑦装瓶

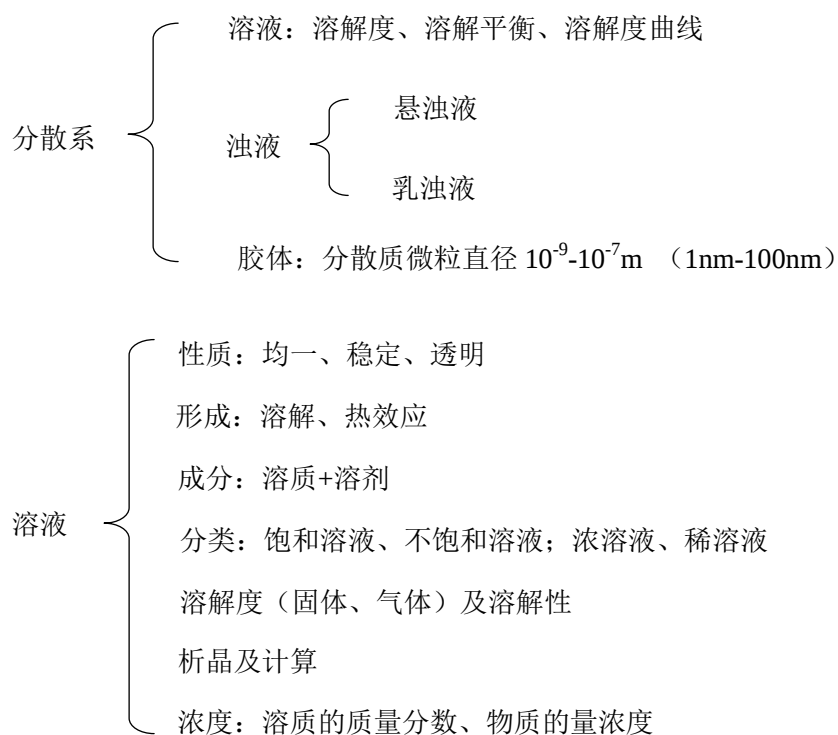
认识容量瓶，掌握其使用原理和方法。

（3）误差分析（所配溶液中溶质的实际浓度与理论浓度的比较）

- ①称量时所用砝码生锈；
- ②将烧杯中的溶液转移至容量瓶后，未对烧杯进行荡洗；
- ③定容时，俯视（或仰视）容量瓶刻度线；
- ④固体溶解或浓溶液稀释时伴有散热现象，溶液未冷却即转移到容量瓶中进行定容；
- ⑤将烧杯中的溶液转移到容量瓶内时，不慎将液体洒到容量瓶外；
- ⑥将定容后的溶液摇匀后，静置，发现液面低于刻度线，用滴管加少量水使液面重新恢复至与刻度线相平；
- ⑦定容时，液面不小心超过了刻度线，并用滴管将超出的部分吸去；
- ⑧其它情况下可能引起的误差，应由同学们在实验研究中补充、总结。

第四章 分散系

知识概览



知识详解

一、分散系

1.概念

一种或几种物质分散成很小的微粒分布在另一种物质中所组成的体系。分散成微粒的物质叫做分散系，微粒分散在其中的物质叫做分散剂。分散质、分散剂均可以是气态、液态或固态。

2.分散系的种类

依据分散质微粒直径的大小可分为三大类，即溶液、浊液、胶体。

3.几种分散系的区别

分散系	溶液	浊液	胶体
分散质微粒的直径	$< 10^{-9}\text{m}$	$> 10^{-7}\text{m}$	$10^{-9}\sim 10^{-7}\text{m}$
分散质微粒	单个小分子或离子	巨大数目分子集合体	许多分子集合体或高分子
实例	酒精、氯化钠溶液	石灰乳、油水	$\text{Fe}(\text{OH})_3$ 胶体、淀粉溶液

外观	均一、透明	不均一、不透明	均一、透明
稳定性	稳定	不稳定	较稳定
能否透过滤纸	能	不能	能
能否透过半透膜	能	不能	不能
鉴别	无丁达尔现象	静置分层	有丁达尔现象

4.溶液

(1) 定义：一种或几种物质以直径小于 10^{-9}m 的微粒被分散在另一种物质中形成的均匀、稳定的分散系叫做溶液。

(2) 溶液的组成：溶液是由溶质和溶剂组成，它含有两种或两种以上的物质，所以，溶液是混合物。

①溶质：被溶解的物质叫溶质。溶质可以是固体、液体或气体。

②溶剂：能溶解其他物质的物质叫做溶剂。最常用的溶剂是水。例如：碘酒中，溶质是碘，溶剂是酒精；在石灰水中，溶质是氢氧化钙，溶剂是水。

(3) 溶质的质量分数：溶液中溶质的质量与溶液的质量之比。可表示为：

$$\text{溶质的质量分数} = \frac{\text{溶质质量}}{\text{溶液质量}} \times 100\% = \frac{\text{溶质质量}}{\text{溶质质量} + \text{溶剂质量}} \times 100\%$$

溶质的质量分数在实际运用和计算时，还应考虑具体情况。

①溶质为结晶水合物：溶质为结晶水合物形成的溶液，其溶质的质量小于结晶水合物的质量。例如，将 $x\text{ g}$ 硫酸铜晶体溶于 $y\text{ g}$ 水中，溶液的溶质质量分数应为

$$\frac{\frac{160x}{25}}{x+y} \times 100\% = \frac{16x}{25(x+y)} \times 100\%$$

②溶质为气体：气体作为溶质以气体的体积计量，通过换算即可求得溶质的质量分数。例如，在标准状况下，1 体积水溶解了 V 体积的 a 气体。

$$\text{溶质的质量分数} = \frac{V \cdot M_A / 22.4}{V \cdot M_A / 22.4 + 1000} \times 100\% = \frac{VM_A}{VM_A + 22400} \times 100\%$$

③投入溶剂重的物质与溶剂发生反应：质量均为 $x\text{ g}$ 的金属钠、氧化钠、过氧化钠分别放入 $y\text{ g}$ 过量的水中，形成的 3 种溶液质量分数应分别为

A. 放入金属钠形成的溶液

钠与水反应 ($2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH} + \text{H}_2 \uparrow$) 后所得的溶液中溶质的质量分数为

$$\omega(\text{NaOH}) = \frac{m(\text{NaOH})}{m(\text{Na}) + m(\text{H}_2\text{O})_{\text{总}} - m(\text{H}_2)} \times 100\%$$

$$\text{或 } \omega(\text{NaOH}) = \frac{m(\text{NaOH})}{m(\text{NaOH}) + m(\text{H}_2\text{O})_{\text{总}} - m(\text{H}_2\text{O})_{\text{反应}}} \times 100\%$$

钠与水反应后，欲满足 $n(\text{H}_2\text{O}) : n(\text{Na}^+) = 100 : 1$ ，则

生成的溶液中溶质的质量分数为

$$\begin{aligned}\omega(\text{NaOH}) &= \frac{1\text{mol} \times 40\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}}{1\text{mol} \times 40\text{g} \cdot \text{mol}^{-1} + 100\text{mol} \times 18\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}} \times 100\% \\ &= 2.22\%\end{aligned}$$

B. 放入氧化钠形成的溶液 ($\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH}$)

$$\omega(\text{NaOH}) = \frac{\frac{x}{62} \times 2 \times 40}{x + y} \times 100\% = \frac{40x}{31(x + y)} \times 100\%$$

C. 放入过氧化钠形成的溶液 ($2\text{Na}_2\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 4\text{NaOH} + \text{O}_2 \uparrow$)

$$\omega(\text{NaOH}) = \frac{\frac{x}{78} \times 2 \times 40}{x + y - \frac{x}{78} \times \frac{1}{2} \times 32} \times 100\% = \frac{40x}{31x + 39y} \times 100\%$$

二、溶解过程

1. 溶解

(1) 定义：一种物质（溶质）均匀分散到另一种物质（溶剂）中的过程。

(2) 溶解时的热效应：就某溶质在水中的溶解而言，在溶解的过程中发生了两种变化，一种是溶质分子（或离子）向水中扩散，这一过程吸收热量；另一种是溶质的分子（或离子）和水分子作用，生成水合分子（或水合离子），这一过程放出热量。不同的溶质，这两种过程吸收或放出的热量不同，这就使溶液的温度发生变化。有的溶质溶解时，扩散过程吸收的热量小于水合过程放出的热量，表现为溶液的温度升高；反之则溶液的温度降低。

2. 溶解平衡

在一定条件下，单位时间里扩散到溶液里的分子数和从溶液中析出的分子数相等时的状态。

溶解平衡是动态平衡，溶解平衡时溶解速率等于结晶速率，其溶液是饱和溶液。

溶解平衡是暂时的、相对的，当条件改变时（温度、浓度等）溶解平衡就会受到破坏。

溶解平衡是一种相对平衡，盛有饱和溶液的容器里，如其底部有未溶解的固体物质，这时溶液是液相，未溶解的物质是固相，整个溶液是固-液两相平衡。

3. 溶解度

在一定温度下，100 g 溶剂里达到饱和状态时，溶解溶质的质量，其单位为：g。

溶解度与溶解性的关系。溶解性只是一般性说明某物质在某溶剂中溶解能力大小，通常用易溶、可溶、微溶、难溶等粗略概念表示。 $S \geq 10\text{g}$ 为易溶， $0.1\text{g} \sim 10\text{g}$ 为可溶， $0.01\text{g} \sim 0.1\text{g}$ 为微溶， $<0.01\text{g}$ 为难溶。溶解度是衡量某物质在某溶剂中溶解度大小的尺度，是溶解性的定量表示方法。

溶解度大小不仅跟溶质、溶剂本性有关，而且跟外界条件有关。在同一溶剂中，各种物质溶解度大小不一，同一物质在不同溶剂中溶解度差别也很大，实验证明物质在与其结构相似的溶剂中较易溶解，如碘在酒精、汽油中的溶解度较大，而在水中溶解度较小。

多数固体物质溶解度随温度升高而增大，如 KNO_3 ；少数物质溶解度受温度影响较小，如 NaCl ；而 $\text{Ca}(\text{OH})_2$ 的溶解度随温度升高而减小。

气体的溶解度随温度升高而减小，随压强增大而增大。

4. 关于溶液计算中应注意的问题

关于溶解度的计算，溶液所处状态必须是饱和溶液，而关于溶质质量分数的计算，所处的状态不一定是饱和溶液。

溶解度与温度有关，温度改变，溶解度改变。

溶质质量分数只跟溶质与溶液（溶剂）的质量有关，只要不改变溶质与溶液（溶剂）的质量关系，质量分数就不变。如温度一定，饱和溶液蒸发溶剂析出晶体，由于溶液中溶质与溶剂按比例减小，溶质与溶液的比值未变，故质量分数不变，溶解度也不变。

求溶解度和质量分数时应注意以下三点：

- ①如果溶质未全部溶解则溶质质量不能包含未溶部分；
- ②结晶水合物溶于水时，溶质的质量不包含结晶水的质量；
- ③若物质溶于水且与水反应，则溶质是物质与水反应后的生成物。

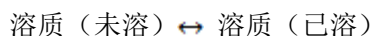
5. 饱和溶液

指在一定温度和压强下，一定量的溶剂不能再溶解某种溶质的溶液。

饱和溶液的特点：

- (1) 溶质溶解量已达到溶解度允许的最大量；
- (2) 饱和溶液在温度、溶剂量不变时，未溶解的溶质不再减少，也不再增多；
- (3) 饱和溶液是相对稳定的（过饱和溶液是不稳定的）；

- (4) 饱和溶液里存在溶解平衡



例如：往饱和的溶液中加入有规则形状的 $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ，一段时间后取出晶体，可发现晶体的质量不变，形状发生了变化。

- (5) 条件一定，饱和溶液溶质的质量分数是一定的。

$$\text{饱和溶液溶质的质量分数} = \frac{\text{溶解度}}{\text{溶解度} + 100\text{g}} \times 100\%$$

6. 过饱和溶液

在一定温度、压强下，溶液中所溶解的溶质超过最大量（溶解度）的溶液。

- (1) 有些物质溶解度随温度升高而增大，在较高温度下配置成的饱和溶液，并细心地滤去剩余的未溶固体，然后使温度慢慢降低到室温，这时溶液中溶质的量超过室温时的溶解度，但尚未析出晶体，这时得到的溶液即过饱和溶液。例如硫酸钠、醋酸钠等都很容易生成过饱和溶液。
- (2) 过饱和溶液是处于过饱和状态，在过饱和溶液中投入一小粒溶质晶体，可使过量的溶质在短时间全结晶出来成为饱和溶液，如用力振荡或搅拌过饱和溶液也可达到同样目的。

三、溶液的稀释与混合的有关规律

- (1) 溶液稀释前后，溶质的质量（或物质的量）不变。溶液的质量等于稀释前溶液质量和所加水的质量之和；溶液的体积需用稀释后溶液质量除以其密度求算。若溶液较稀时，则可近似认为是两体积之和。
- (2) 含相同溶质溶液的混合，混合后溶质的质量（或物质的量）、溶液体积的求算 等 同 于 溶 液 的 稀 释 。 有

$$m_1 \cdot \omega_1 + m_2 \cdot \omega_2 + \cdots = m_{\text{混}} \cdot \omega_{\text{混}} \quad (\text{或 } c_1 V_1 + c_2 V_2 + \cdots = c_{\text{混}} V_{\text{混}})$$

- (3) 含不同溶质溶液的混合，若溶质间不发生化学反应，各溶质的质量遵循溶液的稀释规律。
- (4) 含不同溶质溶液的混合，若溶质间发生化学反应，混合后溶质的种类、溶质的质量（或物质的量）、溶液的体积都会发生变化，这要依据化学方程式计算。

- (5) 要获得某浓度的某种溶液, 可有多种途径。若得 20% 的 NaOH 溶液: ①Na 与水反应; ②NaOH 溶解; ③Na₂O 或 Na₂O₂ 溶于适量水中; ④浓的 NaOH 溶液稀释; ⑤适当浓度的 Na₂CO₃ 溶液加适量 Ca(OH)₂ 或 CaO 等。

四、结晶、结晶水、重结晶

1. 结晶

物质从液态或气态形成晶体的过程。一般结晶过程缓慢, 晶体就大, 且比较完整, 提纯固体物质常用结晶操作。

对溶解度随温度降低减少不多的物质, 如 NaCl、K₂CO₃ 等, 可用蒸发溶剂使溶液浓缩的方法, 使晶体析出。对溶解度随温度降低而显著降低的物质, 如 KNO₃、NH₄NO₃ 等, 可用它的饱和溶液或浓溶液降温、冷却的方法, 使溶质从溶液中结晶析出。

2. 结晶水

物质在形成晶体时, 晶体中结合的一定量的水分子。在化学式中附加其后, 如胆矾 (CuSO₄ · 5H₂O)、绿矾 (FeSO₄ · 7H₂O)、明矾 [KAl(SO₄)₂ · 12H₂O]、皓矾 (ZnSO₄ · 7H₂O)、芒硝 (Na₂SO₄ · H₂O) 等。

物质溶解在水里, 水分子与溶质分子作用, 形成水合分子或离子, 这种水合物有的只能在溶液中存在, 有的在结晶过程中析出带结晶水的晶体, 因此有的晶体物质含结晶水, 有的不含结晶水, 如 NaCl、KNO₃ 等晶体不含结晶水。

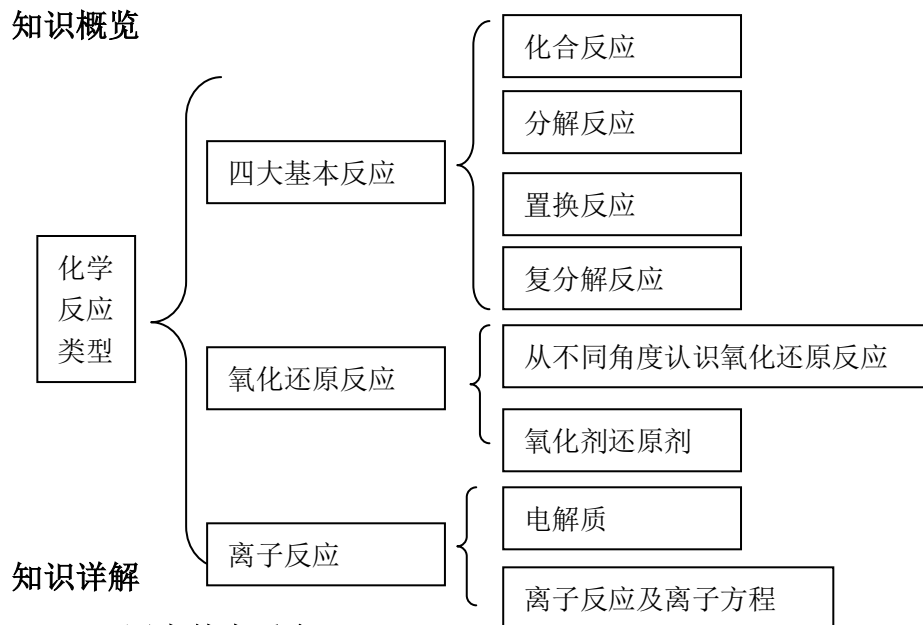
3. 重结晶

将晶体溶解, 然后又从溶液中结晶出来的过程。

重结晶又叫再结晶, 可减少晶体中可溶性杂质, 是提纯物质的一种重要方法。如 KNO₃ 中含有 NaCl 杂质, 在高温制成 KNO₃ 饱和溶液, 由于 KNO₃ 受温度影响较大, 当溶液降温时, KNO₃ 从溶液中结晶出来, 杂质 NaCl 受温度影响不大, 大部分仍留在溶液里, 经过滤可得较纯的 KNO₃ 晶体, 如要得到纯度更高的晶体, 可进行多次重结晶。

第五章 化学反应类型

知识概览



知识详解

一、四大基本反应

1. 化合反应

定义：由两种或两种以上的物质生成一种新物质的反应。

几种类型：单质间的化合： $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{HCl}$ ；化合物间的化合： $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4$ ；

单质与化合物间的化合： $4\text{Fe}(\text{OH})_2 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 = 4\text{Fe}(\text{OH})_3$

注：(1) 化合反应的特点：多变一，可以用 $\text{A} + \text{B} + \dots = \text{AB} \dots$ 表示；(2) 氧化反应的“氧”指氧元素，所以不能将“氧”改为“氧气”，否则缩小氧化还原反应的范围，物质跟氧气所发生的化学反应一定是氧化反应；(3) 化合反应与氧化反应的关系：化合反应不一定是氧化反应；氧化反应也不一定是化合反应；有氧气参加的化合反应，同时也一定是氧化反应；(4) 化合反应属于基本反应类型，氧化反应不属于基本反应类型。

2. 分解反应

定义：由一种物质生成两种或两种以上新物质的反应。

几种类型：全部分解成单质的分解反应： $2\text{NaCl}(\text{熔融}) \xrightarrow{\text{通电}} 2\text{Na} + \text{Cl}_2 \uparrow$ ；分解成部分单

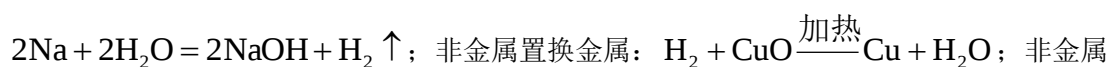
质的分解反应： $4\text{HNO}_3 \xrightarrow{\text{光}} 4\text{NO}_2 \uparrow + \text{O}_2 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ ；全部分解成化合物的分解反应：



3. 置换反应

定义：一种单质与一种化合物反应生成另一种新的单质和新的化合物的反应。

几种类型：金属置换金属： $\text{Fe} + \text{CuSO}_4 = \text{Cu} + \text{FeSO}_4$ ；金属置换非金属：



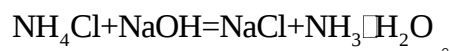
置换金属： $\text{Cl}_2 + 2\text{NaBr} = 2\text{NaCl} + \text{Br}_2$ 。

4. 复分解反应

定义：由两种化合物互相交换成分，生成另外两种化合物的反应。

几种类型：生成物中有沉淀析出： $\text{AgNO}_3 + \text{NaX} = \text{AgX} \downarrow + \text{NaNO}_3$ ；有挥发性物质生成

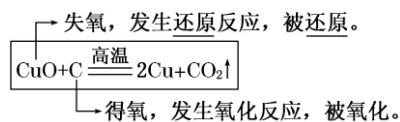
（气体）： $\text{CaCO}_3 + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$ ；生成难电离的物质：



二、氧化还原反应

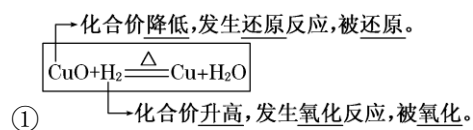
1、从不同角度认识氧化还原反应

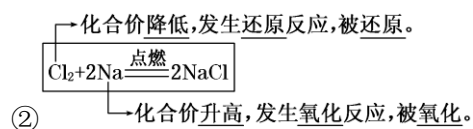
(1). 从得失氧的角度认识氧化还原反应



结论：一种物质被氧化，另一种物质被还原的反应叫氧化还原反应。

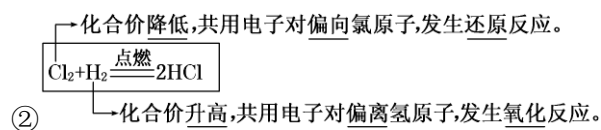
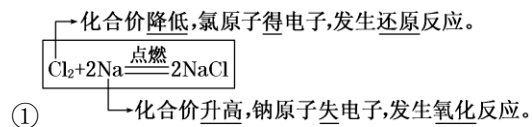
(2) 从元素化合价升降的角度认识氧化还原反应





结论: 反应前后有元素化合价升降的反应叫氧化还原反应。

(3). 从电子转移的角度认识氧化还原反应



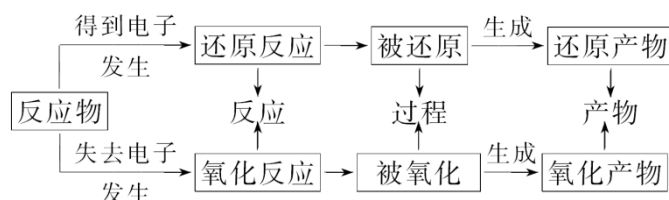
结论: 凡有电子对偏移的化学反应叫氧化还原反应。

特别提醒:

(1). 三个角度氧化还原反应概念的比较

	狭义含义	特征	本质
氧化反应	得到氧的反应	元素化合价____的反应	失去电子(或电子对偏离)的反应
还原反应	失去氧的反应	元素化合价____的反应	得到电子(或电子对偏向)的反应
氧化还原反应	有得失氧的反应	有元素化合价____的反应	有电子转移(得失或偏移)的反应

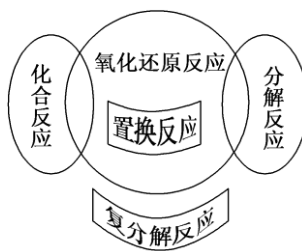
(2). 氧化还原反应概念间的关系



(3). 氧化还原反应与四种基本反应类型的关系

- ① 置换反应一定是氧化还原反应;
- ② 复分解反应一定不是氧化还原反应;
- ③ 有单质参加的化合反应和有单质生成的分解反应是氧化还原反应。

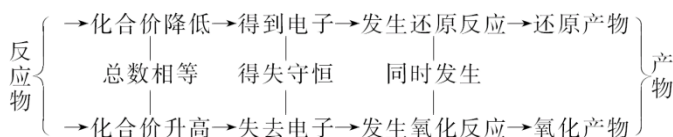
关系如图所示：



归纳小结

(1)氧化还原反应的本质是电子转移(得失或偏移)；特征是反应前后元素的化合价发生变化；判断方法为标明元素的化合价，分析元素的化合价是否变化。

(2)氧化反应和还原反应的关系：



(3)有单质参加的化合反应和有单质生成的分解反应是氧化还原反应；置换反应都是氧化还原反应；复分解反应都不是氧化还原反应。

2、氧化剂和还原剂

(1).概念

(1)氧化剂：在反应中_____电子的物质；氧化剂_____电子的能力。

(2)还原剂：在反应中_____电子的物质；还原剂_____电子的能力。

(2).氧化性、还原性与元素价态的关系

(1)元素处于最高价态时只有_____性。

(2)元素处于最低价态时只有_____性。

(3)元素处于中间价态时既有_____又有_____。

(3).常见的氧化剂和还原剂

	物质种类	常见物质
氧化剂	部分非金属单质	O_2 、 Cl_2 等
	含有高价态元素的化合物	浓 H_2SO_4 、 HNO_3 、 KMnO_4 、 FeCl_3 等

还原剂	活泼的金属单质	<u>Al</u> 、 <u>Zn</u> 、 <u>Fe</u> 等
	某些非金属单质	<u>C</u> 、 <u>H₂</u> 等
	某些非金属氧化物	<u>CO</u> 、 <u>SO₂</u> 等

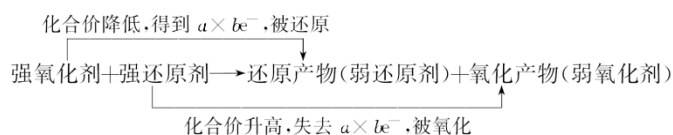
(4).氧化还原反应的存在

(1)有利于人类生活和生产的方面,如:金属的冶炼、电镀、燃料的燃烧等。

(2)对人类生活和生产不利的方面,如:易燃物的自燃、食物的腐败、钢铁的锈蚀等。

特别提醒:

(1). 根据氧化还原反应的方向判断

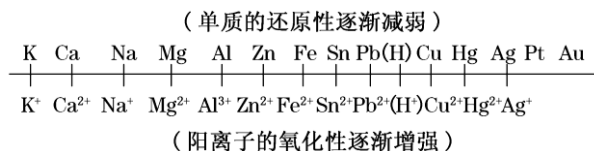


氧化性：氧化剂>氧化产物，

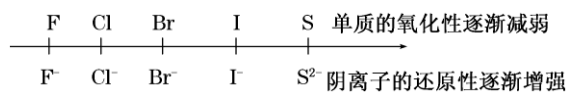
还原性：还原剂>还原产物。

(2). 根据元素活动性顺序

(1)根据金属活动性顺序:



(2)根据非金属活动性顺序:



(3). 根据反应结果判断(产物的价态)

同一物质在相同条件下，被不同氧化剂氧化的程度越大，氧化剂的氧化性越强。



则氧化性: $\text{Cl}_2 > \text{S}$ 。

(4). 从反应所需条件和反应的剧烈程度来比较

一般来说，一组反应中，反应条件要求越低，反应越剧烈，对应反应物的氧化性或还原性越强。



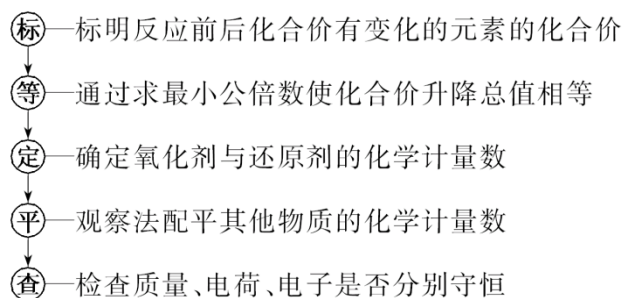
从反应条件可以看出氧化剂的氧化能力： $\text{KMnO}_4 > \text{MnO}_2$ 。

(5). 守恒规律

还原剂失电子总数 = 氧化剂得电子总数，或氧化剂化合价降低的总数 = 还原剂化合价升高的总数。

应用：氧化还原反应化学方程式的配平和相关计算。

①配平方法——化合价升降法：



②计算方法：

- 找出氧化剂、还原剂及相应的还原产物和氧化产物；
- 找准一个原子或离子得失电子数 (注意化学式中粒子的个数)；
- 根据题中物质的物质的量和得失电子守恒列出等式

$n(\text{氧化剂}) \times \text{变价原子个数} \times \text{化合价变化值(高价-低价)} = n(\text{还原剂}) \times \text{变价原子个数} \times \text{化合价变化值(高价-低价)}。$

(6). 先后规律

多种氧化剂与一种还原剂相遇，氧化性强的首先得电子被还原；多种还原剂与一种氧化剂相遇，还原性强的首先失电子被氧化。

如：把氯气通入 FeBr_2 溶液时，还原性 $\text{Fe}^{2+} > \text{Br}^-$ ，若氯气量不足时首先氧化 Fe^{2+} ；把氯气通入 FeI_2 溶液时，还原性 $\text{I}^- > \text{Fe}^{2+}$ ，若氯气量不足时首先氧化 I^- 。

应用：判断物质的稳定性和反应顺序。

(7). 价态规律

①高低规律：最高价态只有氧化性，最低价态只有还原性，中间价态既有氧化性又有还原性。

②价态归中规律：同种元素不同价态之间发生氧化还原反应时，高价态+低价态 $\longrightarrow$ 中间价态；即“只靠拢，不交叉”。

应用：判断元素或物质的氧化性、还原性和反应产物。

归纳小结

(1)还原剂是失去电子(或电子对偏离)的反应物。在反应时所含元素的化合价升高。还原剂有还原性，反应时本身被氧化，得到氧化产物。氧化剂与之相对应。

(2)元素处于最高价态时只有氧化性，最低价态时只有还原性，中间价态时既有氧化性又有还原性。

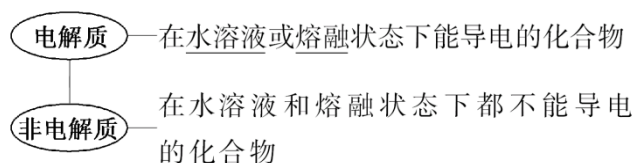
(3)在给定的氧化还原反应中，氧化性：氧化剂>氧化产物；还原性：还原剂>还原产物。

(4) $n(\text{氧化剂}) \times \text{化学式中降价元素的原子个数} \times \text{化合价的降低值} = n(\text{还原剂}) \times \text{化学式中升价元素的原子个数} \times \text{化合价的升高值}$ 。

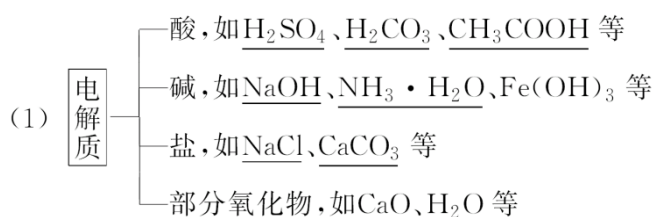
三、离子反应

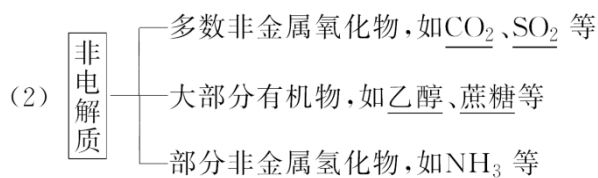
1.电解质

概念：



常见物质类别：





2. 电解质的电离

概念: 电解质在_____中或_____下离解成_____的过程。

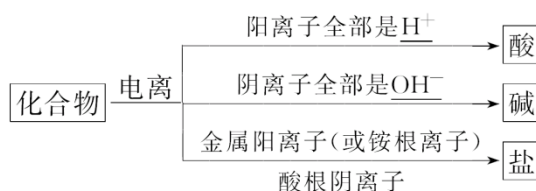
表示方法——电离方程式

(1) 强酸的电离: 如 $\text{H}_2\text{SO}_4 = \underline{\hspace{2cm}}$ 。

(2) 强碱的电离: 如 $\text{NaOH} = \underline{\hspace{2cm}}$

(3) 盐的电离: 如 $\text{CuSO}_4 = \underline{\hspace{2cm}}$

从电离角度认识酸、碱、盐



3. 电解质溶液导电的原因

电解质 $\xrightarrow{\text{水中电离产生}}$ 自由移动离子 $\xrightarrow{\text{电场作用}}$ 定向移动 $\rightarrow$ 导电

特别提醒:

(1). 电解质和非电解质的比较

	电解质	非电解质
相同点	均为化合物	
不同点	水溶液或熔融状态下能导电	水溶液和熔融状态下都不能导电
本质区别	在水溶液里或熔融状态下自身能发生电离	在水溶液里和熔融状态下自身都不能发生电离
所含物质类型	酸: H_2SO_4 、 H_2CO_3 、 CH_3COOH 碱: NaOH 、 $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ 盐: NaCl 、 CaCO_3 活泼金属氧化物: Na_2O 水	非金属氧化物: CO_2 、 CO 非酸性气态氢化物: NH_3 部分有机物: 蔗糖、酒精、 CH_4

(2). 电解质的判断

①从物质分类看：电解质与非电解质都属于化合物。单质、混合物既不是电解质，也不是非电解质。

②从物质性质看：电解质在一定条件下导电。电解质导电的条件是电解质溶于水或熔融状态，二者具备其一即可。有些电解质溶于水导电，但熔融状态下不导电，如 HCl 气体；有些电解质只在熔融状态下才能导电，如 BaSO_4 。

③某化合物是否是电解质与溶解性无关。如蔗糖溶于水，但是蔗糖是非电解质；难溶于水的盐，如 BaSO_4 、 CaCO_3 是电解质。

④溶于水能导电的化合物不一定是电解质。如 CO_2 水溶液能导电，不是 CO_2 分子本身直接电离产生离子，而是它与水反应生成的 H_2CO_3 电离出自由移动的离子而导电， H_2CO_3 是电解质，不能说 CO_2 是电解质。

(3). 电解质溶液的导电性

①电解质的导电是有条件的：水溶液里或熔融状态下才能导电。

a. 强碱和盐等离子化合物在固态时，固体内虽然存在阴、阳离子，但是不能自由移动，所以不能导电；在熔融状态或水溶液里能电离出自由移动的离子，故能导电。

b. 酸在固态或液态(熔融状态)时只有分子，没有自由移动的离子，因而也不导电，如液态 HCl、 H_2SO_4 等不能导电；在水溶液里受水分子的作用，电离产生自由移动的离子，因而能够导电。因此，电离是导电的前提。

②电解质溶液的导电能力：

电解质溶液的导电能力与溶液中离子浓度及离子所带电荷多少有关，离子浓度越大，离子所带电荷越多，溶液导电能力越强。

(4). 电离方程式的书写

①符合客观事实：不能随意书写离子符号，离子所带电荷数必须等于该元素或原子团在该化合物中的化合价，离子的个数用“2”等标在离子符号之前。

如：铁离子应写成 Fe^{3+} ，而不能写 Fe^{2+} ；2 个 OH^- 写成 2OH^- 而不能写成 $(\text{OH})_2^-$ ；在溶液中 HCO_3^- 不能拆成 H^+ 和 CO_3^{2-} ，而 HSO_4^- 必须拆成 H^+ 和 SO_4^{2-} 。

②质量守恒：“=”两边原子种类、数目、质量不变。

③电荷守恒：正电荷总数=负电荷总数。

归纳小结

(1)在水溶液里或熔融状态下能够导电的化合物是电解质，在以上两种情况下都不导电的化合物是非电解质。电解质包括酸、碱、盐及部分氧化物。

(2)电解质在水溶液中或熔融状态下离解成自由移动离子的过程叫做电离，电解质电离后才能导电。

(3)电解质溶液中自由移动离子的浓度越大，离子所带电荷越多，导电能力越强。

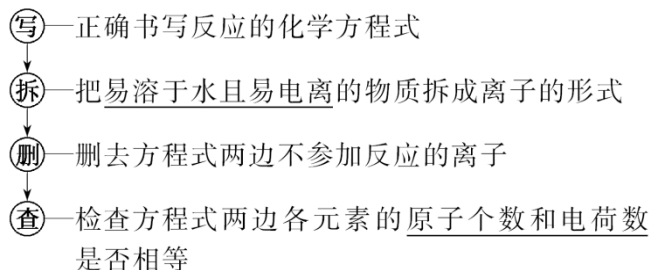
4.离子反应及离子方程式

(1)离子反应:电解质在溶液中的反应实质是离子之间的反应。

(2)离子方程式:

概念:用实际参加反应的_____来表示反应的式子。

书写步骤:



意义:

①表示某一个具体的化学反应: 如 $\text{AgNO}_3 + \text{NaCl} = \text{AgCl}\downarrow + \text{NaNO}_3$, 表示为: $\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- = \text{AgCl}\downarrow$ 。

②表示同一类型的离子反应: 如: $\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$ 可以表示_____和_____生成_____和水的反应。

特别提醒:

(1). 离子方程式的书写关键

书写离子方程式关键是“拆”，要“拆”得合理。

①熟记可“拆”的强酸、强碱和易溶盐。有关盐的溶解性口诀：钾钠铵盐都可溶，硝酸盐遇水无影踪，硫酸盐不溶硫酸钡，氯化物不溶氯化银。

②不能拆成离子的物质：难溶的物质，弱酸、弱碱和水(难电离的)，气体，单质，氧化物。

(2). 离子方程式的正误判断

①看是否符合客观事实：

如：Fe 加入硫酸铜溶液中： $2\text{Fe} + 3\text{Cu}^{2+} \rightleftharpoons 2\text{Fe}^{3+} + 3\text{Cu}$ (错)。

错因：Fe 和硫酸铜溶液反应生成 FeSO_4 。

正确： $\text{Fe} + \text{Cu}^{2+} \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+} + \text{Cu}$ 。

②看是否符合拆分原则：

如石灰石加入稀盐酸中： $\text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ \rightleftharpoons \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ (错)。

错因： CaCO_3 是难溶盐，不能拆写成离子形式。

正确： $\text{CaCO}_3 + 2\text{H}^+ \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+} + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ 。

③看是否遵守质量守恒定律：

如 Na_2CO_3 与稀硫酸反应： $\text{CO}_3^{2-} + \text{H}^+ \rightleftharpoons \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ (错)。

错因：氢原子个数不守恒。

正确： $\text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ \rightleftharpoons \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ 。

④看是否遵守电荷守恒：

如钠与稀硫酸反应： $\text{Na} + 2\text{H}^+ \rightleftharpoons \text{Na}^+ + \text{H}_2\uparrow$ (错)。

错因：电荷不守恒。

正确： $2\text{Na} + 2\text{H}^+ \rightleftharpoons 2\text{Na}^+ + \text{H}_2\uparrow$ 。

⑤看是否漏掉离子反应：

如 CuSO_4 与 $\text{Ba}(\text{OH})_2$ 溶液反应：

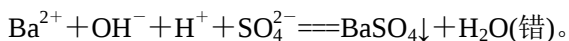
$\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} \rightleftharpoons \text{BaSO}_4\downarrow$ (错)。

错因：漏掉(或忽视)了 Cu^{2+} 和 OH^- 的反应。

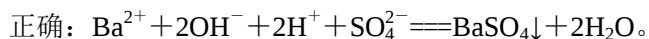
正确： $\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} + \text{Cu}^{2+} + 2\text{OH}^- \rightleftharpoons \text{BaSO}_4\downarrow + \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow$ 。

⑥看是否符合阴、阳离子的个数配比：

如 $\text{Ba}(\text{OH})_2$ 溶液和稀硫酸反应：



错因：不符合物质的组成比。



注：离子共存的前提条件是离子之间不能发生反应，若能发生反应则相应的离子在溶液中不能大量共存。

5.离子之间反应的条件

(1).同一溶液中，若离子间符合下列任意一个条件就会发生离子反应，离子之间便不能在溶液中大量共存。

(1)生成难溶物或微溶物。如 Ba^{2+} 与 CO_3^{2-} 、 Ag^+ 与 Cl^- 、 Ba^{2+} 与 SO_4^{2-} 、 Ca^{2+} 与 OH^- 等。

(2)生成气体或挥发性物质。如 NH_4^+ 与 OH^- 、 H^+ 与 CO_3^{2-} 、 HCO_3^- 等。

(3)生成难电离物质。如 H^+ 与 CH_3COO^- 、 CO_3^{2-} 、 HCO_3^- 、 S^{2-} 、 HS^- 、 SO_3^{2-} 、 HSO_3^- 等生成难电离的酸； OH^- 与 NH_4^+ 生成难电离的碱； H^+ 与 OH^- 生成水。

(2). 附加隐含条件的应用规律

①溶液无色透明时，则溶液中一定没有有色离子，如 Cu^{2+} 、 Fe^{3+} 、 Fe^{2+} 、 MnO_4^- 等。

②滴入酚酞变红的溶液中肯定不存在与 OH^- 反应的离子，如 Al^{3+} 、 Mg^{2+} 、 Cu^{2+} 、 Zn^{2+} 、 Fe^{3+} 、 Fe^{2+} 、 Ca^{2+} 、 NH_4^+ 、 H^+ 、 HCO_3^- 、 HSO_3^- 等。

③滴入石蕊溶液变红的溶液中肯定不存在与 H^+ 反应的离子，如 OH^- 、 CO_3^{2-} 、 HCO_3^- 等。

总结归纳

(1)复分解型离子反应发生的条件是生成沉淀、放出气体或生成难电离的物质。

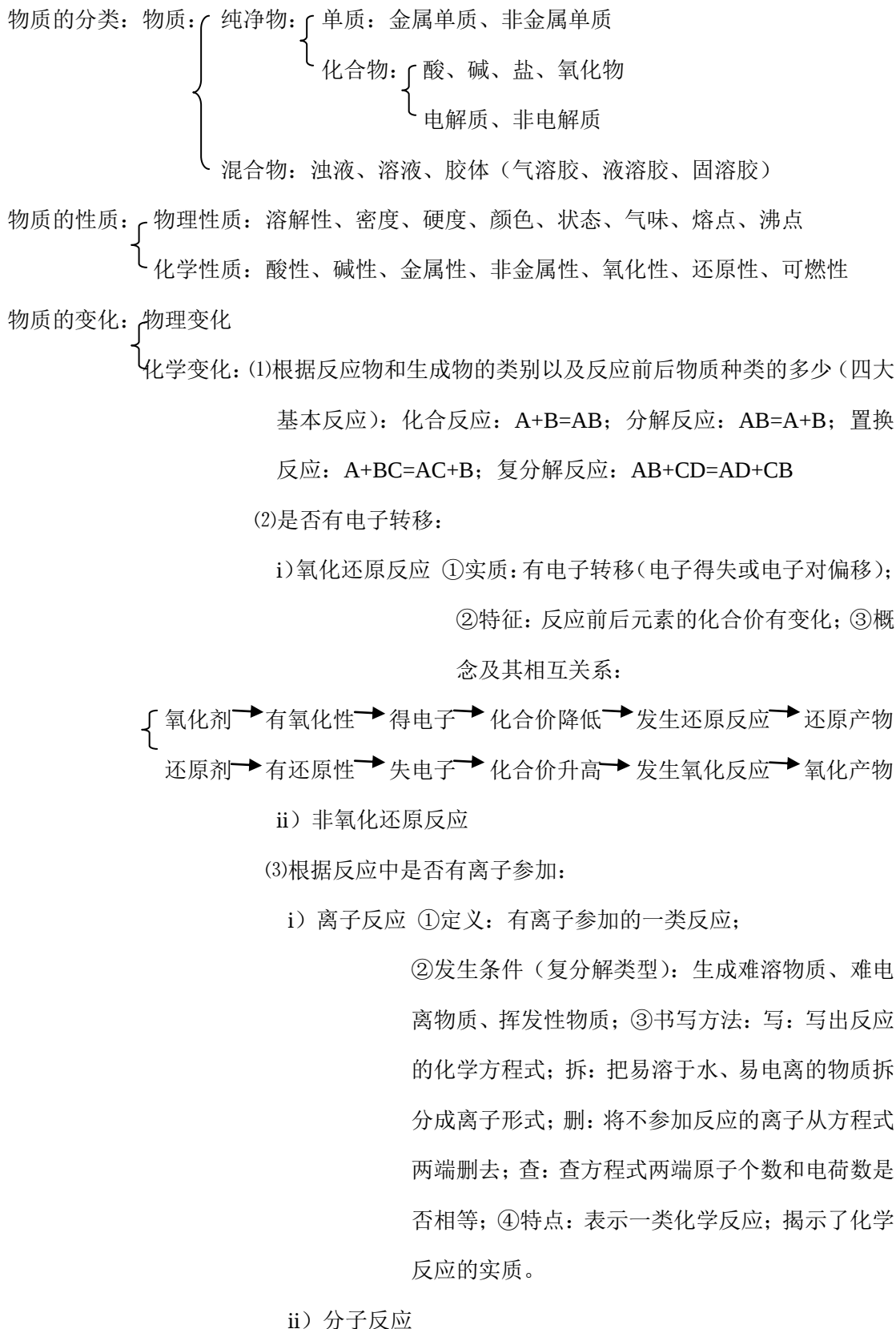
(2)书写离子方程式时，强酸、强碱和易溶盐可拆，其他物质不可拆。

(3)离子方程式的正误判断除要注意是否符合客观事实外，还要抓住两易、两等和两查。

(4)离子之间若发生反应，则不能在溶液中大量共存。

第六章 物质的性质和变化

知识概览



知识详解

一、物质的变化

1.物理变化：没有新物质生成的变化。物理变化仅仅是物质形态的变化。

常见的物理变化有：物质的三态变化、蒸馏、分馏、盐析、渗析、吸附、升华、焰色反应、气焊、电泳、汽油去油污、金属导电等。

2.化学变化：有新物质生成的变化

(1) 实质：旧的化学键断裂和新的化学键形成，在化学变化中，物质的组成和化学性质都发生了变化并伴随有放热、发光、颜色改变、放出气体、生成沉淀等现象。

(2) 常见的化学变化：风化、硫化、老化、裂化、硝化、磺化、酯化、氧化、钝化、水泥的硬化、干馏、电解、电镀、电化学腐蚀、水解、变性、气割、纯碱去油污、同素异形体间的转化等。

易错提示：1.化学变化中组成物质的元素的化合价不一定发生变化，如 O_2 和 O_3 之间的转化；
2.化学变化中一定存在化学键的断裂和形成，但存在化学键断裂的变化不一定是化学变化，如金属熔化、 $NaCl$ 溶于水等属于物理变化。

物理变化和化学变化的比较

	物理变化	化学变化
特征	没有新物质生成	有新物质生成
实质	物质分子间隔发生变化，物质的组成、结构没有发生变化，没有新分子生成	物质的组成、结构发生变化，分子中原子重新组合，有新分子生成
伴随现象	一般指物质的形态变化(即分子间隔发生变化)	不但形态变化，常发生放热、发光、变色、放出气体、生成沉淀等现象
两者关系	两者常常同时发生，化学变化中一定有物理变化，但物理变化中一定没有化学变化	
判断依据	从宏观看，是否有新物质生成；从微观看，是否生成新的分子	
实例	水的三态变化(水蒸气、水、冰)、酒精的挥发	镁条点燃、加热氯化铵

二、电解质与非电解质

1.电解质：在水溶液里或熔融状态下能够导电的化合物。如硫酸、氢氧化钠、硝酸钾等。

2.非电解质：在水溶液里和熔融状态下都不能导电的化合物。如蔗糖。

3.电解质与非电解质的比较

	电解质	非电解质
相同点	均为化合物	
不同点	水溶液或熔融状态能导电	水溶液或熔融状态都不能导电
本质区别	在水溶液或熔融状态下自身能发生 电离	在水溶液或熔融状态下自身不 能发生电离
所含物质 类型	酸： H_2SO_4 、 HCl 、 H_3PO_4 、 H_2CO_3 、 CH_3COOH 碱： NaOH 、 $\text{Ca}(\text{OH})_2$ 、 $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ 、 $\text{Fe}(\text{OH})_3$ 盐： NaCl 、 KNO_3 、 NaHSO_4 、 CaCO_3 活泼金属氧化物： Na_2O 、 CaO 、 MgO	非金属氧化物： SO_2 、 SO_3 、 CO_2 、 CO 、 P_2O_5 非酸性气态氢化物： NH_3 部分有机物：蔗糖、酒精、 CH_4

特别提醒：①电解质与非电解质均属于化合物。例如， HCl 是电解质，其水溶液盐酸不是电解质。

②化合物具备下列条件之一便为电解质：a.在水溶液中能导电；b.在熔融状态下能导电。例：共价化合物 HCl 在液态时不导电，在水溶液中能导电。

③ CO_2 等非金属氧化物溶于水后所得溶液能导电，是因为 CO_2 与水反应生成了能电离出导电离子的 H_2CO_3 ， H_2CO_3 属电解质， CO_2 属非电解质。

④能导电的物质不一定是电解质，如石墨、铜等；电解质不一定都能导电，如 NaCl 晶体。

⑤活泼金属氧化物（如 Na_2O 、 MgO ）在熔融状态下能电离，能导电，故属于电解质。

三、物质的性质

1.物理性质

物质不需要发生化学变化就表现出的性质，主要包括物质的颜色、状态、气味、熔沸点、硬度、密度、溶解度和挥发性等。

（1）溶解性

①定义：指物质在某种溶剂中溶解的能力。

②举例：例如氯化钠易溶于水，却难溶于无水乙醇、苯等有机溶剂。单质碘在水中溶解性较差，却易溶于乙醇、苯等有机溶剂。苯酚在室温时仅微溶于水，当温度大于 70°C 时，却能以任意比与水互溶（苯酚熔点 43°C ， 70°C 时苯酚为液态）。

③溶解性规律：根据物质溶解的情况，人们总结了一个叫做相似相溶原理的规律，极性分子组成的溶质易溶于极性分子组成的溶剂，非极性分子组成的溶质易溶于非极性分子组成的溶剂。

④应用：利用物质在不同温度或不同溶剂中溶解性的差异，可以分离混合物或进行物质的提纯。常用的方法有过滤、分液、结晶、重结晶等。

⑤说明：在上述物质溶解过程中，溶质与溶剂的化学组成没有发生变化，利用简单的物理方法可以把溶质与溶剂分离开。还有一种完全不同意义的溶解。例如：石灰石溶于盐酸，铁溶于稀硫酸，氢氧化银溶于氨水等。在这样的溶解中，物质的化学组成发生了变化，用简单的物理方法不能把溶解的物质提纯出来。

（2）液化

①定义：指气态物质在降低温度或加大压强的条件下转变成液体的现象。

②举例：空气、氮气、氯气、氨气、石油气等，气体在加压、降温时易转变成液体。

③应用：在化学工业生产过程中，为了便于贮存、运输某些气体物质，常将气体物质液化。液化操作是在降温的同时加压，液化使用的设备及容器必须能耐高压，以确保安全。

（3）挥发性

①定义：液态物质在低于沸点的温度条件下转变成气态的能力，以及一些气体溶质从溶液中逸出的能力。

②规律：具有较强挥发性的物质大多是一些低沸点的液体物质，如乙醇、乙醚、丙酮、氯仿、苯、二硫化碳等，另外氨水、浓盐酸、浓硝酸等都具有很强的挥发性。这些物质贮存时，应密闭保存并远离热源，防止受热加快挥发。

（4）升华

①定义：在加热的条件下，固态物质不经过液态直接变为气态的变化。

②举例：常见能升华的物质有 I_2 、干冰（固态 CO_2 ）、升华硫、红磷等。

2.化学性质

物质在化学变化中表现出的性质，主要包括物质的热稳定性、酸性和碱性、氧化性和还原性、可燃性等。

（1）酸性

①分类：分为物质的酸性和溶液的酸性。

②物质的酸性是物质能够提供氢离子或能够与氢氧根离子发生反应，使得 $c(\text{H}^+)$ 大于 $c(\text{OH}^-)$ 的能力，如各种酸、多元强酸的酸式盐、酸性氧化物等。

酸性的强弱通常用 K_a （酸的电离平衡常数）和 α （电离度）来表示。在相同条件下， K_a 越大，表示酸易电离，酸性越强。

在相同温度和浓度下， α 越大表示酸越易电离，酸性越强。强酸提供氢离子的能力强于弱酸，可以用强酸与弱酸盐反应而生成弱酸。无机酸中酸性最强的是高氯酸（ HClO_4 ）。

③溶液的酸性是指溶液中 $c(\text{H}^+)$ 大于 $c(\text{OH}^-)$ 时表现的性质。

溶液酸性的强弱取决于溶液中氢离子浓度的大小，氢离子浓度越大，溶液的酸性越强，所以强酸溶液的酸性不一定强于弱酸溶液的酸性。溶液显酸性，一种是酸的溶液，另一种可能是强酸弱碱盐的溶液，强酸弱碱盐因发生水解而使溶液中 $c(\text{H}^+)$ 大于 $c(\text{OH}^-)$ ，如 NH_4Cl 溶液、 CuSO_4 溶液等。某些酸式盐溶于水也能使溶液显酸性，如硫酸氢钠、磷酸二氢钠等。

酸的分类：可根据酸性强弱（电离程度）分为：

- 强酸： HCl 、 H_2SO_4 、 HNO_3 ；
- 弱酸： HAc 、 H_2S 。

可根据 1 个分子中含氢原子的个数：

- 一元酸： HCl 、 HNO_3 ；
- 二元酸： H_2SO_4 、 H_2S ；
- 三元酸： H_3PO_4 。

可根据是否含氧元素：

- 含氧酸： HNO_3 、 H_2SO_4 、 H_3PO_4 ；
- 非含氧酸： HCl 、 H_2S 。

（2）碱性

①分类：可分为物质的碱性和溶液的碱性。

②物质的碱性是物质提供氢氧根离子的能力，或能在水溶液中结合氢离子，使 $c(\text{OH}^-)$ 大于 $c(\text{H}^+)$ 的能力，如各种碱、碱性氧化物及有机胺类等。物质碱性的强弱通常用电离常数 K_b 和电离度 α 来表示。

相同条件下，碱的 K_b 越大，说明碱性越强；同温、同浓度下，碱的 α 越大，说明其碱性越强。溶液的碱性是 $c(\text{OH}^-)$ 大于 $c(\text{H}^+)$ 时溶液表现的性质。

③碱溶液、强碱弱酸盐溶液都显碱性，溶液的碱性强弱取决于氢氧根离子浓度的大小。

（3）金属性

①定义：元素的金属性通常指元素的原子失去价电子的能力。

②规律：元素的原子越易失去电子，该元素的金属性越强，它的单质越容易置换出水或酸中

的氢成为氢气，它的最高价氧化物对应水化物的碱性也越强。元素的原子半径越大，价电子越少，越容易失去价电子。在各种稳定的同位素中，铯元素的金属性最强，氢氧化铯的碱性也最强。除了金属元素表现出不同强弱的金属性，某些非金属元素也表现出一定的金属性，如硼、硅、砷、碲等。

(4) 非金属性

①定义：是指元素的原子在反应中得到（吸引）电子的能力。

②规律：元素的原子在反应中越容易得到电子，元素的非金属性越强，该元素的单质越容易与 H_2 化合，生成的氢化物越稳定，它的最高价氧化物对应水化物（含氧酸）的酸性越强（氧元素、氟元素除外）。

已知氟元素是最活泼的非金属元素。它与氢气在黑暗中就能发生剧烈的爆炸反应，氟化氢是最稳定的氢化物。氧元素的非金属性仅次于氟元素，除氟、氧元素外，氯元素的非金属性也很强，它的最高价氧化物（ Cl_2O_7 ）的水化物——高氯酸（ $HClO_4$ ）是已知含氧酸中最强的一种酸。

(5) 氧化性

①定义：物质（单质或化合物）在化学反应中得到（吸引）电子的能力称为物质的氧化性。

②一般有较强的氧化性的物质：非金属单质（如 F_2 、 O_2 、 O_3 、 Cl_2 、 Br_2 等）、金属元素高价态的化合物（如 $KMnO_4$ 、 $FeCl_3$ 等）、某些含氧酸及其盐（如 $HClO$ 、 HNO_3 、浓 H_2SO_4 等）。

③氧化性规律有：元素的非金属性越强，单质的氧化性也越强。氟是氧化性最强的非金属单质。

a. 活泼金属阳离子的氧化性弱于不活泼金属阳离子的氧化性，如 $Na^+ < Ag^+$ 。

b. 变价金属中，高价态的氧化性强于低价态的氧化性，如 $Fe^{3+} > Fe^{2+}$ ， $MnO_4^- > MnO_4^{2-} > MnO_2$ 。

c. 同种元素含氧酸的氧化性往往是价态越高，氧化性越强，如 $HNO_3 > HNO_2$ ；浓度越大，氧化性也越强，如浓 $HNO_3 >$ 稀 HNO_3 、浓 $H_2SO_4 >$ 稀 H_2SO_4 。然而，也有例外，如氯元素的含氧酸，它们的氧化性强弱顺序是 $HClO > HClO_2 > HClO_3 > HClO_4$ 。

(6) 还原性

①定义：物质在化学反应中失去电子的能力称为该物质的还原性。

②一般由较强的还原性的物质：金属单质、大多数非金属单质和含有元素低价态的化合物。

③还原性规律有：物质还原性的强弱取决于该物质在化学反应中失去电子能力的大小。

a. 元素的金属性越强，金属单质的还原性也越强，金属单质还原性顺序和金属活动性顺序基本一致，Sn 和 Pb 有点反常，如金属单质的还原性或金属性： $Sn < Pb$ ，金属活动性： $Sn > Pb$ 。

b.元素的非金属性越弱，非金属单质的还原性则越强。

c.元素若有多种价态的物质，一般说来，价态越低，还原性越强。如含硫元素不同价态的物质的还原性： $\text{H}_2\text{S} > \text{S} > \text{SO}_2$ ；铁及其盐的还原性： $\text{Fe} > \text{Fe}^{2+}$ 等。

氧化剂：在氧化还原反应中得到电子（或电子对偏向）的物质。

还原剂：在氧化还原反应中失去电子（或电子对偏离）的物质。

氧化剂具有氧化性，物质所含元素的原子或离子得电子能力越强，物质的氧化性就越强。

还原剂具有还原性，物质中所含元素的原子或离子失电子越容易，物质的还原性就越强。

氧化产物：物质失电子被氧化的生成物，具有得电子的性质（氧化性）。

还原产物：物质得电子被还原的生成物，具有失电子的性质（还原性）。

记忆口诀：升失氧还、降得还氧。其含义：化合价升高 $\longrightarrow$ 失去电子（电子对偏离） $\longrightarrow$ 被氧化 $\longrightarrow$ 是还原剂；化合价降低 $\longrightarrow$ 得到电子（电子对偏向） $\longrightarrow$ 被还原 $\longrightarrow$ 是氧化剂。

特别提醒：（1）化合反应和分解反应有单质出现就一定是氧化还原反应；

（2）有单质参加的反应不一定是氧化还原反应，如：放电时， $3\text{O}_2 = 2\text{O}_3$ 。虽反应前后都是单质，但氧元素的化合价没有变化，则不是氧化还原反应。

（7）可燃性

①定义：物质在一定的条件下，能发生剧烈的氧化还原反应，并放出大量的光和热，且有火焰产生的性质，叫做物质的可燃性。有少数固体物质（指很难气化的物质，如铁、铜等）在燃烧时不产生火焰。

②规律：可燃性的物质往往是一些还原性较强的物质。在有氧化剂存在的条件下，当温度达到着火点便出现燃烧现象。常见的燃烧是物质在空气或氧气中发生的，氧化剂是氧气。

易错提示：并非只有氧气才能作燃烧的氧化剂，很多物质在氯气中也能燃烧，甚至于连二氧化碳也能支持某些活泼金属（如镁）的燃烧。

（8）稳定性

①定义：是物质的化学性质的一种，它反映出物质在一定条件下发生化学反应的难易程度。

②分类：稳定性可分为热稳定性、光化学稳定性和氧化还原稳定性等。

③规律：越不活泼的物质，其化学稳定性越好。

a.单质的热稳定性与键能的相关规律：一般来说，单质的热稳定性与构成单质的化学键牢固程度正相关，而化学键牢固程度又与键能正相关。

b.气态氢化物的热稳定性：元素的非金属性越强，形成的气态氢化物就越稳定。同主族的非金属元素，从上到下，随着核电荷数的增加，非金属性渐弱，气态氢化物的稳定性渐弱；同

周期的非金属元素，从左到右，随着核电荷数的增加，非金属性渐强，气态氢化物的稳定性渐强。

c.氢氧化物的热稳定性：金属性越强，碱的热稳定性越强（碱性越强，热稳定性越强）。例如，稳定性 $\text{NaOH} > \text{Al}(\text{OH})_3$ 。

d.含氧酸的热稳定性：绝大多数含氧酸的热稳定性差，受热脱水生成对应的酸酐。一般地：

（1）常温下酸酐是稳定的气态氧化物，则对应的含氧酸往往极不稳定，常温下可自行发生分解；（2）常温下酸酐是稳定的固态氧化物，则对应的含氧酸较稳定，在加热条件下才能分

解（ H_2SO_4 除外）。如 $\text{H}_2\text{SiO}_3 \xrightarrow[\text{或光照}]{\Delta} \text{SiO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ ；（3）某些含氧酸易受热分解并发生氧化还原反

应，得不到对应的酸。如 $4\text{HNO}_3 \xrightarrow{\Delta} 4\text{NO}_2 \uparrow + \text{O}_2 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ 。

e.含氧酸盐的热稳定性：

（1）酸不稳定，其对应的盐也不稳定；酸较稳定，其对应的盐也较稳定。例如，碳酸盐（ K_2CO_3 、 Na_2CO_3 除外）。

（2）同一种酸的盐，热稳定性：正盐 > 酸式盐 > 酸。例如，热稳定性： $\text{Na}_2\text{CO}_3 > \text{NaHCO}_3 > \text{H}_2\text{CO}_3$ 。

（3）同一酸根的盐的热稳定性顺序是碱金属盐 > 过渡金属盐 > 铵盐。

（4）同一种元素，其高价含氧酸比低价含氧酸稳定，其相应含氧酸盐的稳定性顺序也如此。

3. 化学反应的实质

即反应物化学键的断裂，生成物化学键的形成过程。化学反应大多涉及能量变化。从原子的角度分析，化学反应过程就是原子（原子团）的重新排列组合。也有些化学反应的发生是因为电子的转移或是在水溶液中的离子交换（即离子反应）。

4. 物质的性质、结构、用途之间的关系

