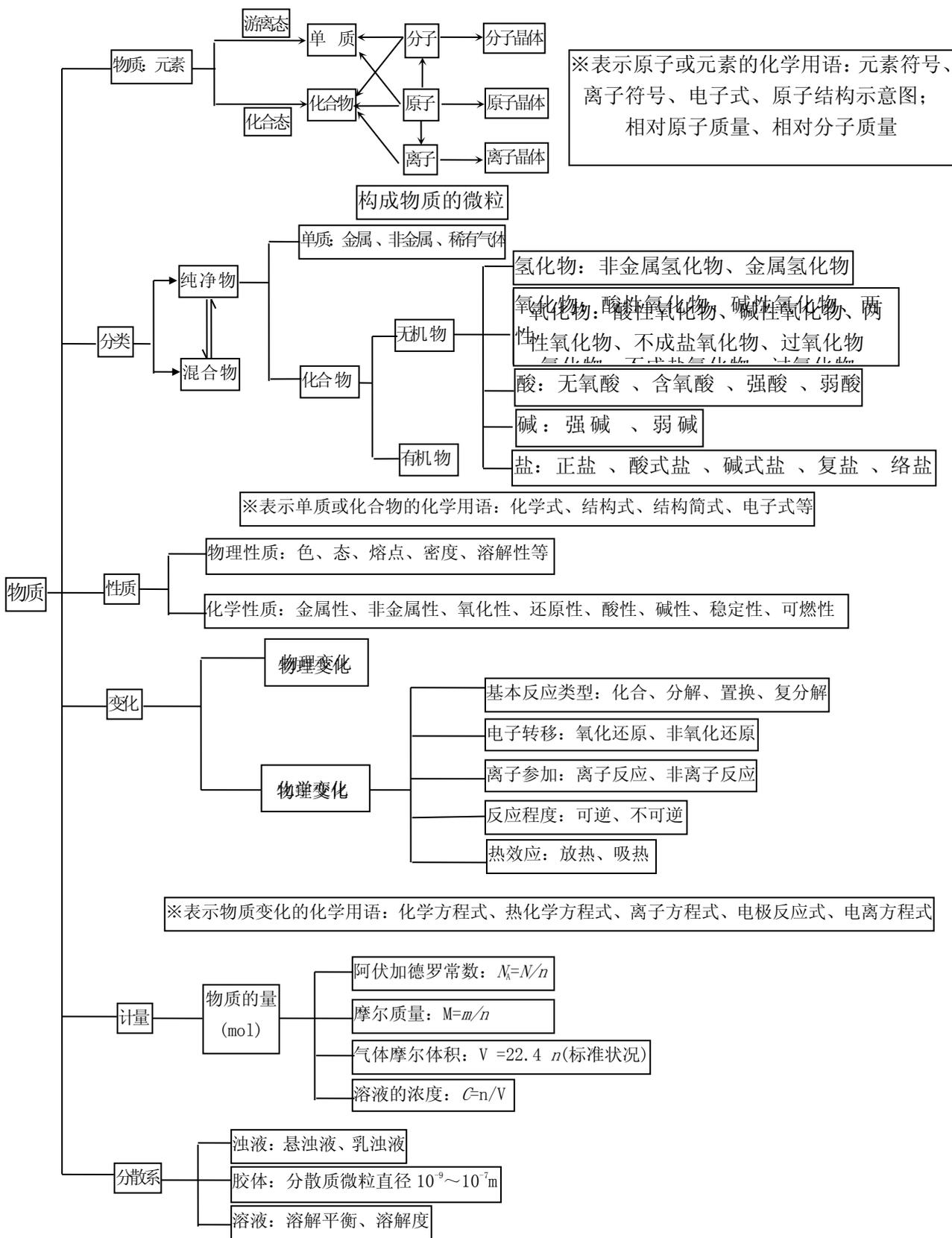
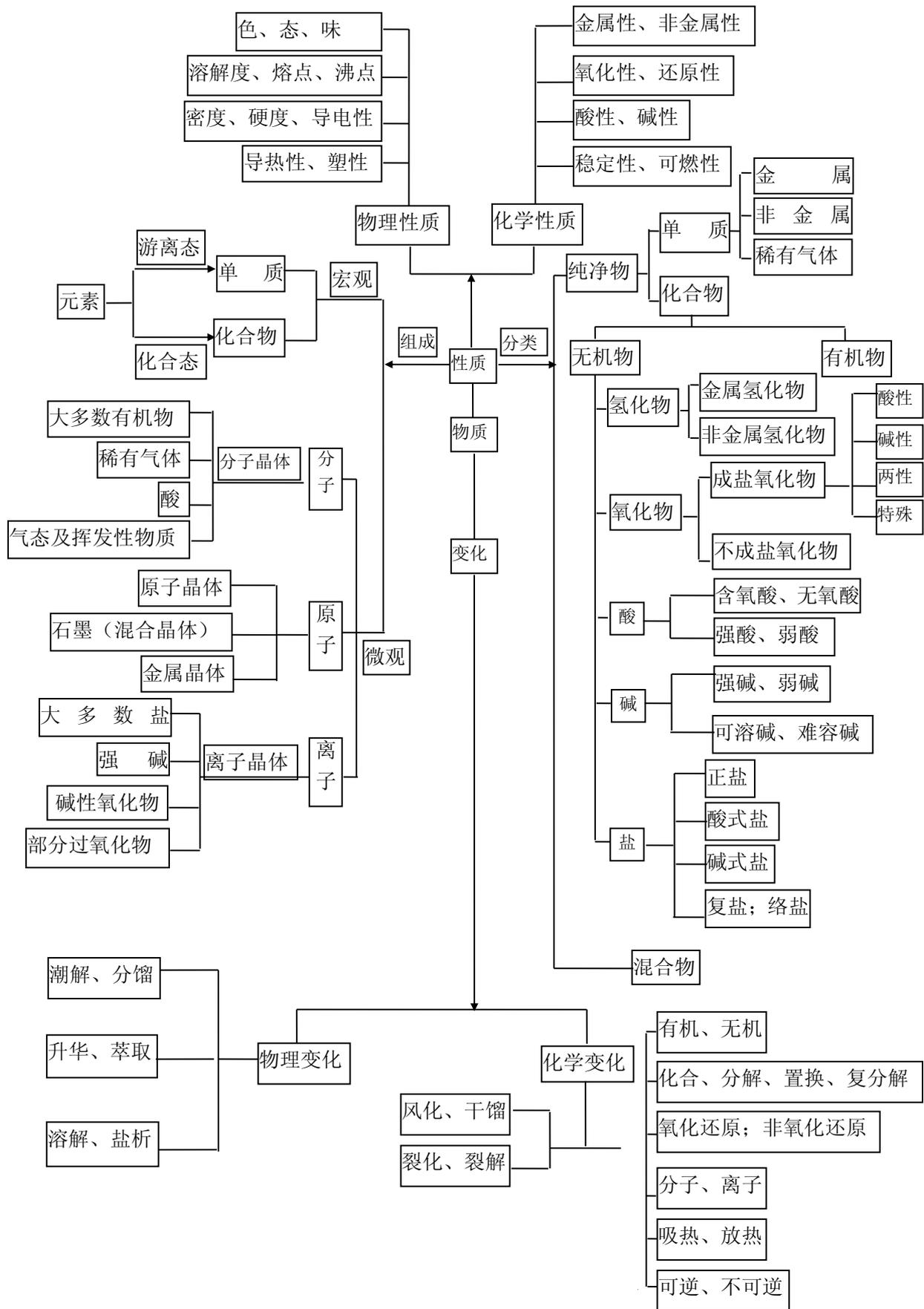


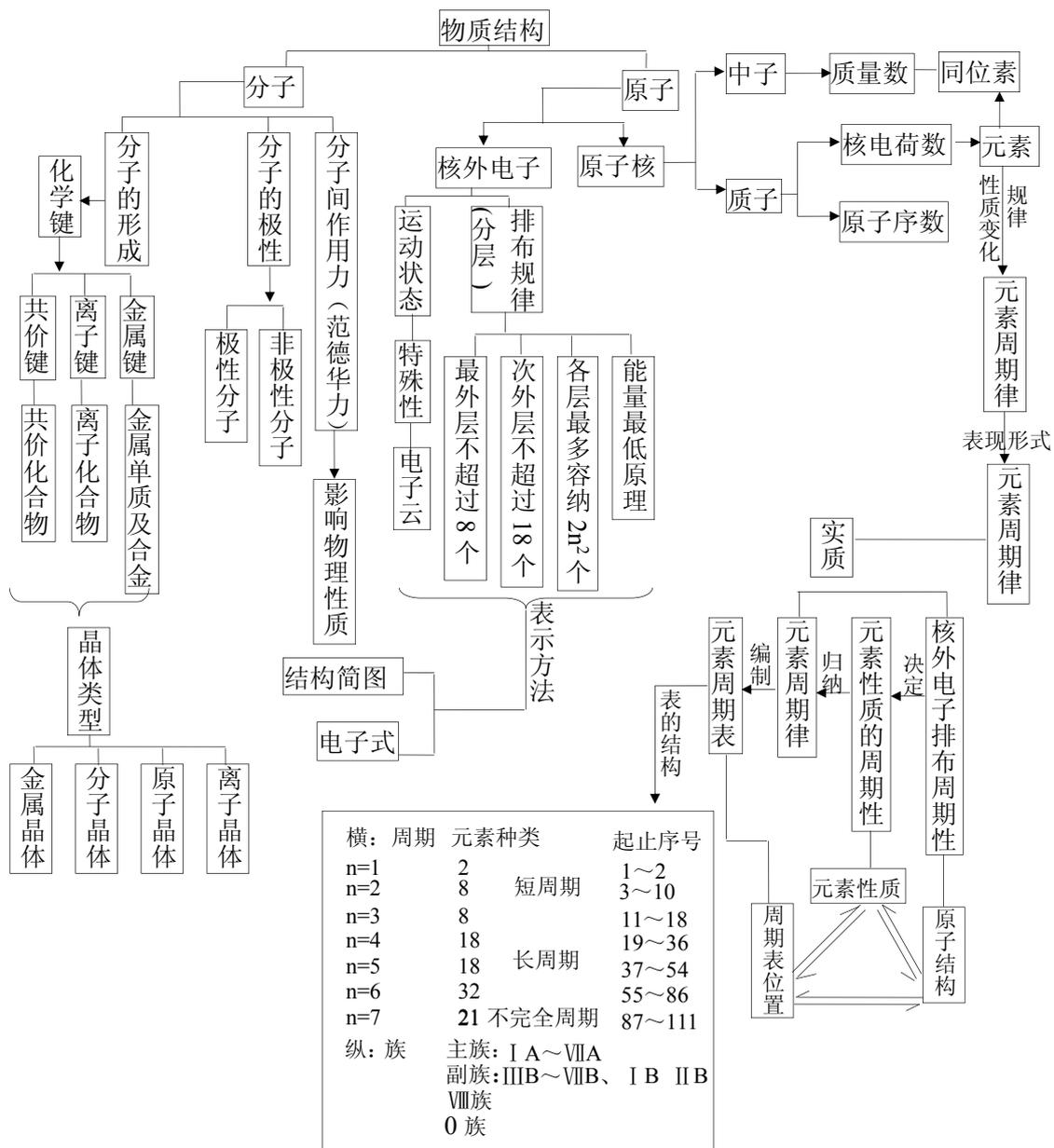
笔记一 高中化学基础知识网络图笔记

第一节：物质的组成、分类、性质和变化

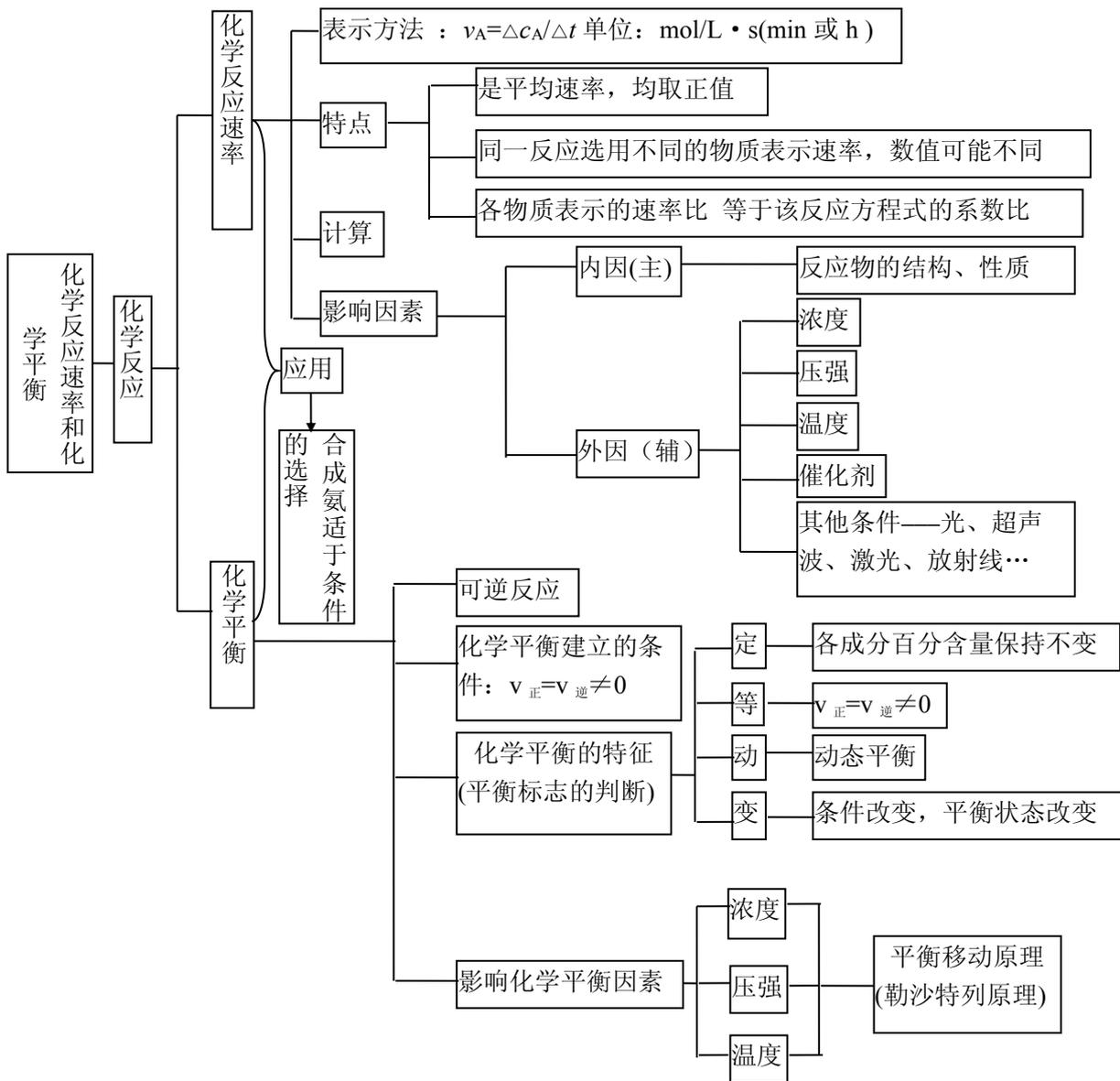


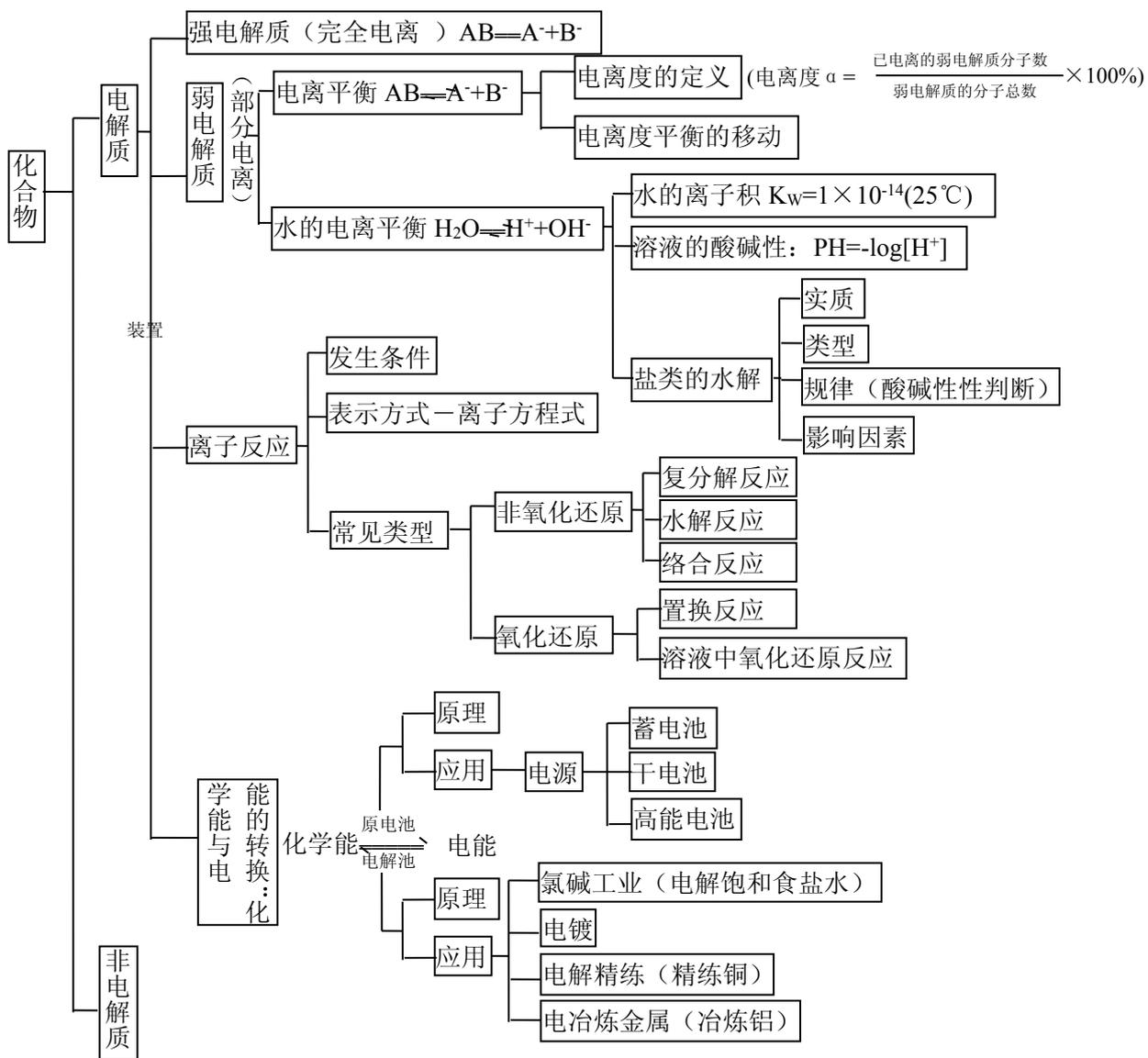


第二节：基本理论（物质结构、化学反应速率、化学平衡、电解质溶液）

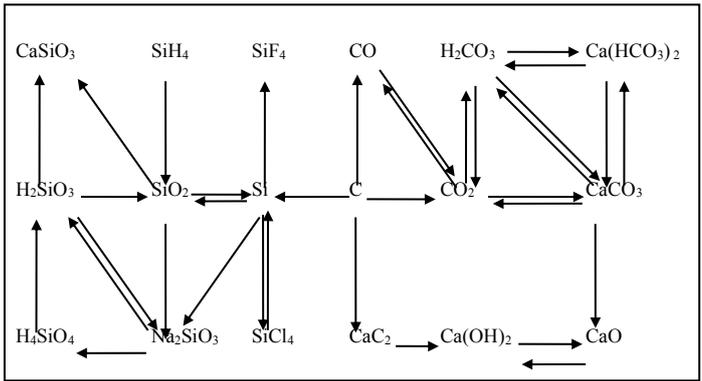
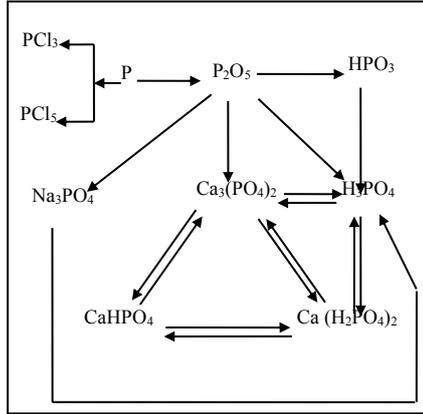
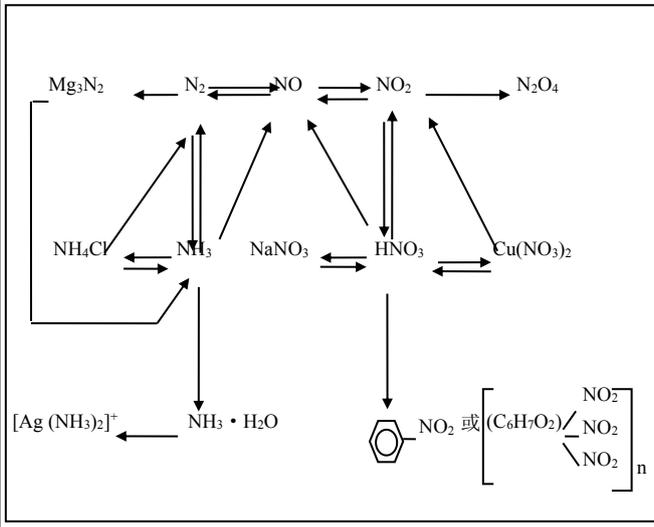
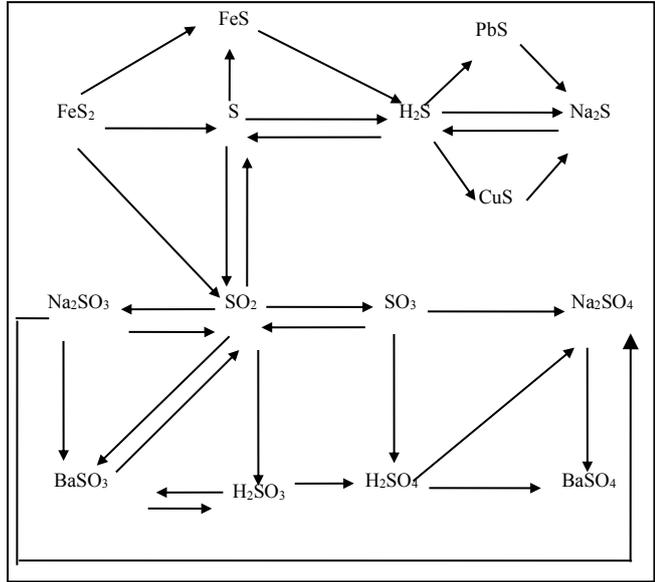
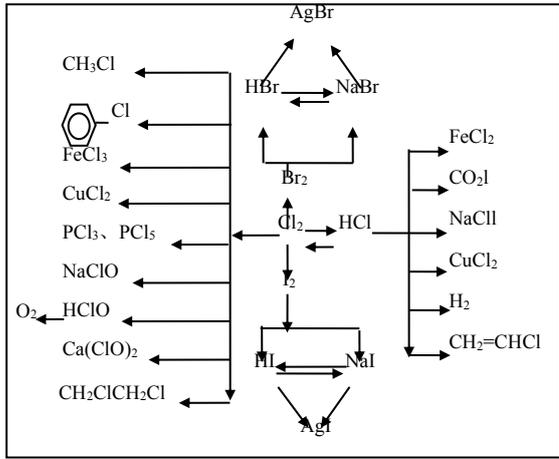
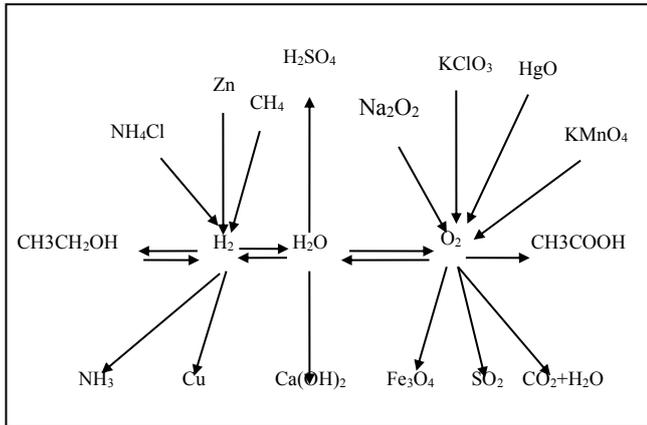


比较		离子晶体	原子晶体	分子晶体
构成晶体微粒		阴、阳离子	原子	分子
形成晶体作用力		离子键	共价键	范德华力
物理性质	熔沸点	较高	很高	低
	硬度	硬而脆	大	小
	导电性	不良(熔融、水溶液导电)	绝缘体(半导体)	不良
	传热性	不良	不良	不良
	延展性	不良	不良	不良
	溶解性	易溶于极性溶剂	不溶于任何溶剂	相似相溶
典型实例		NaCl, KBr	单质: 金刚石、SiC、Si、SiO ₂	单质: H ₂ 、O ₂ 化合物: 冰、干冰

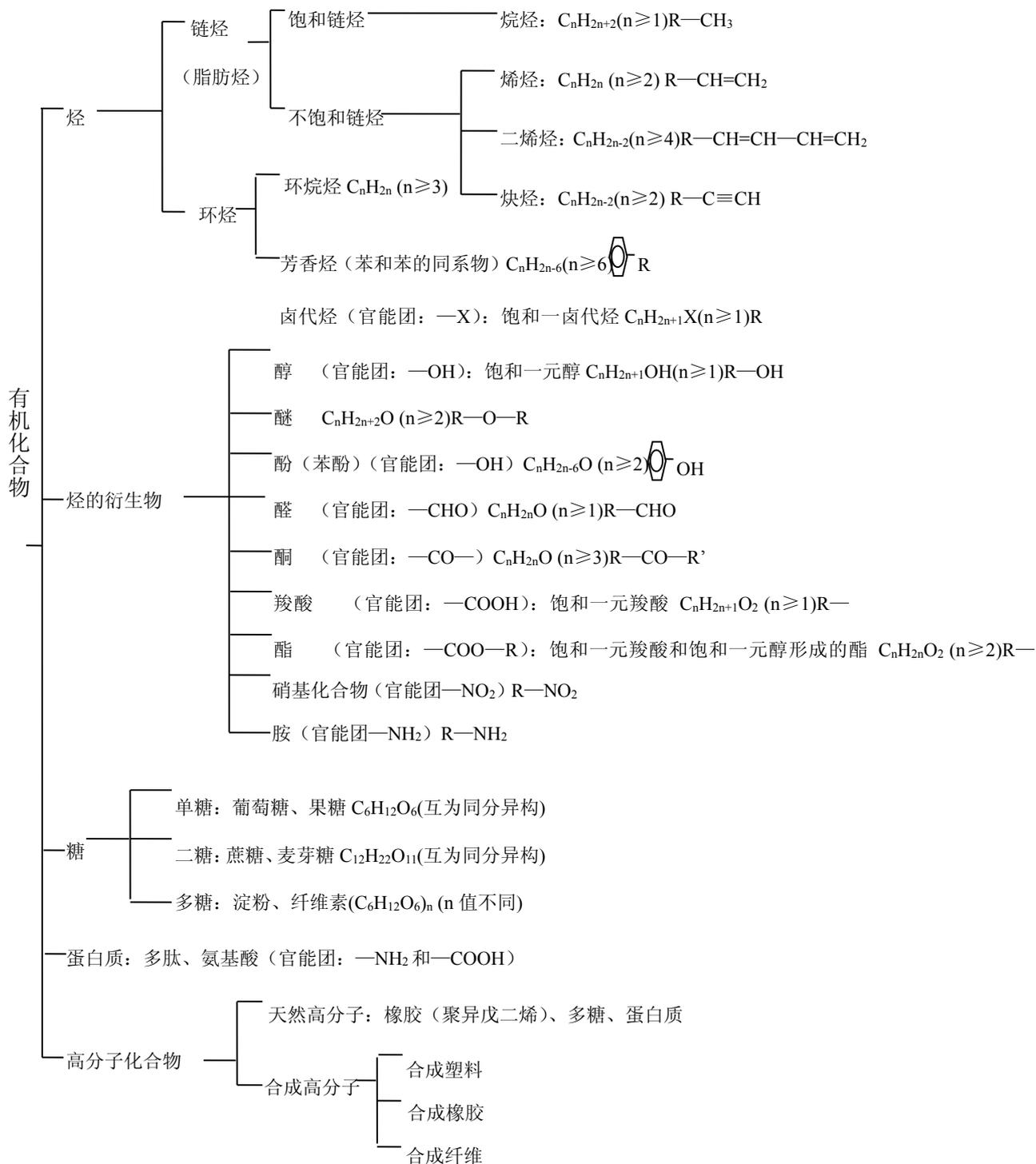




比较 装置	原电池	电解池
能量转换 (实质)	化学能→电能 (两极分别发生氧化还原反应产生电流)	电能→化学能 (在电流作用下两极分别发生氧化还原反应)
装置特点	外电路无电源; 两极为活泼性不同 (或其中之一为能导电的非金属) 的金属	外电路必须有直流电源; 两极材料均能导电即可
电极名称	负极 (-) ——较活泼 正极 (+) ——较不活泼	阴极——连接电源负极 阳极——连接电源正极
电子流向	负极 (-) → 正极 (+)	电源负极→阴极 电源正极→阳极
电极反应	负极: $M - ne \rightarrow M^{n+}$ 活泼金属失去电子被氧化、被溶解、被腐蚀。 正极: $2H^+ + 2e \rightarrow H_2 \uparrow$ (酸性电解质溶液) 或 $M^{n+} + ne \rightarrow M$ (不活泼金属的盐溶液) $H_2O + O_2 + 4e \rightarrow 4OH^-$ (中性、弱酸性条件下的吸氧腐蚀)	阴极: $2H^+ + 2e \rightarrow H_2 \uparrow$ 或 $M^{n+} + ne \rightarrow M$ 惰性电极 (石墨或铂) $R^{n-} - ne \rightarrow R$ (例 $2Cl^- - 2e = Cl_2 \uparrow$) 或 $4OH^- - 4e = H_2O + O_2 \uparrow$ 金属电极做阳极, 电极本身被氧化 $M - ne \rightarrow M^{n+}$

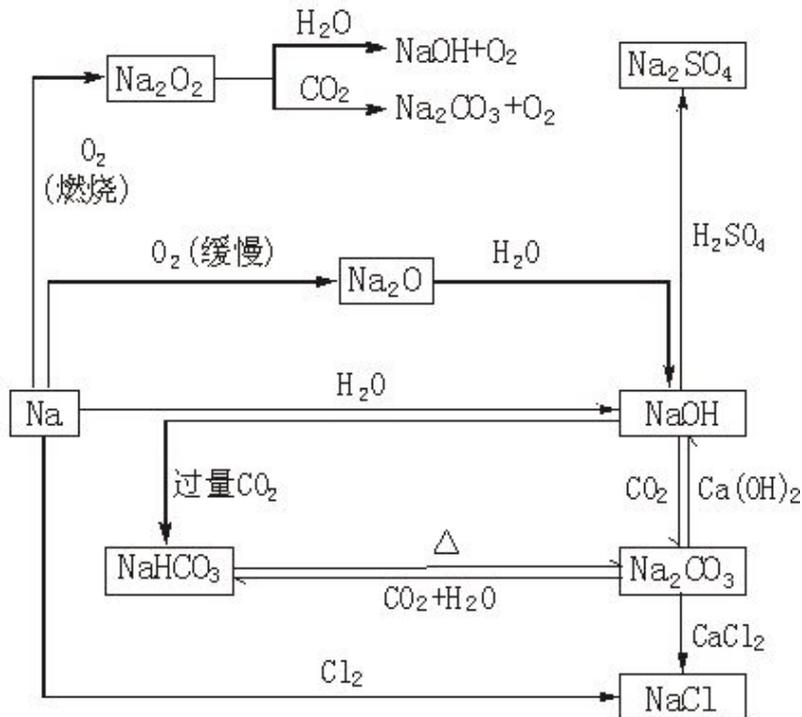


第四节 有机化学



第五节 元素与化合物

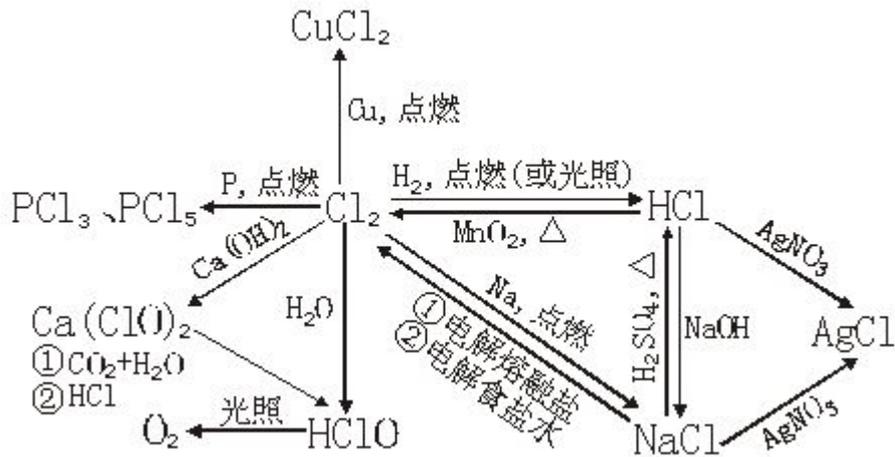
一、钠及其化合物



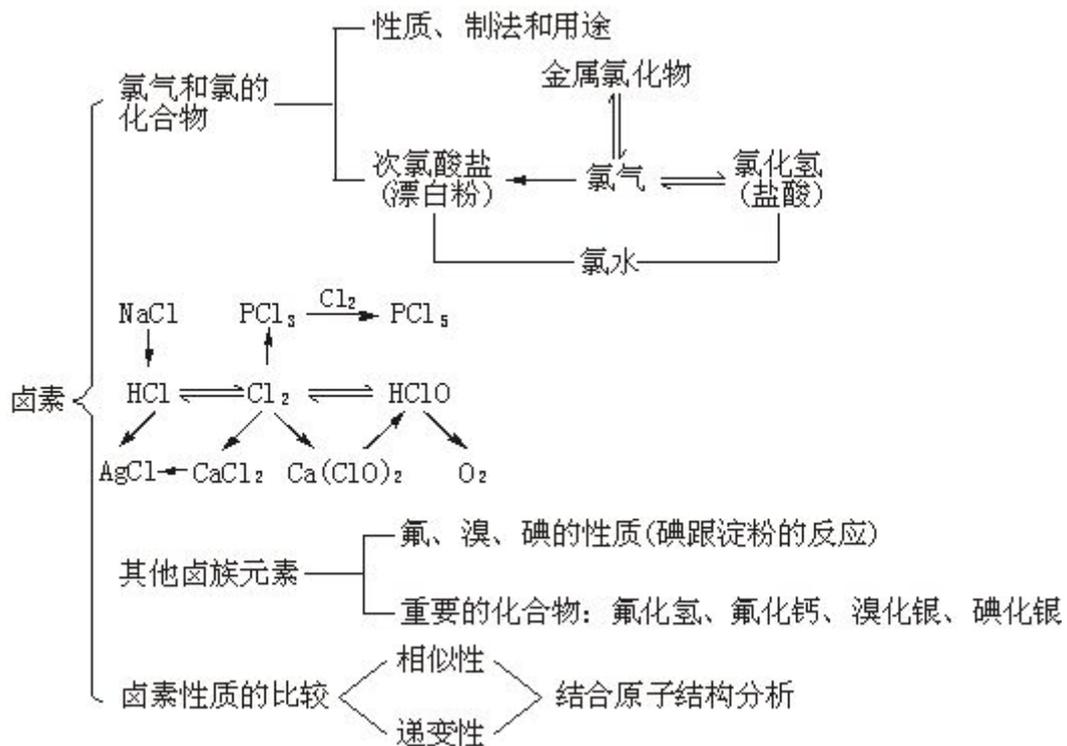
二、碱金属

碱金属	周期表中的位置 (周期、族)	
	原子结构	表示方法 { 原子结构示意图 电子式
		比较 { 相同点: 最外层电子数相同 不同点: 电子层数不同
	主要性质	相似性 { 最高正价为+1, 无气态氧化物, 但能形成金属离子化合物 的氢化物, 如 NaH 氧化物对应水化物为可溶性强碱, 典型的活泼金属元素
递变性 (按原子序数递增的顺序) { 原子半径由小到大 元素的金属性增强 氧化物对应水化物的碱性增强 单质的熔点、沸点逐渐降低		
离子的检验方法: 焰色反应		

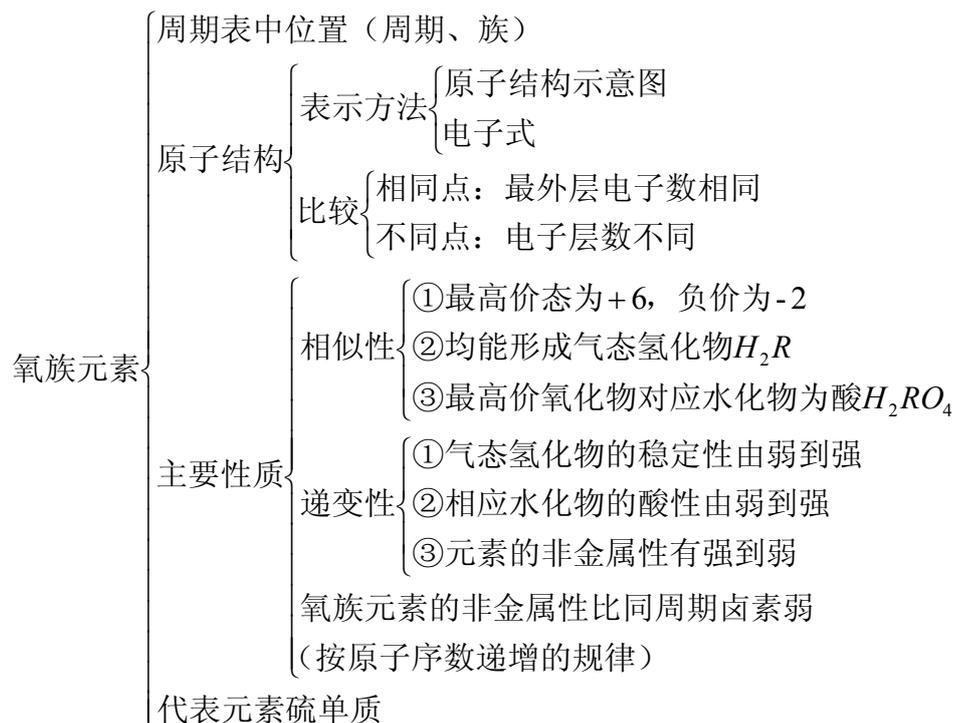
三、氯及其化合物



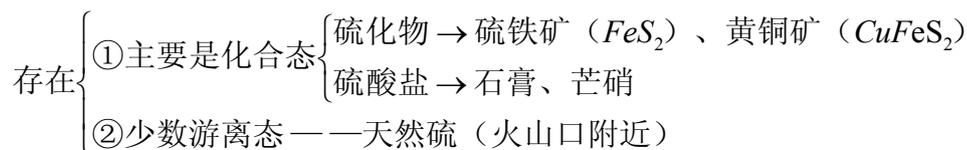
四、卤素



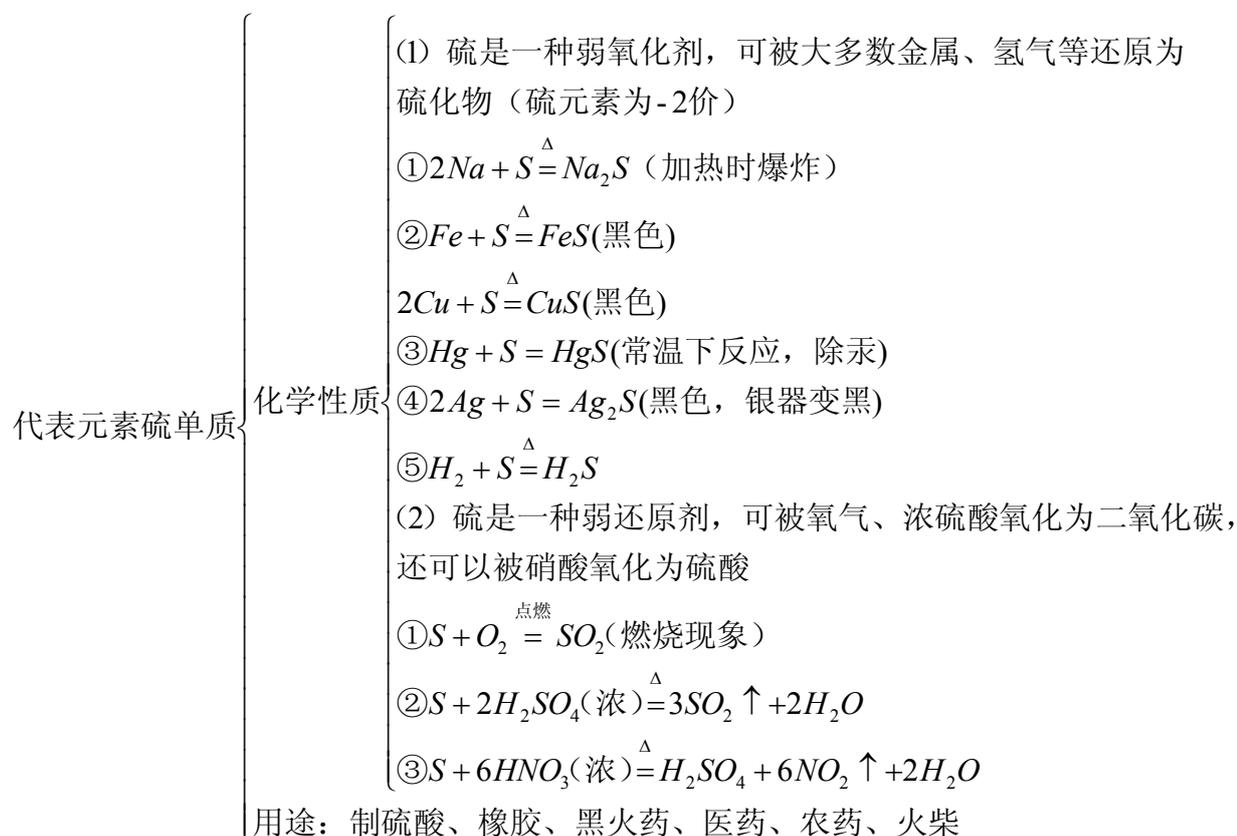
五、氧族元素



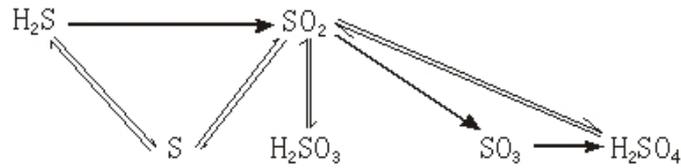
代表元素硫元素介绍



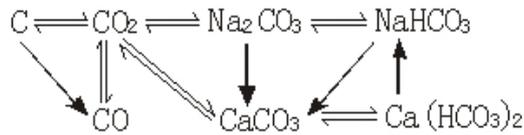
物理性质：淡黄色晶体，不溶于水，微溶于酒精，易溶于 CS_2 ，很脆，密度为 $2g/cm^3$



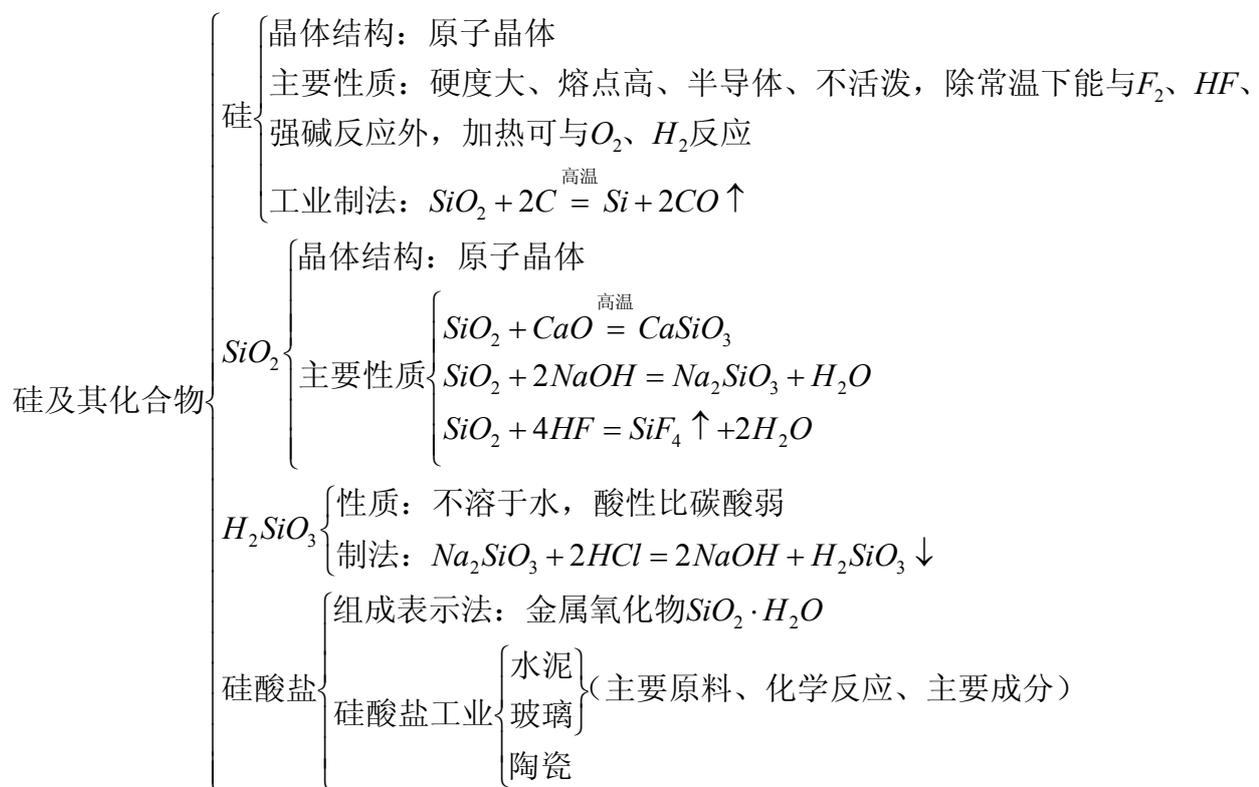
六、硫的重要化合物



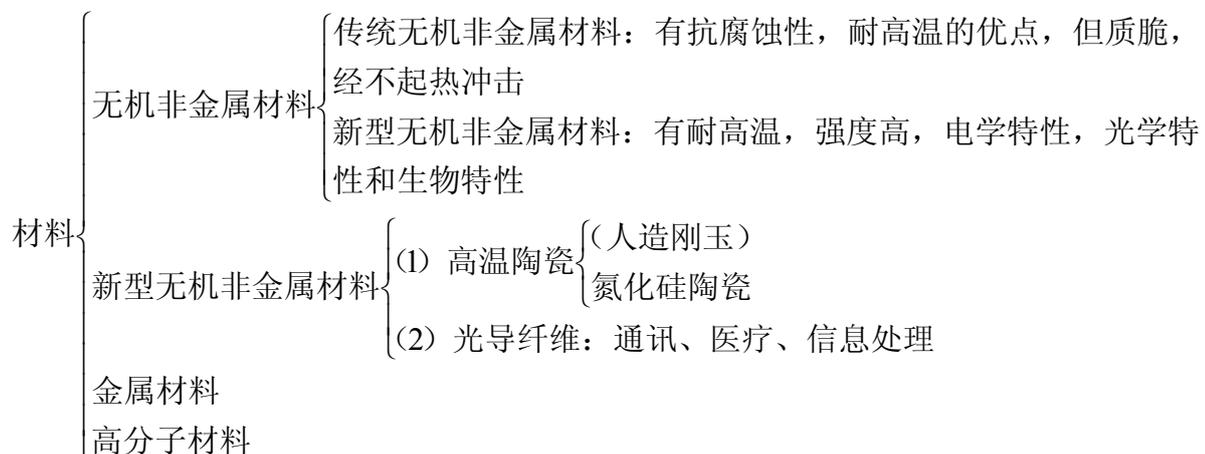
七、碳及其化合物



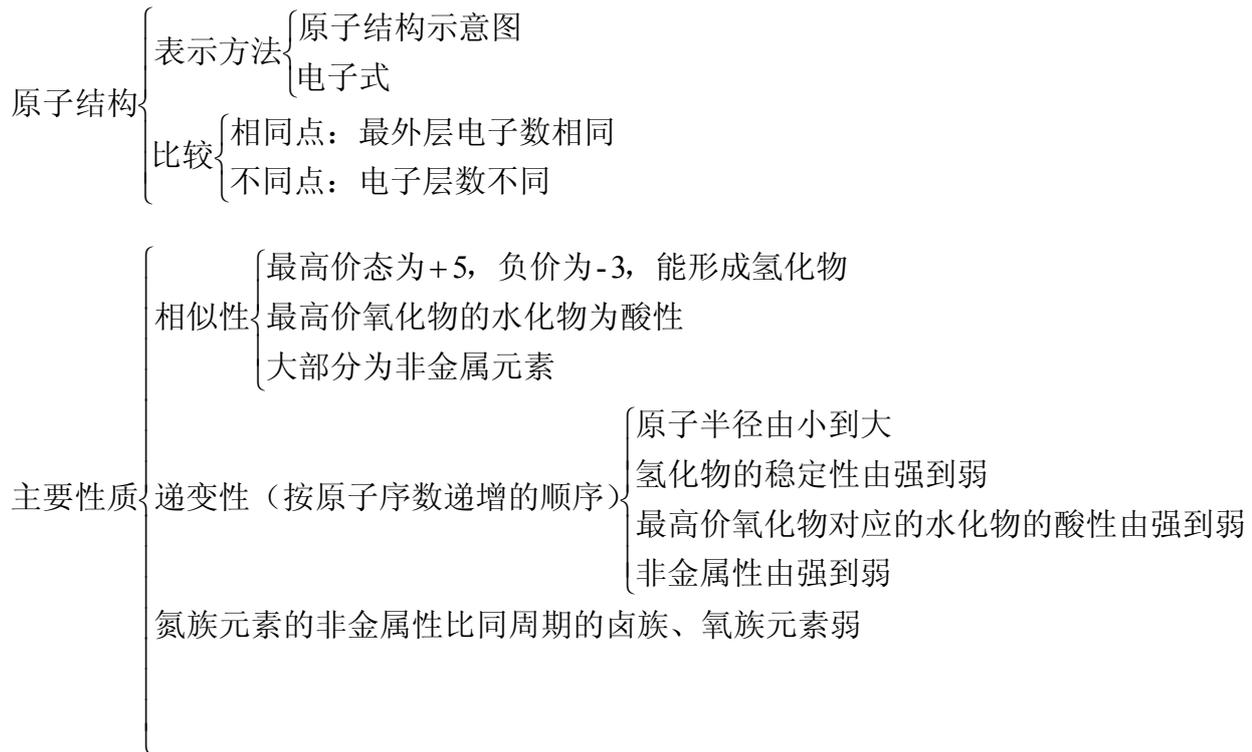
八、硅及其化合物



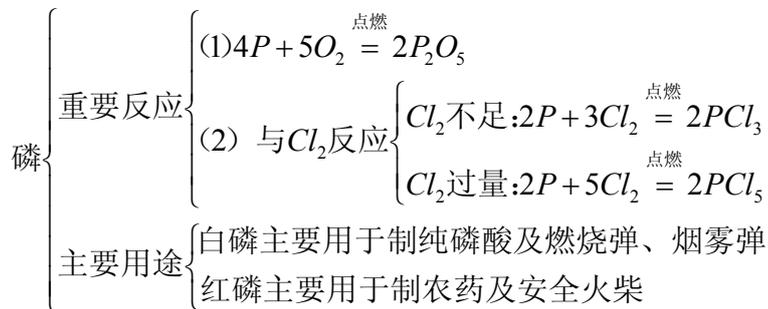
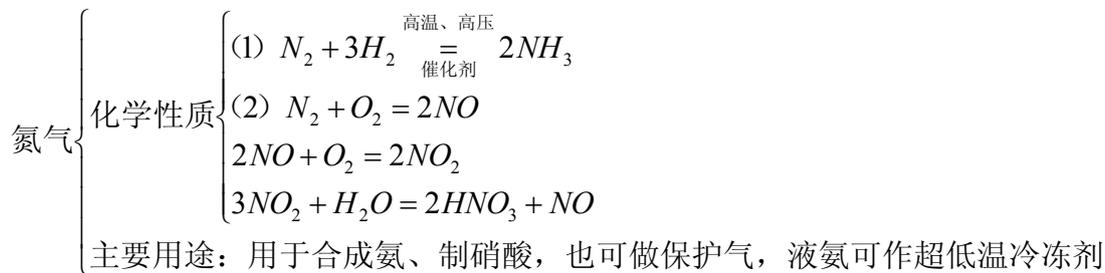
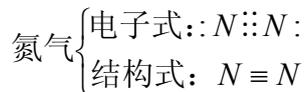
九、材料



十、氮族元素



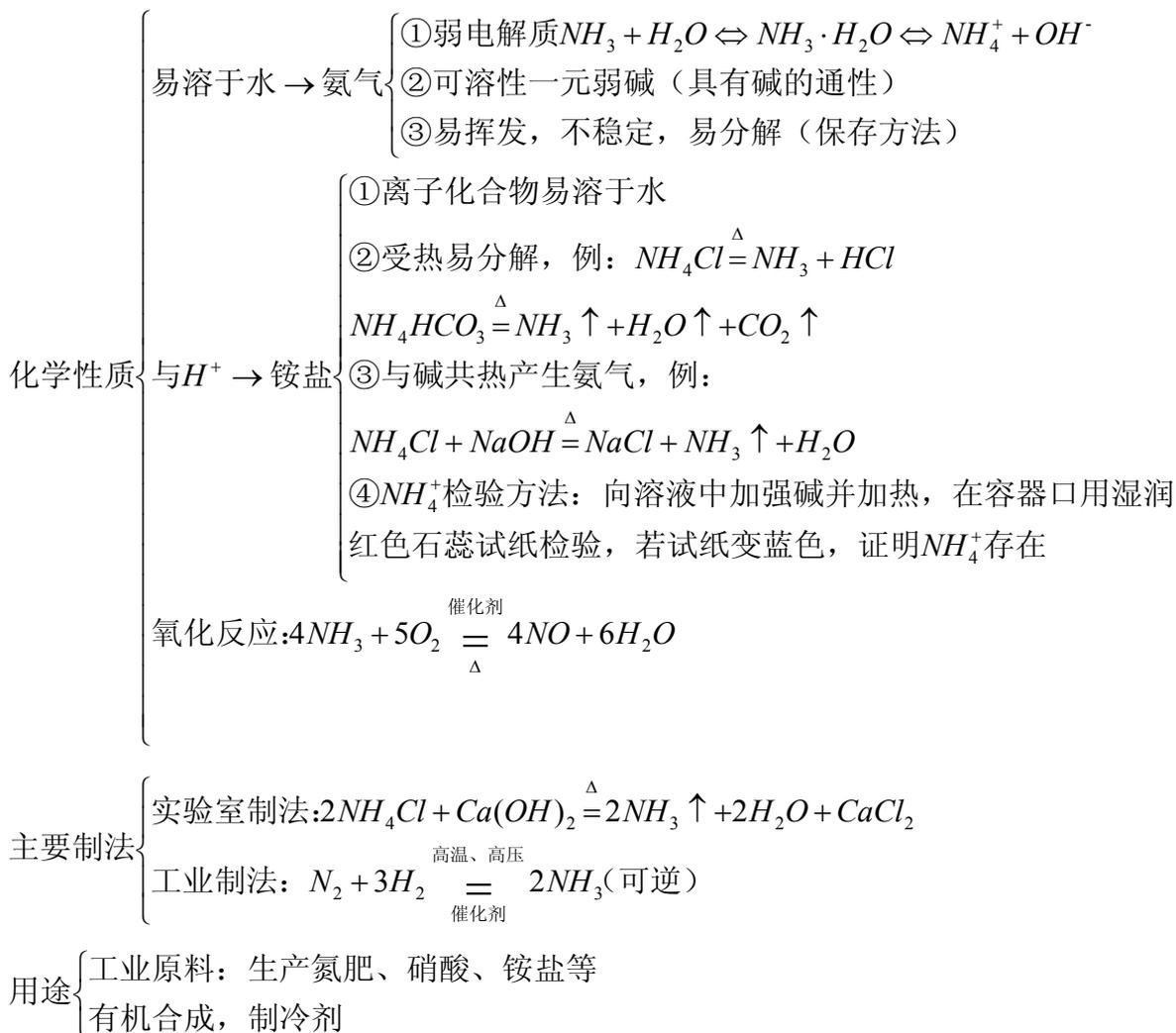
十一、氮和磷



十二、氨

分子结构：氨分子为三角锥形的极性分子

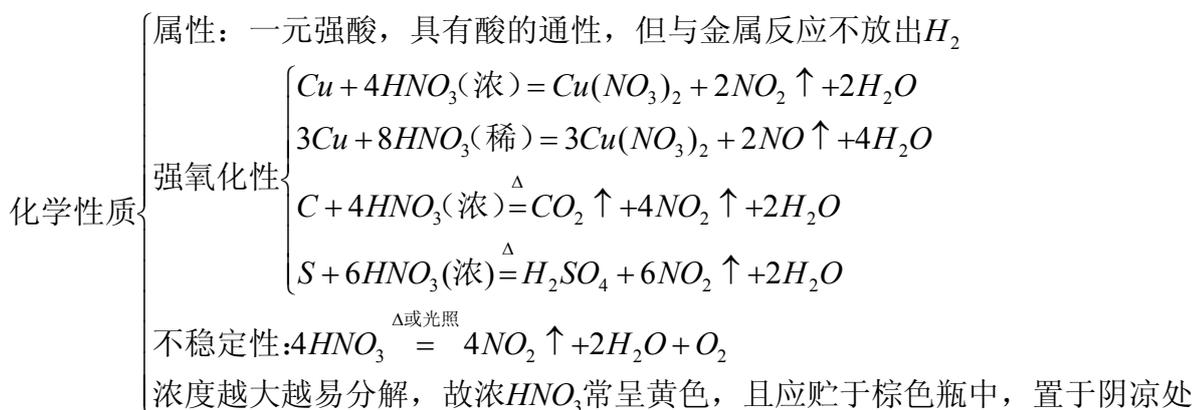
物理性质：无色、具有刺激性气味的气体，极易溶于水，易液化

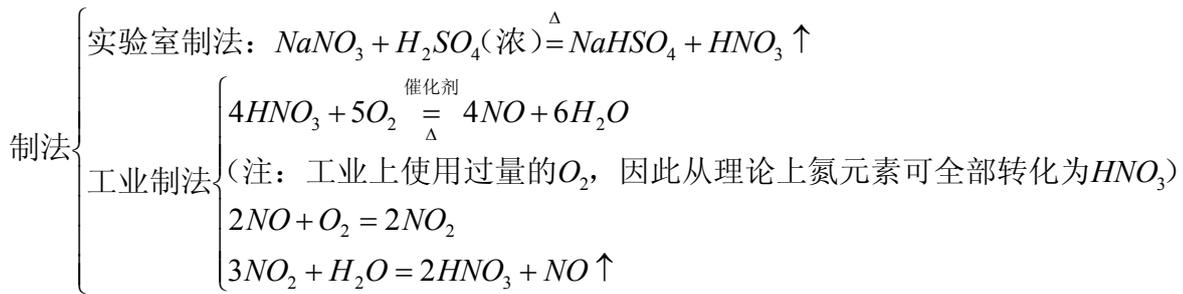


十三、硝酸

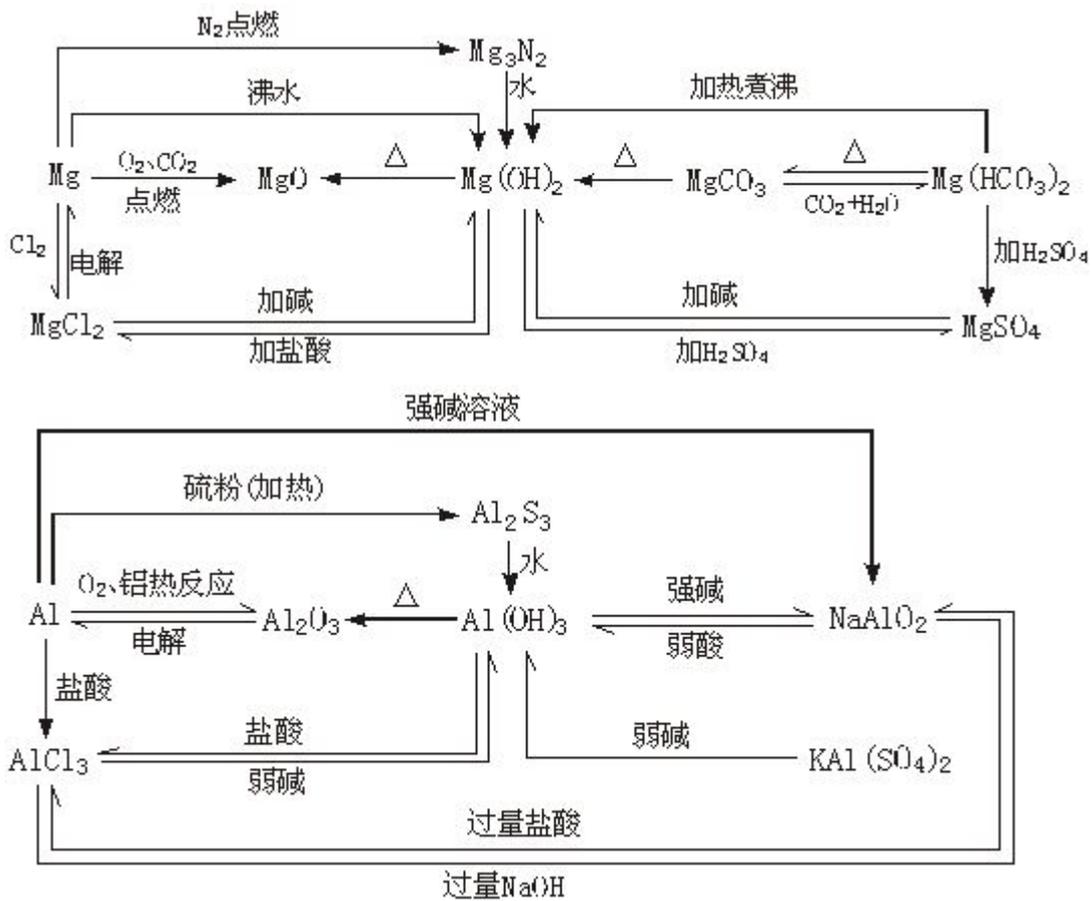
物理性质：无色，具有刺激性气味的液体，极易溶于水，易挥发（“发烟”现象）

主要用途：用于制炸药、染料、塑料、硝酸盐等

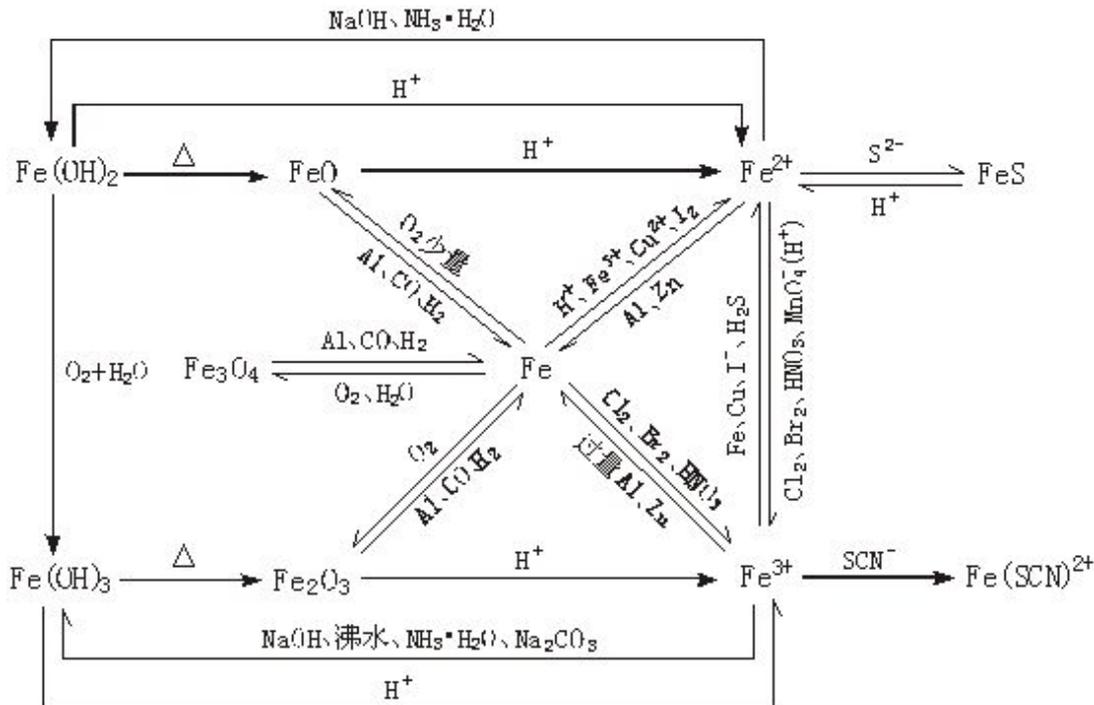




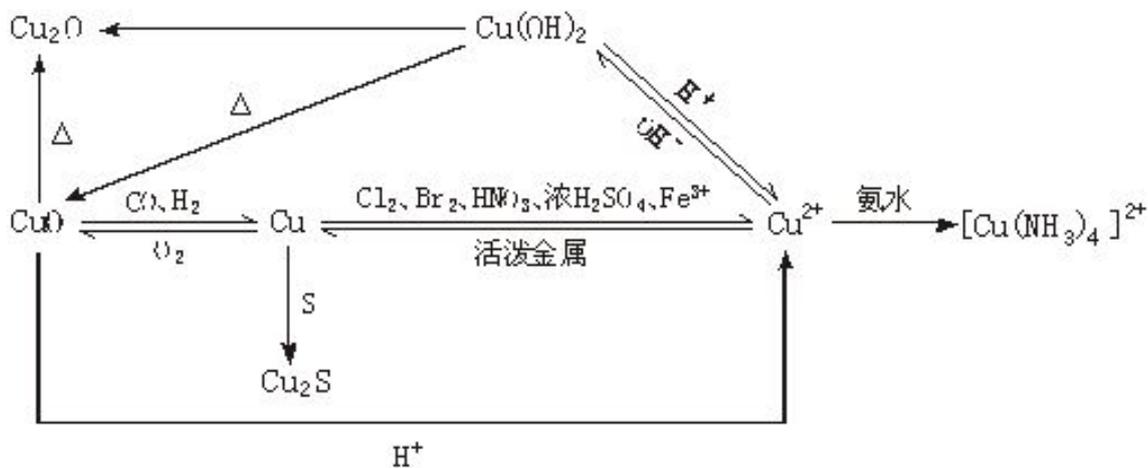
十四、镁和铝



十五、铁及其化合物

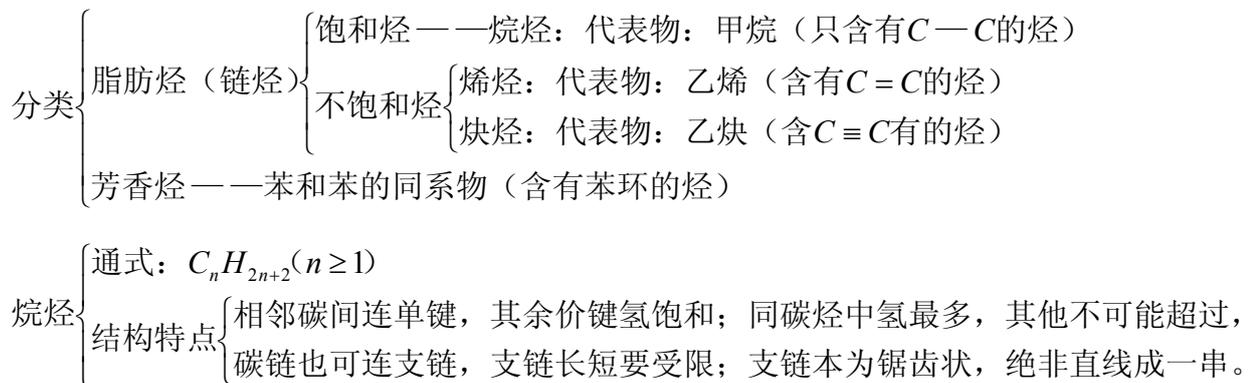


十六、铜及其化合物



第六节 有机化学基础

一、烃



性质特点 { (1) 物理性质：不溶于水，随相对分子质量增大熔沸点升高。常温下呈气态的烷烃共6种：甲烷、乙烷、丙烷、正丁烷、异丁烷、新戊烷
 (2) 化学性质（以甲烷为例）：①稳定性：常温下与溴水、高锰酸钾酸性溶液不反应②可燃性： $C_nH_{2n+2} + \frac{3n+1}{2}O_2 \xrightarrow{\text{点燃}} nCO_2 + (n+1)H_2O$
 ③与 X_2 等发生取代反应（分子中有几个氢原子，则最多可与几个 X_2 分子发生反应）
 ④高温裂解：如重油裂化过程中的反应 $C_{18}H_{38} \xrightarrow{\Delta} C_9H_{18} + C_9H_{20}$

命名规则 { ①选主链（“长”而“多”），称某链
 ②编号位（“近”而“小”），定支链
 ③取代基，写在前，标位置，短线连
 ④不同基，简到繁，相同基，合并算
 书写顺序：取代基的位次—数目名称母体名称
 注意：1,2,3…和二、三…跟甲、乙、丙所表示的含义不同

同分异构现象 { 概念：化合物具有相同的分子式但结构不同的现象
 分类 { 碳链异构：如正丁烷与异丁烷；异戊烷与新戊烷等
 位置异构：如1-丙醇与2-丙醇，1-丁烯与2-丁烯等
 异类（官能团）异构：如1-丁炔与1,3-丁二烯，乙酸与甲酸甲酯等
 烷烃同分异构体的书写规则：主链有长到短，支链由繁到简，位置由中到边，排列由对到邻再到间

二、不饱和链烃

烯烃 { 乙烯
 通式： $C_nH_{2n+2} (n \geq 2)$
 结构特点：分子中含有一个“ $C=C$ ”，其余为单键
 主要性质 { ①难溶于水，随分子中碳原子增多，熔沸点升高
 ②能发生氧化反应、加成反应、加聚反应等

乙烯 { 结构：分子式为 C_2H_4 ，结构简式为 $CH_2=CH_2$
 物理性质：无色、稍有气味的气体，难溶于水，密度比空气小

乙烯化学性质 { 氧化反应：①燃烧②使 $KMnO_4$ 酸性溶液褪色
 加成反应：① $CH_2=CH_2 + Br_2 \rightarrow CH_2Br-CH_2Br$
 ② $CH_2=CH_2 + H_2O \xrightarrow{\text{催化剂}} CH_3CH_2OH$
 加聚反应： $nCH_2=CH_2 \xrightarrow{\text{催化剂}} -[CH_2-CH_2-]_n-$

乙炔
 通式： $C_nH_{2n-2}(n \geq 2)$
 结构特点：官能团“ $-C \equiv C-$ ”
 主要性质 { ①物理性质：一般随着分子里碳原子数目的增加而递变
 ②化学性质：能发生加成反应、氧化反应和加聚反应等，但比烯烃困难些

乙炔
 结构：分子式为 C_2H_2 ，结构简式为 $HC \equiv HC$
 物理性质：纯净的乙炔是无色、无臭气体，比空气轻，微溶于水，易溶于有机溶剂
 化学反应 { ①加成反应
 $CH \equiv CH + 2Br_2 \rightarrow CHBr_2CHBr_2$ (溴水褪色)
 $CH \equiv CH + 2H_2 \xrightarrow[\Delta]{Ni} CH_3CH_3$
 $CH \equiv CH + HCl \xrightarrow{\text{催化剂}} CH_2 = CHCl$ (氯乙烯)
 ②氧化反应
 $2C_2H_2 + 5O_2 \xrightarrow{\text{点燃}} 4CO_2 + 2H_2O$
 $CH \equiv CH$ 也能使 $KMnO_4$ 酸性溶液褪色
 用途：重要的有机原料，常用于制取氯乙烯，也用于氧炔焰
 实验室制法： $CaC_2 + 2H_2O \rightarrow C_2H_2 \uparrow + Ca(OH)_2$

三、芳香烃

1. 苯



苯 { 类属：芳香烃（苯的同系物）
 分子组成和结构：分子式 C_6H_6 ，实验式 CH
 分子的空间构型：平面正六边形
 物理性质 { 无色液体，有特殊的气味，熔点 $5.5^\circ C$ ，沸点 $80.1^\circ C$ ，易挥发，
 不溶于水，密度比水小，易溶于酒精等有机溶剂
 化学性质 { ①常温下不易于与溴水等发生加成反应（比较稳定）
 ②常温下不易于与高锰酸钾酸性溶液等一般的氧化剂反应
 ③一定条件下可以和溴、硝酸等发生取代反应
 ④一定条件下可以和氢气、氯气等发生加成反应
 ⑤燃烧： $2C_6H_6 + 15O_2 \xrightarrow{\text{点燃}} 12CO_2 + 6H_2O$
 主要用途：基本化工原料，用于生产苯胺、苯酚、尼龙等

2. 苯的同系物

苯的同系物 { 定义：苯分子中的氢原子被一个或若干个烷基取代的产物
通式： $C_nH_{2n-6} (n \geq 6)$
化学性质

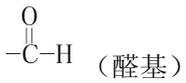
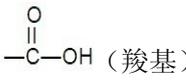
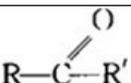
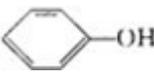
苯的同系物化学性质 { ①苯的同系物中，由于侧链对苯环的影响，使苯环活化，与 HNO_3 反应时，能发生邻对位取代，而苯主要发生一元取代
②苯的同系物中，由于苯环对侧链的影响，是苯的同系物能被高锰酸钾酸性溶液氧化，从而使高锰酸钾溶液褪色

分类	通式	结构特点	化学性质	物理性质	同分异构
烷烃	C_nH_{2n+2} ($n \geq 1$)	①C-C 单键 ②链烃	①与卤素取代反应 (光照) ②燃烧 ③裂化反应	一般随分子中碳原子数的增多，沸点升高，液态时密度增大。气态碳原子数为1~4。不溶于水，液态烃密度比水的小	碳链异构
烯烃	C_nH_{2n} ($n \geq 2$)	①含一个 C=C 键 ②链烃	①与卤素、 H_2 、 H_2O 等发生加成反应 ②加聚反应 ③氧化反应：燃烧，被 $KMnO_4$ 酸性溶液氧化		碳链异构 位置异构
炔烃	C_nH_{2n-2} ($n \geq 2$)	①含一个 $C \equiv C$ 键 ②链烃	①加成反应 ②氧化反应：燃烧，被 $KMnO_4$ 酸性溶液氧化		碳链异构 位置异构
苯及其同系物	C_nH_{2n-6} ($n \geq 6$)	①含一个苯环 ②侧链为烷基	①取代反应：卤代、硝化、磺化 ②加成反应 ③氧化反应：燃烧，苯的同系物能被 $KMnO_4$ 酸性溶液氧化		简单的同系物常温下为液态；不溶于水，密度比水的小

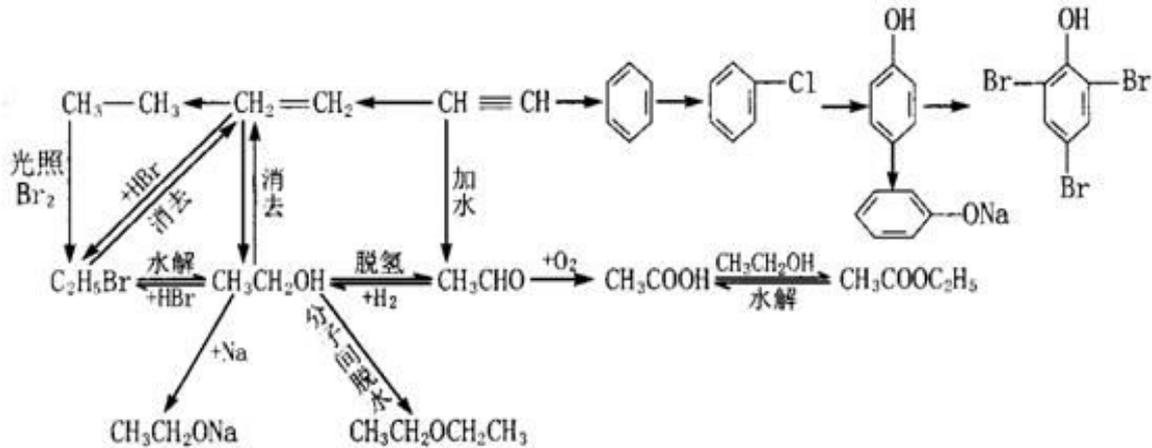
四、烃的衍生物

烃的衍生物	}	卤代烃: $R-X$ ($X: F, Cl, Br, I$) 如: $CH_3Cl, CHCl_3, CCl_4$ 等
		醇 {
		一元醇 $R-OH$ (饱和一元醇 $C_nH_{2n+2}O$)
		二元醇 (乙二醇) (饱和二元醇 $C_nH_{2n+2}O_2, n \geq 2$)
		多元醇 (丙三醇) (饱和三元醇 $C_nH_{2n+2}O_3, n \geq 3$)
		酚: 苯酚 (最简单的酚)
醛: $R-CHO$ (饱和一元醛 $C_nH_{2n}O, C_nH_{2n+1}CHO$)		
羧酸: $R-COOH$ (饱和一元羧酸 $C_nH_{2n+1}COOH, n \geq 0$)		
酯: $R-COOR'$ (饱和一元羧酸和饱和一元醇形成的酯 $C_nH_{2n}O_2$)		

五、烃的衍生物结构、通式、化学性质鉴别

类别	官能团	结构特点	通式	化学性质
卤代烃	$-X$ (卤素原子)	$C-X$ 键在一定条件下断裂	$R-X$ (饱和一元)	(1) NaOH 水溶液加热, 取代反应 (2) NaOH 醇溶液加热, 消去反应
醇	$-OH$ (羟基)	(1) $-OH$ 与烃基直接相连 (2) $-OH$ 上氢原子活泼	$C_nH_{2n+2}O_2$ (饱和一元)	(1) 取代: 脱水成醚, 醇钠, 醇与羧酸成酯, 卤化成卤代烃 (2) 氧化成醛 ($-CH_2OH$) (3) 消去成烯
醛	 (醛基)	(1) 醛基上有碳双键 (2) 醛基只能连在烃基链端	$C_nH_{2n}O_2$ (饱和一元)	(1) 加成: 加 H_2 成醇 (2) 氧化: 成羧酸
羧	 (羧基)	(1) $-COOH$ 可电离出 H^+ (2) $-COOH$ 难加成	$C_nH_{2n}O$ (饱和一元)	(1) 酸性: 具有酸的通性 (2) 酯化: 可看做取代
酯		R' 必须是烃基	$C_nH_{2n}O_2$ (饱和一元)	水解成醇和羧酸
酚		(1) 羟基与苯环直接相连 (2) $-OH$ 上的 H 比醇活泼 (3) 苯环上的 H 比苯活泼		(1) 易取代: 与溴生成 2, 4, 6-三溴苯酚 (2) 显酸性 (3) 显色: 遇 Fe^{3+} 变紫色

六、代表物质转化关系



七、糖类

类别	葡萄糖	蔗糖	淀粉	纤维素
分子式	(C ₆ H ₁₂ O ₆)	(C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁)	(C ₆ H ₁₀ O ₅)	(C ₆ H ₁₀ O ₅)
结构特点	多羟基醛	分子中无醛基，非还原性糖	由几百到几千个葡萄糖单元构成的天然高分子化合物	由几千个葡萄糖单元构成的天然高分子化合物
主要性质	白色晶体，溶于水有甜味。既有氧化性，又有还原性，还可发生酯化反应，并能发酵生成乙醇	无色晶体，溶于水有甜味。无还原性，能水解生成葡萄糖和果糖	白色粉末，不溶于冷水，部分溶于热水。能水解最终生成葡萄糖；遇淀粉变蓝色；无还原性	无色无味固体。不溶于水及有机溶剂。能水解生成葡萄糖。能发生酯化反应，无还原性
重要用途	营养物质、制糖果、作还原剂	食品	食品、制葡萄糖、乙醇	造纸、制炸药、人造纤维

八、油脂

通式	物理性质	化学性质
$ \begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{R}_1\text{C}-\text{OCH}_2 \\ \\ \text{O} \\ \parallel \\ \text{R}_2\text{C}-\text{OCH} \\ \\ \text{O} \\ \parallel \\ \text{R}_3\text{C}-\text{OCH}_2 \end{array} $	密度比水小，不溶于水，易溶于汽油、乙醚、苯等多种有机溶剂。	1. 水解： 酸性条件 碱性条件——皂化反应 2. 氢化（硬化）

九、蛋白质和氨基酸

类别	氨基酸	蛋白质
结构特点	分子中既有酸性基(羧基)又有碱性基(氨基), 是两性物质	由不同的氨基酸相互结合而形成的高分子化合物。分子中有羧基和氨基, 也是两性物质
主要性质	①既能和酸反应, 又能和碱反应 ②分子间能相互结合而形成高分子化合物	①具有两性 ②在酸或碱或酶作用下水解, 最终得多种。——氨基酸 ③盐析 ④变性 ⑤有些蛋白质遇浓 HNO_3 呈黄色 ⑥燃烧产生烧焦羽毛的气味 ⑦蛋白质溶液为胶体

十、合成材料(有机高分子化合物)

基本概念				
基本概念	单体	结构单元(链节)	聚合度	高聚物
含义	能合成高分子化合物的小分子, 一般是不饱和的或含有两个或更多官能团的小分子	高聚物分子中具有代表性的、重复出现的最小部分	每个高分子里链节的重复次数	由单体聚合而成的相对分子质量较大的化合物, 相对分子质量高达数千至数千以上
实例 (以聚乙烯为例)	$\text{CH}_2=\text{CH}_2$	$-\text{CH}_2-\text{CH}_2-$	n	$-\text{[-CH}_2-\text{CH}_2-]\text{-}_n$
结构与性质				
聚乙烯		酚醛树脂		
结构	分子中的原子以共价键相互联结成一条很长的卷曲状态的“链”	分子链与分子链之间还有许多共价键交联起来, 形成三度空间的网状结构		
溶解性	能缓慢溶解于适当溶剂	很难溶解, 但往往有一定程度的胀大		
性能	具热塑性, 无固定熔点	具热固性, 受热不熔化		
特性	强度大、可拉丝、吹薄膜、绝缘性好	强度大、绝缘性好、有可塑性		

笔记二 高中化学重要知识点详细总结笔记

第一节 俗名

无机部分:

纯碱、苏打、天然碱、口碱: Na_2CO_3 纯碱晶体 ($\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$) 小苏打: NaHCO_3
大苏打、海波: $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ 石膏 (生石膏): $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ 熟石膏: $2\text{CaSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$
莹石: CaF_2 重晶石: BaSO_4 (无毒) 碳铵: NH_4HCO_3 石灰石、大理石: CaCO_3
生石灰: CaO 食盐: NaCl 熟石灰、消石灰: $\text{Ca}(\text{OH})_2$ 芒硝: $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ (缓泻剂)
烧碱、火碱、苛性钠: NaOH 绿矾: $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ 碳酐、干冰、碳酸气: CO_2
明矾 [$\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ 或 $\text{K}_2\text{SO}_4 \cdot \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 24\text{H}_2\text{O}$] 漂白粉: $\text{Ca}(\text{ClO})_2$ 、 CaCl_2 (混合物)
泻盐: $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ 胆矾、蓝矾: $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ 双氧水: H_2O_2 皓矾: $\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$
碱石灰: 由 NaOH 、 $\text{Ca}(\text{OH})_2$ 的混合液蒸干并灼烧而成, 可以看成是 NaOH 和 CaO 的混合物
硅石、石英、水晶、玛瑙: SiO_2 冰晶石: Na_3AlF_6 硅藻土: 无定形 SiO_2 金刚砂: SiC
刚玉、宝石: Al_2O_3 水玻璃、泡花碱、矿物胶: Na_2SiO_3 的水溶液 铁红、赤铁矿: Fe_2O_3
磁铁矿: Fe_3O_4 黄铁矿、硫铁矿: FeS_2 菱镁矿: 主要成份是 MgCO_3 磷矿石: 主要成份是 $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$
过磷酸钙、普钙: 主要成份是 $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ 和 CaSO_4 铜绿、孔雀石: $\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$
菱铁矿: FeCO_3 赤铜矿: Cu_2O 光卤石 ($\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$) 尿素 $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$
硫酸铵 $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ 硫酸 SO_3 硝酐 N_2O_5 波尔多液: $\text{Ca}(\text{OH})_2$ 和 CuSO_4
石硫合剂: $\text{Ca}(\text{OH})_2$ 和 S 玻璃的主要成分: Na_2SiO_3 、 CaSiO_3 、 SiO_2
过磷酸钙 (主要成分): $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ 和 CaSO_4 重过磷酸钙 (主要成分): $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$
水煤气: CO 和 H_2 硫酸亚铁铵 (淡蓝绿色): $\text{Fe}(\text{NH}_4)_2(\text{SO}_4)_2$ 溶于水后呈淡绿色
光化学烟雾: NO_2 在光照下产生的一种有毒气体 王水: 浓 HNO_3 与浓 HCl 按体积比 1: 3 混合而成
铝热剂: $\text{Al} + \text{Fe}_2\text{O}_3$ 或其它氧化物 尿素: $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$

有机部分:

氯仿: CHCl_3 电石: CaC_2 电石气: C_2H_2 (乙炔) 天然气、沼气、坑气 (主要成分): CH_4
TNT: 三硝基甲苯 酒精、乙醇: $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ 氟氯烃: 良好的制冷剂, 有毒, 但破坏 O_3 层。
醋酸: 冰醋酸、食醋 CH_3COOH 甘油、丙三醇: $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3$ 石炭酸: 苯酚 蚁醛: 甲醛 HCHO
裂解气成分 (石油裂化): 烯烃、烷烃、炔烃、 H_2S 、 CO_2 、 CO 等。 蚁酸: 甲酸 HCOOH
焦炉气成分 (煤干馏): H_2 、 CH_4 、乙烯、 CO 等。 木精 CH_3OH 肥皂 (有效成份是 $\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COONa}$)
福尔马林: 35%—40% 的甲醛水溶液 甘油 ($\text{CH}_2\text{OHCHOHCH}_2\text{OH}$) 硝化甘油 (三硝酸甘油酯)
葡萄糖: $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ 果糖: $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ 蔗糖: $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ 麦芽糖: $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ 淀粉: $(\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O})_n$
硬脂酸: $\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COOH}$ 油酸: $\text{C}_{17}\text{H}_{33}\text{COOH}$ 软脂酸: $\text{C}_{15}\text{H}_{31}\text{COOH}$
草酸: 乙二酸 $\text{HOOC}-\text{COOH}$ 使蓝墨水褪色, 强酸性, 受热分解成 CO_2 和水, 使 KMnO_4 酸性溶液褪色。
火棉——纤维素与硝酸完全酯化反应、含氮量高的纤维素硝酸酯。用于制造无烟火药和枪弹的发射药。
胶棉——纤维素与硝酸不完全酯化反应、含氮量低的纤维素硝酸酯。用于制造赛璐珞和油漆。
粘胶纤维——由植物的秸秆、棉绒等富含纤维素的物质经过 NaOH 和 CS_2 等处理后, 得到的一种纤维状物质。
其中长纤维俗称人造丝, 短纤维俗称人造棉。

第二节 颜色

铁: 铁粉是黑色的; 一整块的固体铁是银白色的。 Fe^{2+} ——浅绿色 Fe_3O_4 ——黑色晶体
 $\text{Fe}(\text{OH})_2$ ——白色沉淀 Fe^{3+} ——黄色 $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ——红褐色沉淀 $\text{Fe}(\text{SCN})_3$ ——血红色溶液
 FeO ——黑色的粉末 $\text{Fe}(\text{NH}_4)_2(\text{SO}_4)_2$ ——淡蓝绿色 Fe_2O_3 ——红棕色粉末 FeS ——黑色固体
铜: 单质是紫红色 Cu^{2+} ——蓝色 CuO ——黑色 Cu_2O ——砖红色 CuSO_4 (无水)——白色

$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ——蓝色 $\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$ ——绿色 $\text{Cu}(\text{OH})_2$ ——蓝色 $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$ ——深蓝色溶液
 BaSO_4 、 BaCO_3 、 Ag_2CO_3 、 CaCO_3 、 AgCl 、 $\text{Mg}(\text{OH})_2$ 、三溴苯酚均是白色沉淀
 $\text{Al}(\text{OH})_3$ 白色絮状沉淀 H_4SiO_4 (原硅酸) 白色胶状沉淀
 Cl_2 、氯水——黄绿色 F_2 ——淡黄绿色气体 Br_2 ——深红棕色液体 I_2 ——紫黑色固体
 HF 、 HCl 、 HBr 、 HI 均为无色气体, 在空气中均形成白雾

CCl_4 ——无色的液体, 密度大于水, 与水不互溶 KMnO_4 ——紫色 MnO_4^- ——紫色
 Na_2O_2 ——淡黄色固体 Ag_3PO_4 ——黄色沉淀 S ——黄色固体 AgBr ——浅黄色沉淀
 AgI ——黄色沉淀 O_3 ——淡蓝色气体 SO_2 ——无色, 有刺激性气味、有毒的气体
 SO_3 ——无色固体 (沸点 44.8°C) 品红溶液——红色 氢氟酸: HF ——腐蚀玻璃
 N_2O_4 、 NO ——无色气体 NO_2 ——红棕色气体 NH_3 ——无色、有刺激性气味气体

红色: 红磷 (红棕色); 溴蒸气 (红棕色); 品红溶液 (红色); 在空气中久置的苯酚 (粉红); 石蕊在酸性溶液中 (红色); 酚酞在碱性溶液中 (红色) $\text{Fe}(\text{SCN})_3$ (红色溶液); Cu_2O (红色固体); Fe_2O_3 (红棕色固体); 液溴 (深红棕色); $\text{Fe}(\text{OH})_3$ (红褐色固体); Cu (紫红色固体);

棕色: FeCl_3 固体 (棕黄色); CuCl_2 固体 (棕色)

紫色: 石蕊在中性溶液中 (紫色); Fe^{3+} 与苯酚反应产物 (紫色); I_2 (紫黑色); KMnO_4 固体 (紫黑色); MnO_4^- (紫红色); 固态 O_3 (紫黑色); 钾的焰色反应 (紫色); I_2 蒸气、 I_2 在非极性溶剂中 (紫色)

蓝色: $\text{Cu}(\text{OH})_2$ 、 $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ 、 Cu^{2+} 在水溶液中 (蓝色); 石蕊在碱性溶液中 (蓝色); 硫、氢气、甲烷、乙醇在空气中燃烧 (火焰淡蓝色); 一氧化碳在空气中燃烧 (蓝色火焰); 淀粉遇 I_2 变蓝色; CO_2O_3 (蓝色); O_2 (液态——淡蓝色); $\text{Cu}(\text{OH})_2$ 溶于多羟基化合物 (如甘油、葡萄糖等) 对水溶液中 (绛蓝色); O_3 (气态——淡蓝色、液态——深蓝色、固体——紫黑色)

黄色:

AgI (黄色固体); AgBr (淡黄色固体); Ag_3PO_4 (黄色固体); FeS_2 (黄色固体);
 Na_2O_2 (淡黄色固体); S (黄色固体); Au (金属光泽黄色固体);
 I_2 的水溶液 (黄色); 碘酒 (黄褐色); 久置的 KI 溶液 (黄色) (被氧化为 I_2);
 Na 的焰色反应 (黄色); TNT (淡黄色针状); 工业浓盐酸 (黄色) (含有 Fe^{3+});
 NaNO_2 (无色或浅黄色晶体); Fe^{3+} 的水溶液 (黄色); 硝基苯中溶有浓硝酸分解的 NO_2 时 (黄色)
久置的浓硝酸 (黄色) (溶有分解生成的 NO_2); 浓硝酸粘到皮肤上 (天然蛋白质) (显黄色);

绿色:

$\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$ (绿色固体); Fe^{2+} 的水溶液 (浅绿色); $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ (绿矾);
 K_2MnO_4 (绿色); Cl_2 、氯水 (黄绿色); F_2 (淡黄绿色);
 CuCl_2 的浓溶液 (蓝绿色);

橙色: 溴水 (黄色); AgI (黄色); AgBr (淡黄色); Ag_3PO_4 (黄色); Na_2O_2 (淡黄色); S (黄色); FeS_2 (黄色); 工业浓盐酸 (黄色) (含有 Fe^{3+}); 硝基苯 (黄色) (溶有 NO_2); Na 的焰色反应 (黄色); TNT (淡黄色针状); I_2 的水溶液 (黄色); 久置的 KI 溶液 (黄色) (被氧化为 I_2); 碘酒 (黄褐色); 久置的浓硝酸 (黄色) (溶有分解生成的 NO_2); 浓硝酸粘到皮肤上 (天然蛋白质) (显黄色)

黑色: FeO ; Fe_3O_4 ; FeS ; CuO ; 绝大多数金属在粉末状态时呈黑色或灰黑色。

CuS ; Cu_2S ; MnO_2 ; C 粉; Ag_2S ; Ag_2O ; PbS 。 AgCl , AgBr , AgI , AgNO_3 光照分解变黑。

白色: 绝大多数固体物质为白色, AgCl ; Ag_2CO_3 ; Ag_2SO_3 ; BaSO_4 ; BaCO_3 ; $\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$; BaHPO_4 ; CaO ; $\text{Ca}(\text{OH})_2$; CaCO_3 ; MgO ; $\text{Mg}(\text{OH})_2$; MgCO_3 ; $\text{Fe}(\text{OH})_2$; AgOH ; PCl_5 ; 三溴苯酚; 无水 CuSO_4 ; 铵盐 (白色固体或无色晶体); $\text{Fe}(\text{OH})_2$ 沉淀在空气中的现象; 白色 \rightarrow (迅速) 灰绿色 \rightarrow (最终) 红褐色;

pH 试纸: 干燥时呈黄色; 中性时呈淡绿色; 酸性时呈红色, 酸性越强, 红色越深; 碱性时呈蓝色, 碱性越强, 蓝色越深。

红色石蕊试纸: 红色 (用于检验碱性物质)

蓝色石蕊试纸: 蓝色 (用于检验酸性物质)

淀粉试纸: 白色 (用于检验碘单质)

KI —淀粉试纸: 白色 (用于检验氧化性物质)

第三节 重要物质的用途

1. 干冰、AgI 晶体——人工降雨剂
2. AgBr——照相感光剂
3. K、Na 合金——原子反应堆导热剂
4. 铷、铯——光电效应
5. 钠——很强的还原剂，制高压钠灯
6. 波尔多液——农药、消毒杀菌剂
7. NaHCO_3 、 $\text{Al}(\text{OH})_3$ ——治疗胃酸过多， NaHCO_3 还是发酵粉的主要成分之一
8. Na_2CO_3 ——广泛用于玻璃、制皂、造纸、纺织等工业，也可以用来制造其他钠的化合物
9. 皓矾——防腐剂、收敛剂、媒染剂
10. 明矾——净水剂
11. 重晶石——“钡餐”
12. 红磷——制安全火柴、农药等
13. SO_2 ——漂白剂、防腐剂、制 H_2SO_4
14. 白磷——制高纯度磷酸、燃烧弹
15. 氯气——漂白 (HClO)、消毒杀菌等
16. Na_2O_2 ——漂白剂、供氧剂、氧化剂等
17. H_2O_2 ——氧化剂、漂白剂、消毒剂、脱氯剂、火箭燃料等
18. O_3 ——漂白剂 (脱色剂)、消毒杀菌剂、吸收紫外线 (地球保护伞)
19. 石膏——制模型、水泥硬化调节剂、做豆腐中用它使蛋白质凝聚 (盐析);
20. 苯酚——环境、医疗器械的消毒剂、重要化工原料
21. 乙烯——果实催熟剂、有机合成基础原料
22. 维生素 C、E 等——抗氧化剂
23. 甲醛——重要的有机合成原料; 农业上用作农药, 用于制缓效肥料; 杀菌、防腐, 35%~40% 的甲醛溶液用于浸制生物标本等
24. 苯甲酸及其钠盐、丙酸钙等——防腐剂
25. 葡萄糖——用于制镜业、糖果业、医药工业等
26. SiO_2 纤维——光导纤维 (光纤), 广泛用于通讯、医疗、信息处理、传能传像、遥测遥控、照明等方面。
27. 高分子分离膜——有选择性地让某些物质通过, 而把另外一些物质分离掉。广泛应用于废液的处理及废液中成分的回收、海水和苦咸水的淡化、食品工业、氯碱工业等物质的分离上, 而且还能用在各种能量的转换上等等。
28. 硅聚合物、聚氨酯等高分子材料——用于制各种人造器官
29. 氧化铝陶瓷 (人造刚玉)——高级耐火材料, 如制坩埚、高温炉管等; 制刚玉球磨机、高压钠灯的灯管等。
30. 氮化硅陶瓷——超硬物质, 本身具有润滑性, 并且耐磨损; 除氢氟酸外, 它不与其他无机酸反应, 抗腐蚀能力强, 高温时也能抗氧化, 而且也能抗冷热冲击。常用来制造轴承、汽轮机叶片、机械密封环、永久性模具等机械构件; 也可以用来制造柴油机。
31. 碳化硼陶瓷——广泛应用在工农业生产、原子能工业、宇航事业等方面。

第四节 考试中经常用到的规律

- 1、溶解性规律——见溶解性表 (或化学口诀);
- 2、常用酸、碱指示剂的变色范围:

指示剂	PH 的变色范围		
甲基橙	<3.1 红色	3.1——4.4 橙色	>4.4 黄色
甲基红	<4.4 时红色	4.4——6.2 橙色	>6.2 黄色
石蕊	<5.1 红色	5.1——8.0 紫色	>8.0 蓝色
酚酞	<8.0 无色	8.0——10.0 浅红色	>10.0 红色

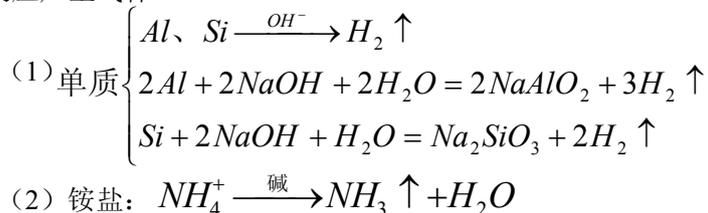
- 3、在解计算题中常用到的恒等: 原子恒等、离子恒等、电子恒等、电荷恒等、电量恒等, 用到的方法有: 质量守恒、差量法、归一法、极限法、关系法、十字交法和估算法。(非氧化还原反应: 原子守恒、电荷平衡、物料平衡用得最多, 氧化还原反应: 电子守恒用得最多)
- 4、胶体的带电: 一般说来, 金属氢氧化物、金属氧化物的胶体粒子带正电, 非金属氧化物、金属硫化物的

胶体粒子带负电。

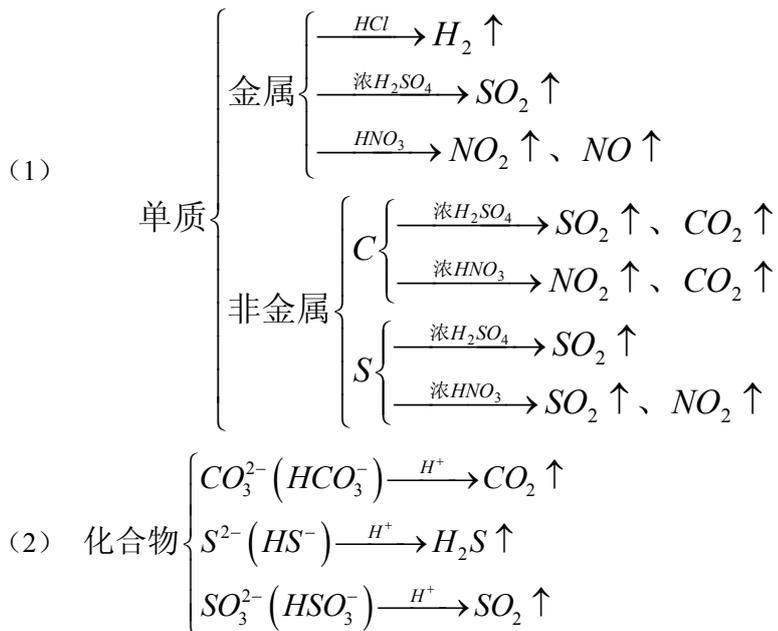
- 5、氧化性： $MnO^4 > Cl_2 > Br_2 > Fe^{3+} > I_2 > S=4(+4 \text{ 价的 } S)$ 例： $I_2 + SO_2 + H_2O = H_2SO_4 + 2HI$
- 6、含有 Fe^{3+} 的溶液一般呈酸性。
- 7、能形成氢键的物质： H_2O 、 NH_3 、 HF 、 CH_3CH_2OH 。
- 8、氨水（乙醇溶液一样）的密度小于 1，浓度越大，密度越小，硫酸的密度大于 1，浓度越大，密度越大，98% 的浓硫酸的密度为： $1.84g/cm^3$ 。
- 9、地壳中：含量最多的金属元素是—Al 含量最多的非金属元素是—O $HClO_4$ (高氯酸)是最强的酸
- 10、熔点最低的金属是 Hg ($-38.9C^\circ$)；熔点最高的是 W (钨 3410c)；密度最小（常见）的是 K；密度最大（常见）是 Pt。
- 11、雨水的 pH 值小于 5.6 时就成为了酸雨。
- 12、有机酸酸性的强弱：乙二酸 > 甲酸 > 苯甲酸 > 乙酸 > 碳酸 > 苯酚 > HCO_3^-
- 13、有机鉴别时，注意用到水和溴水这二种物质。
例：鉴别：乙酸乙酯（不溶于水，浮）、溴苯（不溶于水，沉）、乙醛（与水互溶），则可用水。
- 14、取代反应包括：卤代、硝化、磺化、卤代烃水解、酯的水解、酯化反应等；
- 15、最简式相同的有机物，不论以何种比例混合，只要混和物总质量一定，完全燃烧生成的 CO_2 、 H_2O 及耗 O_2 的量是不变的。恒等于单一成分该质量时产生的 CO_2 、 H_2O 和耗 O_2 量。
- 16、可使溴水褪色的物质如下，但褪色的原因各自不同：烯、炔等不饱和烃（加成褪色）、苯酚（取代褪色）、乙醇、醛、甲酸、草酸、葡萄糖等（发生氧化褪色）、有机溶剂 [CCl_4 、氯仿、溴苯、 CS_2 （密度大于水），烃、苯、苯的同系物、酯（密度小于水）] 发生了萃取而褪色。
- 17、能发生银镜反应的有：醛、甲酸、甲酸盐、甲酰胺（ $HCONH_2O$ ）、葡萄糖、果糖、麦芽糖，均可发生银镜反应。（也可同 $Cu(OH)_2$ 反应） 计算时的关系式一般为： $-CHO \sim 2Ag$
注意：当银氨溶液足量时，甲醛的氧化特殊： $HCHO \sim 4Ag \downarrow + H_2CO_3$
反应式为： $HCHO + 4[Ag(NH_3)_2]OH = (NH_4)_2CO_3 + 4Ag \downarrow + 6NH_3 \uparrow + 2H_2O$
- 18、胶体的聚沉方法：（1）加入电解质；（2）加入电性相反的胶体；（3）加热。
常见的胶体：液溶胶： $Fe(OH)_3$ 、 AgI 、牛奶、豆浆、粥等；气溶胶：雾、云、烟等；固溶胶：有色玻璃、烟水晶等。
- 19、污染大气气体： SO_2 、 CO 、 NO_2 、 NO ，其中 SO_2 、 NO_2 形成酸雨。
- 20、生铁的含 C 量在：2%—4.3% 钢的含 C 量在：0.03%—2%。粗盐：是 NaCl 中含有 $MgCl_2$ 和 $CaCl_2$ ，因为 $MgCl_2$ 吸水，所以粗盐易潮解。浓 HNO_3 在空气中形成白雾。固体 NaOH 在空气中易吸水形成溶液。

第五节 无机反应中的特征反应

1. 与碱反应产生气体

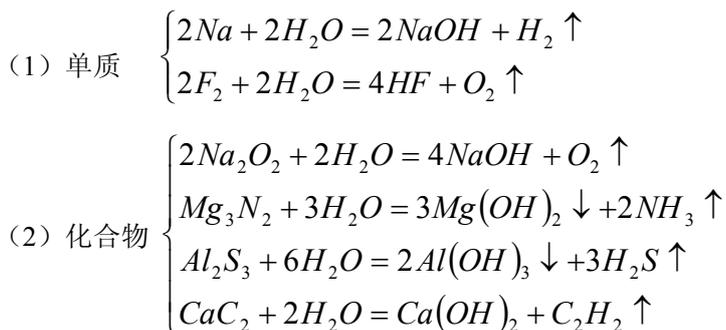


2. 与酸反应产生气体

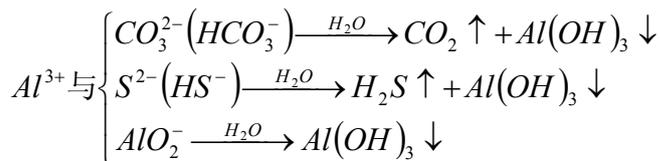


3. $Na_2S_2O_3$ 与酸反应既产生沉淀又产生气体: $S_2O_3^{2-} + 2H^+ = S \downarrow + SO_2 \uparrow + H_2O$

4. 与水反应产生气体



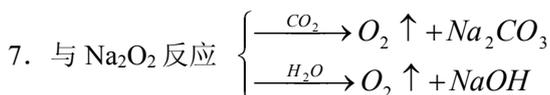
5. 强烈双水解



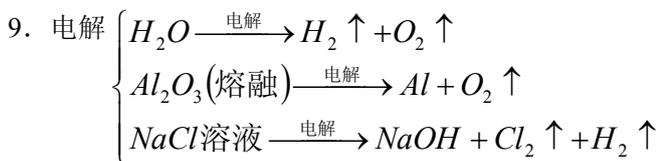
6. 既能酸反应, 又能与碱反应

(1) 单质: Al

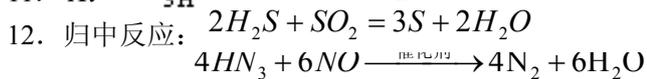
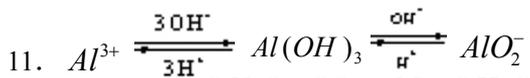
(2) 化合物: Al_2O_3 、 $Al(OH)_3$ 、弱酸弱碱盐、弱酸的酸式盐、氨基酸。



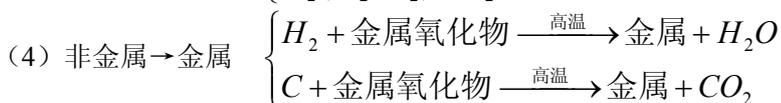
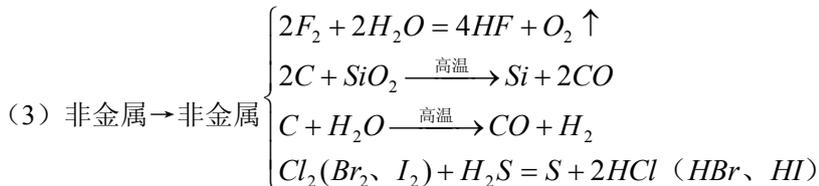
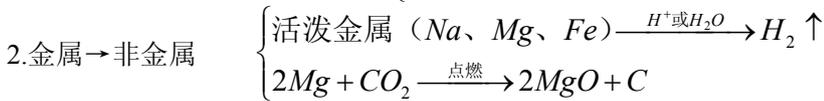
8. $2FeCl_3 + H_2S = 2FeCl_2 + S \downarrow + 2HCl$



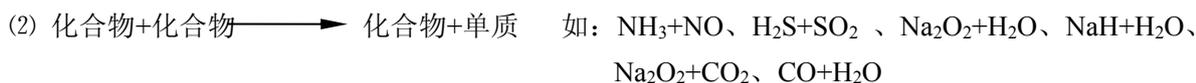
10. 铝热反应: $Al + \text{金属氧化物} \xrightarrow{\text{高温}} \text{金属} + Al_2O_3$



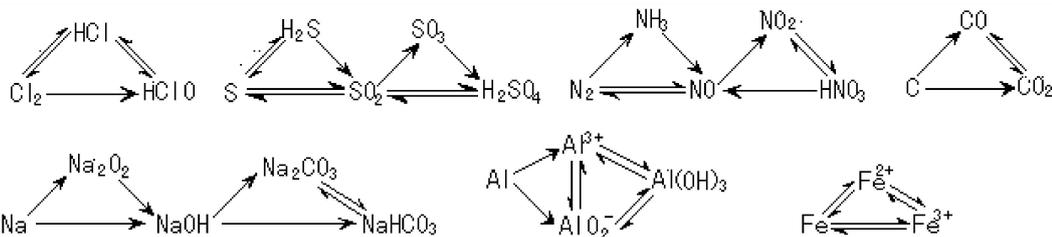
13. 置换反应: (1) 金属→金属 $\begin{cases} 1. \text{金属} + \text{盐} \rightarrow \text{金属} + \text{盐} \\ 2. \text{铝热反应} \end{cases}$



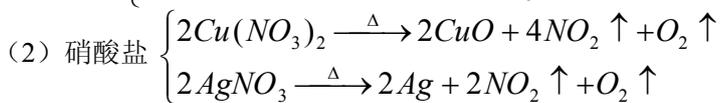
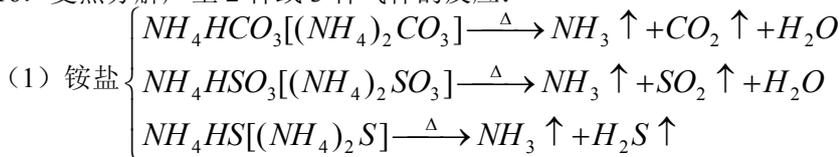
14. 一些特殊的反应类型:



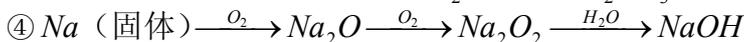
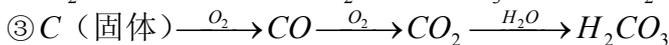
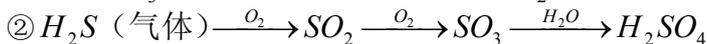
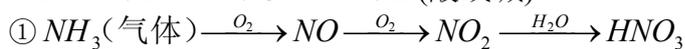
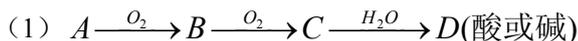
15. 三角转化:



16. 受热分解产生 2 种或 3 种气体的反应:

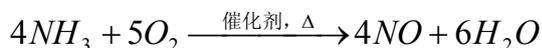
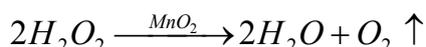


17. 特征网络:



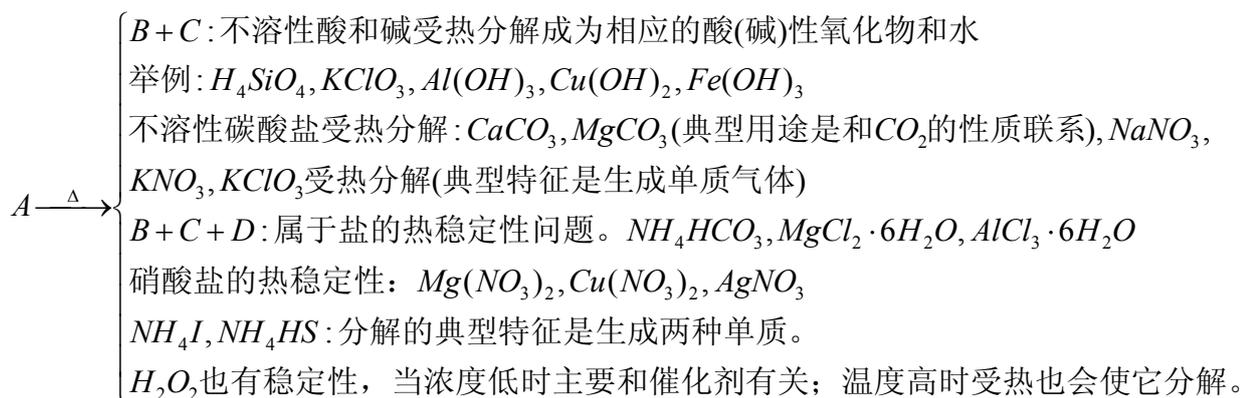
A 为弱酸的铵盐: $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ 或 NH_4HCO_3 ; $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ 或 NH_4HS ; $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_3$ 或 NH_4HSO_3

(3) 无机框图中常用到催化剂的反应:



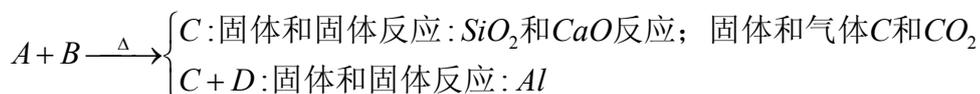
18. 关于反应形式的联想:

1. 热分解反应: 典型的特征是一种物质加热 (1 变 2 或 1 变 3)。



含有电解熔融的 Al_2O_3 来制备金属铝、电解熔融的 NaCl 来制备金属钠。

2. 两种物质的加热反应:



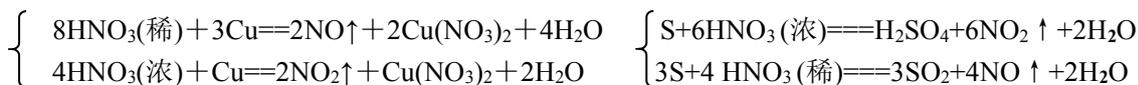
第六节 常见的重要氧化剂、还原剂

氧化剂	还原剂
活泼非金属单质: X_2 、 O_2 、 S	活泼金属单质: Na 、 Mg 、 Al 、 Zn 、 Fe 某些非金属单质: C 、 H_2 、 S
高价金属离子: Fe^{3+} 、 Sn^{4+} 不活泼金属离子: Cu^{2+} 、 Ag^+ 其它: [$\text{Ag}(\text{NH}_3)_2$] $^+$ 、新制 $\text{Cu}(\text{OH})_2$	低价金属离子: Fe^{2+} 、 Sn^{2+} 非金属的阴离子及其化合物: S^{2-} 、 H_2S 、 I^- 、 HI 、 NH_3 、 Cl^- 、 HCl 、 Br^- 、 HBr
含氧化合物: NO_2 、 N_2O_5 、 MnO_2 、 Na_2O_2 、 H_2O_2 、 HClO 、 HNO_3 、浓 H_2SO_4 、 NaClO 、 $\text{Ca}(\text{ClO})_2$ 、 KClO_3 、 KMnO_4 、王水	低价含氧化合物: CO 、 SO_2 、 H_2SO_3 、 Na_2SO_3 、 $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ 、 NaNO_2 、 $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ 、含-CHO 的有机物: 醛、甲酸、甲酸盐、甲酸某酯、葡萄糖、麦芽糖等

既作氧化剂又作还原剂的有: S 、 SO_3^{2-} 、 HSO_3^- 、 H_2SO_3 、 SO_2 、 NO_2^- 、 Fe^{2+} 及含-CHO 的有机物

第七节 反应条件对氧化—还原反应的影响

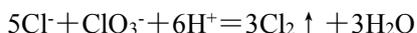
1. 浓度：可能导致反应能否进行或产物不同



2. 温度：可能导致反应能否进行或产物不同



3. 溶液酸碱性

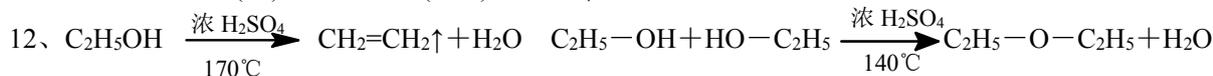
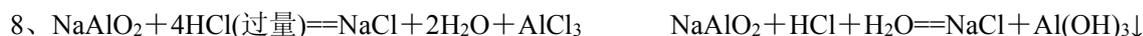
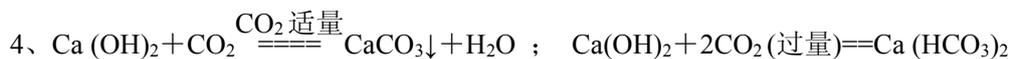
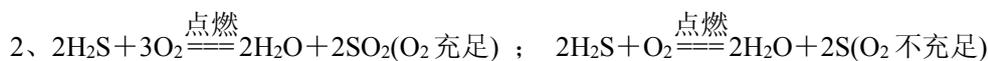


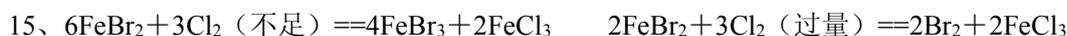
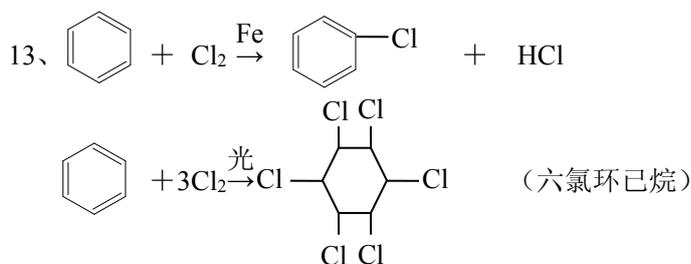
S^{2-} 、 SO_3^{2-} 、 Cl^- 、 ClO_3^- 在酸性条件下均反应而在碱性条件下共存。



一般含氧酸盐作氧化剂, 在酸性条件下, 氧化性比在中性及碱性环境中强. 故酸性 KMnO_4 溶液氧化性较强.

4. 条件不同, 生成物则不同





第八节 离子共存问题

离子在溶液中能否大量共存，涉及到离子的性质及溶液酸碱性等综合知识。凡能使溶液中因反应发生使有关离子浓度显著改变的均不能大量共存。如生成难溶、难电离、气体物质或能转变成其它种类的离子（包括氧化—还原反应）。

一般可从以下几方面考虑

十一、弱碱阳离子只存在于酸性较强的溶液中。如 Fe³⁺、Al³⁺、Zn²⁺、Cu²⁺、NH₄⁺、Ag⁺ 等均与 OH⁻ 不能大量共存。

2. 弱酸阴离子只存在于碱性溶液中。如 CH₃COO⁻、F⁻、CO₃²⁻、SO₃²⁻、S²⁻、PO₄³⁻、AlO₂⁻ 均与 H⁺ 不能大量共存。

五、弱酸的酸式阴离子在酸性较强或碱性较强的溶液中均不能大量共存。它们遇强酸（H⁺）会生成弱酸分子；遇强碱（OH⁻）生成正盐和水。如：HSO₃⁻、HCO₃⁻、HS⁻、H₂PO₄⁻、HPO₄²⁻ 等。

4. 若阴、阳离子能相互结合生成难溶或微溶性的盐，则不能大量共存。如：Ba²⁺、Ca²⁺ 与 CO₃²⁻、SO₃²⁻、PO₄³⁻、SO₄²⁻ 等；Ag⁺ 与 Cl⁻、Br⁻、I⁻ 等；Ca²⁺ 与 F⁻、C₂O₄²⁻ 等。

三、若阴、阳离子发生双水解反应，则不能大量共存。如：Al³⁺ 与 HCO₃⁻、CO₃²⁻、HS⁻、S²⁻、AlO₂⁻、ClO⁻、SiO₃²⁻ 等；Fe³⁺ 与 HCO₃⁻、CO₃²⁻、AlO₂⁻、ClO⁻、SiO₃²⁻、C₆H₅O⁻ 等；NH₄⁺ 与 AlO₂⁻、SiO₃²⁻、ClO⁻、CO₃²⁻ 等。

四、若阴、阳离子能发生氧化—还原反应则不能大量共存。如：Fe³⁺ 与 I⁻、S²⁻；MnO₄⁻（H⁺）与 I⁻、Br⁻、Cl⁻、S²⁻、SO₃²⁻、Fe²⁺ 等；NO₃⁻（H⁺）与上述阴离子；S²⁻、SO₃²⁻、H⁺

7. 因络合反应或其它反应而不能大量共存

如：Fe³⁺ 与 F⁻、CN⁻、SCN⁻ 等；H₂PO₄⁻ 与 PO₄³⁻ 会生成 HPO₄²⁻，故两者不共存。

第九节 离子方程式判断常见错误及原因分析

1. 离子方程式书写的基本规律要求：（写、拆、删、查四个步骤来写）

(1) 合事实：离子反应要符合客观事实，不可臆造产物及反应。

(2) 式正确：化学式与离子符号使用正确合理。

(3) 号实际：“=”“ \rightleftharpoons ”“ \rightarrow ”“ \uparrow ”“ \downarrow ”等符号符合实际。

(4) 两守恒：两边原子数、电荷数必须守恒（氧化还原反应离子方程式中氧化剂得电子总数与还原剂失电子总数要相等）。

(5) 明类型：分清类型，注意少量、过量等。

(6) 检查细：结合书写离子方程式过程中易出现的错误，细心检查。

例如：(1) 违背反应客观事实

如：Fe₂O₃ 与氢碘酸：Fe₂O₃ + 6H⁺ = 2Fe³⁺ + 3H₂O 错因：忽视了 Fe³⁺ 与 I⁻ 发生氧化—还原反应

(2) 违反质量守恒或电荷守恒定律及电子得失平衡

如：FeCl₂ 溶液中通 Cl₂：Fe²⁺ + Cl₂ = Fe³⁺ + 2Cl⁻ 错因：电子得失不相等，离子电荷不守恒

(3) 混淆化学式（分子式）和离子书写形式

如：NaOH 溶液中通入 HI：OH⁻ + HI = H₂O + I⁻ 错因：HI 误认为弱酸。

(4) 反应条件或环境不分

如：次氯酸钠中加浓 HCl: $\text{ClO}^- + \text{H}^+ + \text{Cl}^- = \text{OH}^- + \text{Cl}_2 \uparrow$ 错因：强酸制得强碱

(5) 忽视一种物质中阴、阳离子配比

如： H_2SO_4 溶液加入 $\text{Ba}(\text{OH})_2$ 溶液: $\text{Ba}^{2+} + \text{OH}^- + \text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} = \text{BaSO}_4 \downarrow + \text{H}_2\text{O}$

正确: $\text{Ba}^{2+} + 2\text{OH}^- + 2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} = \text{BaSO}_4 \downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$

(6) “=” “ \rightleftharpoons ” “ \uparrow ” “ \downarrow ” 符号运用不当

如: $\text{Al}^{3+} + 3\text{H}_2\text{O} = \text{Al}(\text{OH})_3 \downarrow + 3\text{H}^+$ 注意: 盐的水解一般是可逆的, $\text{Al}(\text{OH})_3$ 量少, 故不能打 “ \downarrow ”

2. 判断离子共存时, 审题一定要注意题中给出的附加条件。

(1) 酸性溶液 (H^+)、碱性溶液 (OH^-)、能在加入铝粉后放出可燃气体的溶液、由水电离出的 H^+ 或 $\text{OH}^- = 1 \times 10^{-a} \text{mol/L}$ ($a > 7$ 或 $a < 7$) 的溶液等;

(2) 有色离子 MnO_4^- , Fe^{3+} , Fe^{2+} , Cu^{2+} , $\text{Fe}(\text{SCN})_2^{2+}$;

(3) MnO_4^- , NO_3^- 等在酸性条件下具有强氧化性;

(4) $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ 在酸性条件下发生氧化还原反应: $\text{S}_2\text{O}_3^{2-} + 2\text{H}^+ = \text{S} \downarrow + \text{SO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$

(5) 注意题目要求 “一定大量共存” 还是 “可能大量共存”; “不能大量共存” 还是 “一定不能大量共存”;

(6) 看是否符合题设条件和要求, 如 “过量”、“少量”、“适量”、“等物质的量”、“任意量” 以及滴加试剂的先后顺序对反应的影响等。

第十节 规律性总结

1. 能够做喷泉实验的气体

1、 NH_3 、 HCl 、 HBr 、 HI 等极易溶于水的气体均可做喷泉实验。

2、 CO_2 、 Cl_2 、 SO_2 与氢氧化钠溶液;

3、 C_2H_2 、 C_2H_4 与溴水反应

2. “10 电子”、“18 电子”的微粒小结

1. “10 电子”的微粒:

	分子	离子
一核 10 电子的	Ne	N^{3-} 、 O^{2-} 、 F^- 、 Na^+ 、 Mg^{2+} 、 Al^{3+}
二核 10 电子的	HF	OH^- 、
三核 10 电子的	H_2O	NH_2^-
四核 10 电子的	NH_3	H_3O^+
五核 10 电子的	CH_4	NH_4^+

2. “18 电子”的微粒

	分子	离子
一核 18 电子的	Ar	K^+ 、 Ca^{2+} 、 Cl^- 、 S^{2-}
二核 18 电子的	F_2 、 HCl	HS^-
三核 18 电子的	H_2S	
四核 18 电子的	PH_3 、 H_2O_2	
五核 18 电子的	SiH_4 、 CH_3F	
六核 18 电子的	N_2H_4 、 CH_3OH	

注: 其它诸如 C_2H_6 、 N_2H_5^+ 、 $\text{N}_2\text{H}_6^{2+}$ 等亦为 18 电子的微粒。

3. “14 电子” N_2 CO Si C_2^{2-}

“22 电子” CO_2 N_2O N_3^- BeF_2

“38 电子” CS_2 Na_2O_2 Na_2S $\text{Ca}(\text{OH})_2$ CaF_2 BeCl_2

3. 具有漂白作用的物质

氧化作用	化合作用	吸附作用
Cl ₂ 、O ₃ 、Na ₂ O ₂ 、浓 HNO ₃	SO ₂	活性炭
化学变化		物理变化
不可逆	可逆	

其中能氧化指示剂而使指示剂褪色的主要有 Cl₂(HClO)和浓 HNO₃ 及 Na₂O₂

4. 滴加顺序不同，现象不同

1. AgNO₃ 与 NH₃·H₂O:

AgNO₃ 向 NH₃·H₂O 中滴加——开始无白色沉淀，后产生白色沉淀

NH₃·H₂O 向 AgNO₃ 中滴加——开始有白色沉淀，后白色沉淀消失

2. NaOH 与 AlCl₃:

NaOH 向 AlCl₃ 中滴加——开始有白色沉淀，后白色沉淀消失

AlCl₃ 向 NaOH 中滴加——开始无白色沉淀，后产生白色沉淀

3. HCl 与 NaAlO₂:

HCl 向 NaAlO₂ 中滴加——开始有白色沉淀，后白色沉淀消失

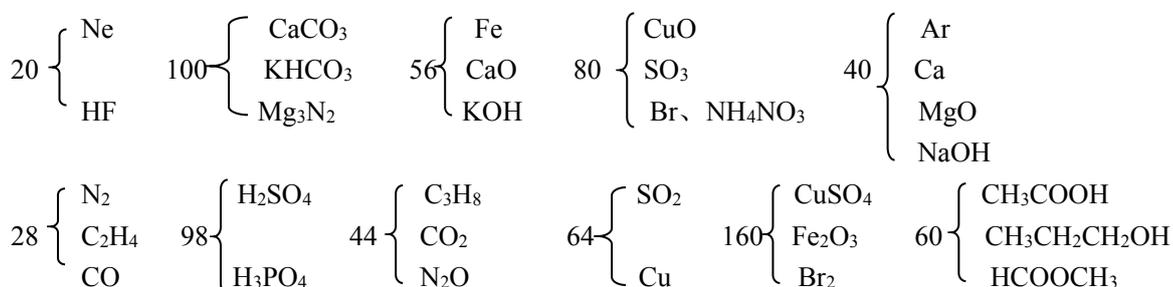
NaAlO₂ 向 HCl 中滴加——开始无白色沉淀，后产生白色沉淀

4. Na₂CO₃ 与盐酸:

Na₂CO₃ 向盐酸中滴加——开始有气泡，后不产生气泡

盐酸向 Na₂CO₃ 中滴加——开始无气泡，后产生气泡

5. 几个很有必要熟记的相等式量



常用相对分子质量

Na₂O₂: 78 Na₂CO₃: 106 NaHCO₃: 84 Na₂SO₄: 142

BaSO₄: 233 Al(OH)₃: 78 C₆H₁₂O₆: 180

常用换算

5.6L——0.25 mol 2.8L——0.125 mol 15.68L——0.7 mol

20.16L——0.9 mol 16.8L——0.75 mol

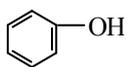
6. 规律性的知识归纳

1、能与氢气加成的：苯环结构、C=C、C≡C、C=O。



2、能与 NaOH 反应的： $-\text{COOH}$ 、、 $-\text{C}(=\text{O})-\text{O}-$

3、能与 NaHCO₃ 反应的： $-\text{COOH}$



4、能与 Na 反应的： $-\text{COOH}$ 、 $-\text{OH}$

5、能发生加聚反应的物质

烯烃、二烯烃、乙炔、苯乙烯、烯炔和二烯烃的衍生物。

6、能发生银镜反应的物质：凡是分子中有醛基（ $-\text{CHO}$ ）的物质均能发生银镜反应。

(1) 所有的醛（ $\text{R}-\text{CHO}$ ）； (2) 甲酸、甲酸盐、甲酸某酯；

注：能和新制 $\text{Cu}(\text{OH})_2$ 反应的——除以上物质外，还有酸性较强的酸（如甲酸、乙酸、丙酸、盐酸、硫酸、氢氟酸等），发生中和反应。

7、最简式相同的有机物

1) CH ： C_2H_2 和 C_6H_6

2) CH_2 ：烯烃和环烷烃

3) CH_2O ：甲醛、乙酸、甲酸甲酯、葡萄糖

4) $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}$ ：饱和一元醛（或饱和一元酮）与二倍于其碳原子数和饱和一元羧酸或酯；举一例：乙醛（ $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}$ ）与丁酸及其异构体（ $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}_2$ ）

8、同分异构体（几种化合物具有相同的分子式，但具有不同的结构式）

1) 醇—醚 $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}\text{O}_x$ 2) 醛—酮—环氧烷（环醚） $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}$

3) 羧酸—酯—羟基醛 $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}_2$ 4) 氨基酸—硝基烷

5) 单烯烃—环烷烃 C_nH_{2n} 6) 二烯烃—炔烃 $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$

9、能发生取代反应的物质及反应条件

1) 烷烃与卤素单质：卤素蒸汽、光照；

2) 苯及苯的同系物与①卤素单质：Fe 作催化剂；

②浓硝酸：50~60℃水浴；浓硫酸作催化剂

③浓硫酸：70~80℃水浴；

3) 卤代烃水解：NaOH 的水溶液；

4) 醇与氢卤酸的反应：新制的氢卤酸（酸性条件）；

5) 酯类的水解：无机酸或碱催化；

6) 酚与浓溴水：（乙醇与浓硫酸在 140℃时的脱水反应，事实上也是取代反应。）

7. 实验中水的妙用

1. 水封：在中学化学实验中，液溴需要水封，少量白磷放入盛有冷水的广口瓶中保存，通过水的覆盖，既可隔绝空气防止白磷蒸气逸出，又可使其保持在燃点之下；液溴极易挥发有剧毒，它在水中溶解度较小，比水重，所以亦可进行水封减少其挥发。

2. 水浴：酚醛树脂的制备（沸水浴）；硝基苯的制备（50—60℃）、乙酸乙酯的水解（70~80℃）、蔗糖的水解（70~80℃）、硝酸钾溶解度的测定（室温~100℃）需用温度计来控制温度；银镜反应需用温水浴加热即可。

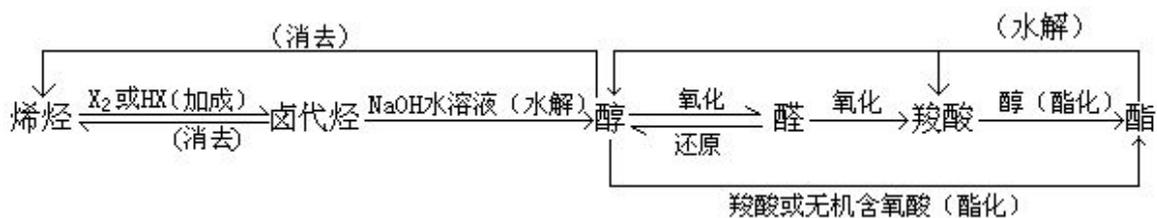
3. 水集：排水集气法可以收集难溶或不溶于水的气体，中学阶段有 O_2 ， H_2 ， C_2H_4 ， C_2H_2 ， CH_4 ， NO 。有些气体在水中有一定溶解度，但可以在水中加入某物质降低其溶解度，如：用排饱和食盐水法收集氯气。

4. 水洗：用水洗的方法可除去某些难溶气体中的易溶杂质，如除去 NO 气体中的 NO_2 杂质。

5. 鉴别：可利用一些物质在水中溶解度或密度的不同进行物质鉴别，如：苯、乙醇、溴乙烷三瓶未有标签的无色液体，用水鉴别时浮在水上的是苯，溶在水中的是乙醇，沉于水下的是溴乙烷。利用溶解性溶解热鉴别，如：氢氧化钠、硝酸铵、氯化钠、碳酸钙，仅用水可资鉴别。

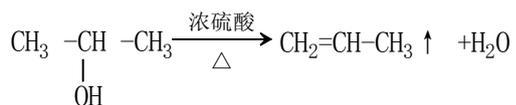
6. 检漏：气体发生装置连好后，应用热胀冷缩原理，可用水检查其是否漏气。

8. 有机合成路线:

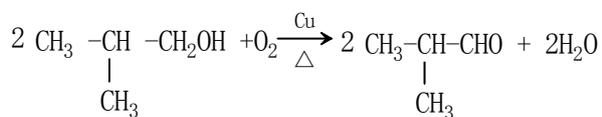


9. 有机补充:

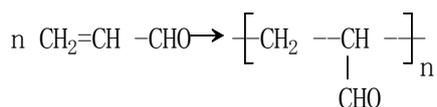
1、



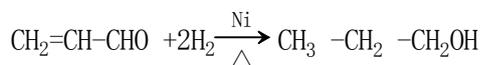
2、



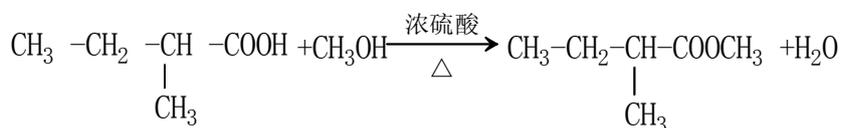
3、



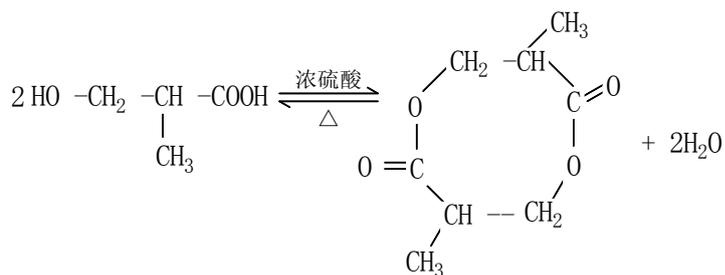
4、



5、



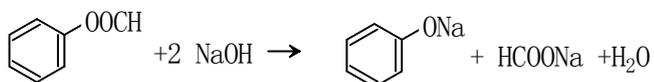
6、



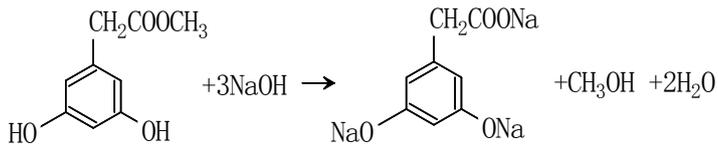
7、



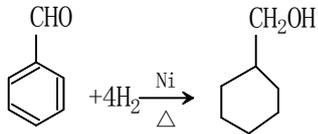
8、



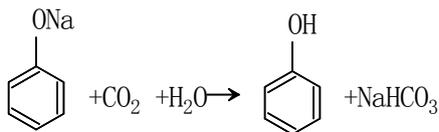
9、



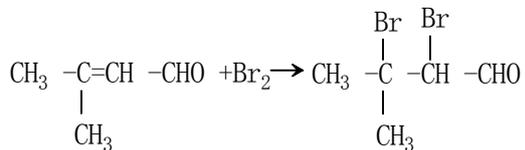
10、



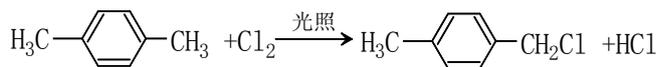
11、



12、



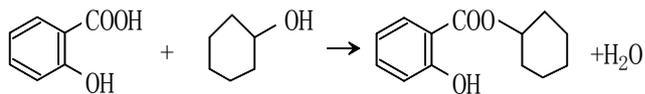
13、



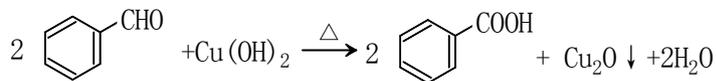
14、



15、



16、



10. 浓硫酸“五性”

酸性、强氧化性、吸水性、脱水性、难挥发性

- 化合价不变只显酸性
- 化合价半变既显酸性又显强氧化性
- 化合价全变只显强氧化性

11. 浓硝酸“四性”

酸性、强氧化性、不稳定性、挥发性

- 化合价不变只显酸性
- 化合价半变既显酸性又显强氧化性
- 化合价全变只显强氧化性

12. “五同的区别”

- 同位素(相同的中子数, 不同的质子数, 是微观微粒)
- 同素异形体(同一种元素不同的单质, 是宏观物质)
- 同分异构体(相同的分子式, 不同的结构)
- 同系物(组成的元素相同, 同一类的有机物, 相差一个或若干个的 CH_2)
- 同一种的物质(氯仿和三氯甲烷, 异丁烷和 2-甲基丙烷等)

13. 化学平衡图象题的解题步骤一般是:

看图像: 一看法(即横纵坐标的意义); 二看线(即看线的走向和变化趋势);

三看点(即曲线的起点、折点、交点、终点), 先出现拐点的则先达到平衡, 说明该曲线表示的温度较高或压强较大, “先拐先平”。

四看辅助线(如等温线、等压线、平衡线等);

五看量的变化(如温度变化、浓度变化等), “定一议二”。

第十一节 阿伏加德罗定律

1. 内容: 在同温同压下, 同体积的气体含有相等的分子数。即“三同”定“一等”。

2. 推论

(1) 同温同压下, $V_1/V_2 = n_1/n_2$ (2) 同温同体积时, $p_1/p_2 = n_1/n_2 = N_1/N_2$

(3) 同温同压等质量时, $V_1/V_2 = M_2/M_1$ (4) 同温同压同体积时, $M_1/M_2 = p_1/p_2$

注意: (1) 阿伏加德罗定律也适用于混合气体。

(2) 考查气体摩尔体积时, 常用在标准状况下非气态的物质来迷惑考生, 如 H_2O 、 SO_3 、己烷、辛烷、 CHCl_3 、乙醇等。

(3) 物质结构和晶体结构: 考查一定物质的量的物质中含有多少微粒(分子、原子、电子、质子、中子等)时常涉及稀有气体 He、Ne 等单原子分子, Cl_2 、 N_2 、 O_2 、 H_2 双原子分子。胶体粒子及晶体结构: P_4 、金刚石、石墨、二氧化硅等结构。

(4) 要用到 $22.4\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}$ 时, 必须注意气体是否处于标准状况下, 否则不能用此概念;

(5) 某些原子或原子团在水溶液中能发生水解反应, 使其数目减少;

(6) 注意常见的可逆反应: 如 NO_2 中存在着 NO_2 与 N_2O_4 的平衡;

(7) 不要把原子序数当成相对原子质量, 也不能把相对原子质量当相对分子质量。

(8) 较复杂的化学反应中, 电子转移数的求算一定要细心。如 $\text{Na}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$; $\text{Cl}_2 + \text{NaOH}$; 电解 AgNO_3 溶液等。

第十二节 物质的量在化学实验中的应用

1. 物质的量: 表示一定数目微粒的集合体, 符号 n , 单位: 摩尔, 符号: mol

阿伏加德罗常数: 0.012kgC-12 中所含有的碳原子数。用 N_A 表示。约为 6.02×10^{23}

微粒与物质的量公式: $n = N/N_A$

2. 摩尔质量: 单位物质的量的物质所具有的质量, 用 M 表示。单位: g/mol 数值上等于该物质的分子量

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

3. 物质的体积决定: ①微粒的数目; ②微粒的大小; ③微粒间的距离

微粒的数目一定, 固体液体主要决定②微粒的大小; 气体主要决定③微粒间的距离

$$\text{体积与物质的量公式: } n = \frac{V}{V_m}$$

标准状况下, 1mol 任何气体的体积都约为 22.4L

4. 阿伏加德罗定律: 同温同压下, 相同体积的任何气体都含有相同的分子数

5. 物质的量浓度

(1) 定义：以单位体积溶液里所含溶质 B 的物质的量来表示溶液组成的物理量，叫做溶质 B 的物质的浓度。

单位：mol/L

(2) 物质的量浓度 = 溶质的物质的量/溶液的体积 $C = n/V$

(3) 溶液稀释规律 $C(\text{浓}) \times V(\text{浓}) = C(\text{稀}) \times V(\text{稀})$

6. 溶液的配制

(1) 配制溶质质量分数一定的溶液

计算：算出所需溶质和水的质量。把水的质量换算成体积。如溶质是液体时，要算出液体的体积。

称量：用天平称取固体溶质的质量；用量筒量取所需液体、水的体积。

溶解：将固体或液体溶质倒入烧杯里，加入所需的水，用玻璃棒搅拌使溶质完全溶解。

(2) 配制一定物质的量浓度的溶液（配制前要检查容量瓶是否漏水）

①基本原理：根据欲配制溶液的体积和溶质的物质的量浓度，用有关物质的量浓度计算的方法，求出所需溶质的质量或体积，在容器内将溶质用溶剂稀释为规定的体积，就得欲配制得溶液。

②主要操作

a. 检验是否漏水；

b. 配制溶液

计算：算出固体溶质的质量或液体溶质的体积。

称量：用托盘天平称取固体溶质质量，用量筒量取所需液体溶质的体积。

溶解：将固体或液体溶质倒入烧杯中，加入适量的蒸馏水（约为所配溶液体积的 1/6），用玻璃棒搅拌使之溶解，冷却到室温后，将溶液引流注入容量瓶里。

洗涤（转移）：用适量蒸馏水将烧杯及玻璃棒洗涤 2—3 次，将洗涤液注入容量瓶。振荡，使溶液混合均匀。

定容：继续往容量瓶中小心地加水，直到液面接近刻度 2—3mm 处，改用胶头滴管加水，使溶液凹面恰好与刻度相切。把容量瓶盖紧，再振荡摇匀。

注意事项：

A. 选用与欲配制溶液体积相同的容量瓶。

B. 使用前必须检查是否漏水。

C. 不能在容量瓶内直接溶解。

D. 溶解完的溶液等冷却至室温后再转移。

E. 定容时，当液面离刻度线 1—2cm 时改用滴管，以平视法观察加水至液面最低处与刻度相切为止。

7. 关于容量瓶：瓶身标有温度，容积，刻度线

1) 使用方法

①使用前检查瓶塞处是否漏水。

②把准确称量好的固体溶质放在烧杯中，用少量溶剂溶解。然后把溶液转移到容量瓶里。为保证溶质能全部转移到容量瓶中，要用溶剂多次洗涤烧杯，并把洗涤溶液全部转移到容量瓶里。转移时要用玻璃棒引流。方法是将玻璃棒一端靠在容量瓶颈内壁上，并在刻度线下方注意不要让玻璃棒其它部位触及容量瓶口，防止液体流到容量瓶外壁上

③向容量瓶内加入的液体液面离标线 1 厘米左右时，应改用滴管小心滴加，最后使液体的凹液面与刻度线正好相切。**若加水超过刻度线，则需重新配制，不能吸掉多余的溶液。**

④盖紧瓶塞，用倒转和摇动的方法使瓶内的液体混合均匀。静置后如果发现液面低于刻度线，这是因为容量瓶内极少量溶液在瓶颈处润湿所损耗，所以并不影响所配制溶液的浓度。

实验仪器：天平、药匙、容量瓶、烧杯、量筒、胶头滴管、玻璃棒

配制一定物质的量浓度溶液步骤：计算→称量→溶解→恢复至室温→转移→洗涤→定容→摇匀→装如入试剂瓶。

2) 常见误差分析

浓度偏低

- (1) 溶液搅拌溶解时有少量液体溅出。
- (2) 转移时未洗涤烧杯和玻璃棒。
- (3) 向容量瓶转移溶液时有少量液体流出。
- (4) 定容时，水加多了，用滴管吸出
- (5) 定容后，经振荡、摇匀、静置、液面下降再加水。
- (6) 定容时，仰视读刻度数。

浓度偏高

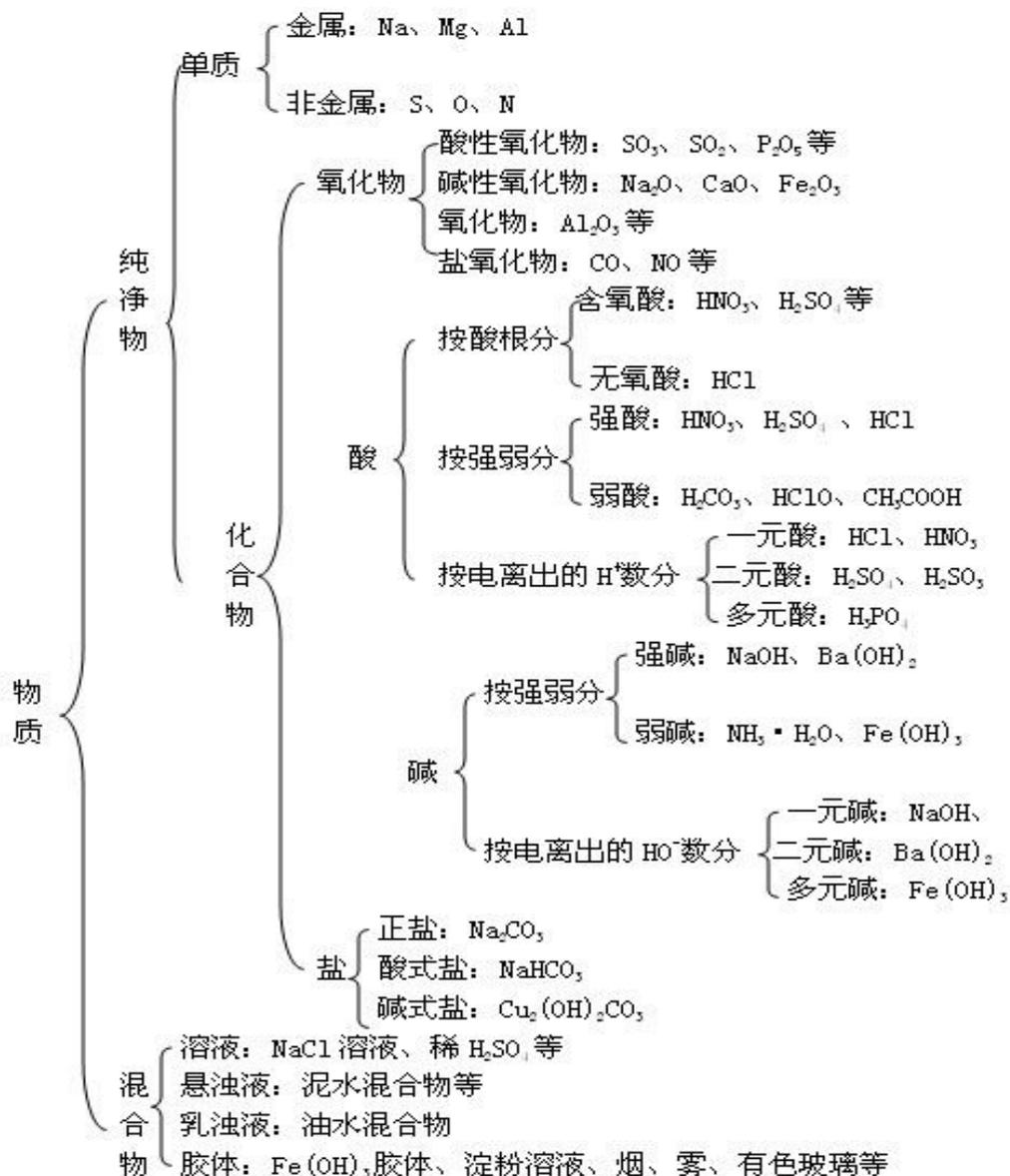
- (1) 未冷却到室温就注入容量瓶定容。
- (2) 定容时，俯视读刻度数。

无影响

第五节定容后，经振荡、摇匀、静置、液面下降。

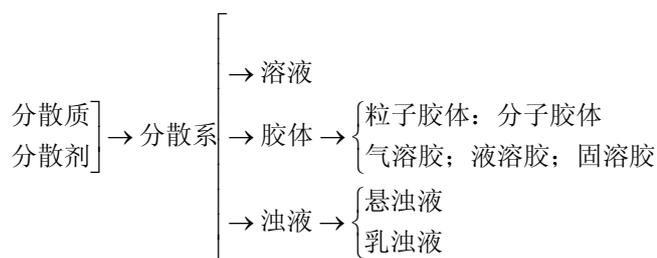
第六节(2)容量瓶中原来就有少量蒸馏水。

第十三节 物质的分类



1. 分散系：把一种（或多种）物质分散在另一种（或多种）物质中所得到的体系，叫分散系。

2. 分散质：被分散的物质称作分散质（可以是气体、液体、固体）。
3. 分散剂：起容纳分散质作用的物质称作分散剂（可以是气体、液体、固体）。



溶液、胶体、浊液三种分散系的比较

分散系		溶 液	胶 体	浊 液
分散质的直径		<1nm (粒子直径小于 10^{-9}m)	1nm—100nm (粒子直径在 $10^{-9} \sim 10^{-7}\text{m}$)	>100nm (粒子直径大于 10^{-7}m)
分散质粒子		单个小分子或离子	许多小分子集合体或高分子	巨大数目的分子集合体
实例		酒精溶液、氯化钠等	淀粉胶体、氢氧化铁胶体等	石灰乳、油水等
性 质	外观	均一、透明	均一、透明	不均一、不透明
	稳定性	稳定	较稳定	不稳定
	能否透过滤纸	能	能	不能
	能否透过半透膜	能	不能	不能
	鉴别	无丁达尔效应	有丁达尔效应	静置分层

注意：三种分散系的本质区别：分散质粒子的大小不同。

第十四节 胶体

1. 定义：分散质粒子直径大小在 $10^{-9} \sim 10^{-7}\text{m}$ 之间的分散系。

2. 分类

①根据分散质微粒组成的状况分类： { 粒子胶体
分子胶体

如：胶体胶粒是由许多等小分子聚集一起形成的微粒，其直径在 $1\text{nm} \sim 100\text{nm}$ 之间，这样的胶体叫粒子胶体。又如：淀粉属高分子化合物，其单个分子的直径在 $1\text{nm} \sim 100\text{nm}$ 范围之内，这样的胶体叫分子胶体。

②根据分散剂的状态划分： { 气溶胶
液溶胶
固溶胶

如：烟、云、雾等的分散剂为气体，这样的胶体叫做气溶胶； AgI 溶胶、 $\text{Fe}(\text{OH})_3$ 溶胶、 $\text{Al}(\text{OH})_3$ 溶胶，其分散剂为水，分散剂为液体的胶体叫做液溶胶；有色玻璃、烟水晶均以固体为分散剂，这样的胶体叫做固溶胶。

名称	分散质	分散系	实例
液溶胶	固	液	$Fe(OH)_3$ 溶胶、油漆、泥浆
固溶胶	液	固	硅酸凝胶、珍珠
	固	固	合金、有色玻璃、照片胶片
气溶胶	液	气	云雾、酸雾
	固	气	烟尘

3. 胶体的制备

A. 物理方法

① 机械法：利用机械磨碎法将固体颗粒直接磨成胶粒的大小

② 溶解法：利用高分子化合物分散在合适的溶剂中形成胶体，如蛋白质溶于水，淀粉溶于水、聚乙烯溶于某有机溶剂等。

B. 化学方法

① 水解促进法： $FeCl_3 + 3H_2O$ (沸) = $Fe(OH)_3$ (胶体) + $3HCl$

② 复分解反应法： $KI + AgNO_3 = AgI$ (胶体) + KNO_3 $Na_2SiO_3 + 2HCl = H_2SiO_3$ (胶体) + $2NaCl$

思考：若上述两种反应物的量均为大量，则可观察到什么现象？如何表达对应的两个反应方程式？

提示： $KI + AgNO_3 = AgI \downarrow + KNO_3$ (黄色 \downarrow) $Na_2SiO_3 + 2HCl = H_2SiO_3 \downarrow + 2NaCl$ (白色 \downarrow)

4. 胶体的性质：

性质	现象	应用
布朗运动	胶粒在不停地作无规则运动	
丁达尔现象	当可见光通过胶体时，在入射光侧面观察到明亮的光区	区别胶体和溶液
电泳	胶粒在电场的作用下发生定向移动	电镀
聚沉	破坏胶粒外层电荷，使分散质聚集成较大微粒因重力作用形成沉淀析出	
渗析	由于胶体的分散质微粒粒度介于 $1 \sim 100nm$ 之间，这样的微粒能够透过滤纸，而不能穿过半透膜	分离精制胶体 (分离胶体和溶液)

① 丁达尔效应——丁达尔效应是粒子对光散射作用的结果，是一种物理现象。丁达尔现象产生的原因，是因为胶体微粒直径大小恰当，当光照射胶粒上时，胶粒将光从各个方面全部反射，胶粒即成一小光源（这一现象叫光的散射），故可明显地看到由无数小光源形成的光亮“通路”。当光照在比较大或小的颗粒或微粒上则无此现象，只发生反射或将光全部吸收的现象，而以溶液和浊液无丁达尔现象，所以丁达尔效应常用于鉴别胶体和其他分散系。

② 布朗运动——在胶体中，由于胶粒在各个方向所受的力不能相互平衡而产生的无规则的运动，称为布朗运动。是胶体稳定的原因之一。

③ 电泳——在外加电场的作用下，胶体的微粒在分散剂里向阴极（或阳极）作定向移动的现象。胶体具有稳定性的重要原因是同一种胶粒带有同种电荷，相互排斥，另外，胶粒在分散力作用下作不停的无规则运动，使其受重力的影响有较大减弱，两者都使其不易聚集，从而使胶体较稳定。

说明：A、电泳现象表明胶粒带电荷，但胶体都是电中性的。胶粒带电的原因：胶体中单个胶粒的体积小，因而胶体中胶粒的表面积大，因而具备吸附能力。有的胶体中的胶粒吸附溶液中的阳离子而带正电；有的则

吸附阴离子而带负电胶体的提纯，可采用渗析法来提纯胶体。使分子或离子通过半透膜从胶体里分离出去的操作方法叫渗析法。其原理是胶体粒子不能透过半透膜，而分子和离子可以透过半透膜。但胶体粒子可以过滤纸，故不能用滤纸提纯胶体。

B、在此要熟悉常见胶体的胶粒所带电性，便于判断和分析一些实际问题。

带正电的胶粒胶体：金属氢氧化物如 $Al(OH)_3$ 、 $Fe(OH)_3$ 胶体、金属氧化物。

带负电的胶粒胶体：非金属氧化物、金属硫化物 As_2S_3 胶体、硅酸胶体、土壤胶体

特殊：AgI 胶粒随着 $AgNO_3$ 和 KI 相对量不同，而可带正电或负电。若 KI 过量，则 AgI 胶粒吸附较多 I^- 而带负电；若 $AgNO_3$ 过量，则因吸附较多 Ag^+ 而带正电。当然，胶体中胶粒带电的电荷种类可能与其他因素有关。

C、同种胶体的胶粒带相同的电荷。

D、固溶胶不发生电泳现象。凡是胶粒带电荷的液溶胶，通常都可发生电泳现象。气溶胶在高压电的条件下也能发生电泳现象。

胶体根据分散质微粒组成可分为粒子胶体（如 $Fe(OH)_3$ 胶体，AgI 胶体等）和分子胶体，如淀粉溶液，蛋白质溶液（习惯仍称其溶液，其实分散质微粒直径已达胶体范围），只有粒子胶体的胶粒带电荷，故可产生电泳现象。整个胶体仍呈电中性，所以在外电场作用下作定向移动的是胶粒而非胶体。

④聚沉——胶体分散系中，分散系微粒相互聚集而下沉的现象称为胶体的聚沉。能促使溶胶聚沉的外因有加电解质（酸、碱及盐）、加热、溶胶浓度增大、加胶粒带相反电荷的胶体等。有时胶体在凝聚时，会连同分散剂一道凝结成冻状物质，这种冻状物质叫凝胶。

5. 胶体稳定存在的原因

(2) 胶粒小，可被溶剂分子冲击不停地运动，不易下沉或上浮

(2) 胶粒带同性电荷，同性排斥，不易聚大，因而不下沉或上浮

6. 胶体凝聚的方法：

(1) 加入电解质：电解质电离出的阴、阳离子与胶粒所带的电荷发生电性中和，使胶粒间的排斥力下降，胶粒相互结合，导致颗粒直径 $> 10^{-7}m$ ，从而沉降。

能力：离子电荷数，离子半径

阳离子使带负电荷胶粒的胶体凝聚的能力顺序为： $Al^{3+} > Fe^{3+} > H^+ > Mg^{2+} > Na^+$

阴离子使带正电荷胶粒的胶体凝聚的能力顺序为： $SO_4^{2-} > NO_3^- > Cl^-$

(2) 加入带异性电荷胶粒的胶体：

(3) 加热、光照或射线等：加热可加快胶粒运动速率，增大胶粒之间的碰撞机会。如蛋白质溶液加热，较长时间光照都可使其凝聚甚至变性。

7. 胶体的应用

① 盐卤点豆腐：将盐卤（ $MgCl_2 \cdot 2H_2O$ ）或石膏（ $CaSO_4 \cdot 2H_2O$ ）溶液加入豆浆中，使豆腐中的蛋白质和水等物质一起凝聚形成凝胶。

② 肥皂的制取分离； ③ 明矾、 $Fe_2(SO_4)_3$ 溶液净水； ④ $FeCl_3$ 溶液用于伤口止血；

⑤ 江河入海口形成的沙洲； ⑥ 水泥硬化； ⑦ 冶金厂大量烟尘用高压电除去； ⑧ 土壤胶体中离子的吸附和交换过程，保肥作用；

⑨ 硅胶的制备：（含水 4% 的 SiO_2 叫硅胶）



⑩ 用同一钢笔灌不同牌号墨水易发生堵塞

铁丝沾一下水，再沾一些氯化钠或无水碳酸钠粉末，③点燃一盏新的酒精灯（灯头灯芯干净、酒精纯），④把沾有钠盐粉末的铁丝放在外焰尖上灼烧，这时外焰尖上有一个小的黄色火焰，那就是钠焰。以上做法教师演示实验较易做到，但学生实验因大多数酒精灯都不干净而很难看到焰尖，可改为以下做法：沾有钠盐的铁丝放在外焰中任一有蓝色火焰的部位灼烧，黄色火焰覆盖蓝色火焰，就可认为黄色火焰就是钠焰。

（二）钾离子：

（1）方法一（烧杯-酒精法）：

取一小药匙无水碳酸钠粉末（充分研细）放在一倒置的小烧杯上，滴加 5~6 滴酒精，点燃，可看到明显的浅紫色火焰，如果隔一钴玻璃片观察，则更明显看到紫色火焰。

（2）方法二（蒸发皿-酒精法）：

取一药匙无水碳酸钠粉末放在一个小发皿内，加入 1 毫升酒精，点燃，燃烧时用玻棒不断搅动，可看到紫色火焰，透过钴玻璃片观察效果更好，到酒精快烧完时现象更明显。

（3）方法三（铁丝-棉花-水法）：

取少许碳酸钠粉末放在一小蒸发皿内，加一两滴水调成糊状；再取一条小铁丝，一端擦净，弯一个小圈，圈内夹一小团棉花，棉花沾一点水，又把水挤干，把棉花沾满上述糊状碳酸钠，放在酒精灯外焰上灼烧，透过钴玻璃片可看到明显的紫色火焰。

（4）方法四（铁丝法）：

同钠的方法二中的学生实验方法。该法效果不如方法一、二、三，但接近课本的做法。观察钾的焰色时，室内光线不要太强，否则浅紫色的钾焰不明显。

（三）锂离子：

（1）方法一（镊子-棉花-酒精法）：

用镊子取一团棉花，吸饱酒精，又把酒精挤干，把棉花沾满 Li_2CO_3 粉末，点燃。

（2）方法二（铁丝法）：跟钠的方法二相同。

（四）钙离子：

（1）方法一（镊子-棉花-酒精法）：同钠的方法一。

（2）方法二（烧杯-酒精法）：

取一药匙研细的无水氯化钙粉末（要吸少量水，如果的确一点水也没有，则让其在空气吸一会儿潮）放在倒置的小烧杯上，滴加 7~8 滴酒精，点燃。（3）方法三（药匙法）：用不锈钢药匙盛少许无水氯化钙（同上）放在酒精灯外焰上灼烧。

焰色反应现象要明显，火焰焰色要象彗星尾巴才看得清楚，有的盐的焰色反应之所以盐要加少量水溶解，是为了灼烧时离子随着水分的蒸发而挥发成彗星尾巴状，现象明显；而有的离子灼烧时较易挥发成彗星尾巴状，就不用加水溶解了。

笔记三 实验全总结笔记(操作+方法+现象)

第一节 化学实验安全

1. 做有毒气体的实验时，应在通风厨中进行，并注意对尾气进行适当处理（吸收或点燃等）；进行易燃易爆气体的实验时应注意验纯，尾气应燃烧掉或作适当处理。
2. 烫伤宜找医生处理。
3. 浓酸撒在实验台上，先用 Na_2CO_3 （或 NaHCO_3 ）中和，后用水冲擦干净。浓酸沾在皮肤上，宜先用干抹布拭去，再用水冲净。浓酸溅在眼中应先用稀 NaHCO_3 溶液淋洗，然后请医生处理。
4. 浓碱撒在实验台上，先用稀醋酸中和，然后用水冲擦干净。浓碱沾在皮肤上，宜先用大量水冲洗，再涂上硼酸溶液。浓碱溅在眼中，用水洗净后再用硼酸溶液淋洗。
5. 钠、磷等失火宜用沙土扑盖。
6. 酒精及其他易燃有机物小面积失火，应迅速用湿抹布扑盖。

第二节 混合物的分离提纯

分离和提纯的方法	分离的物质	应注意的事项	应用举例
过滤	用于固液混合的分离	一贴、二低、三靠	粗盐的提纯
蒸馏	提纯或分离沸点不同的液体混合物	防止液体暴沸，温度计水银球的位置	石油的蒸馏中冷凝管中水的流向 如石油的蒸馏
萃取	利用溶质在互不相溶的溶剂里的溶解度不同，用一种溶剂把溶质从它与另一种溶剂所组成的溶液中提取出来的方法	选择的萃取剂应符合下列要求：和原溶液中的溶剂互不相溶；对溶质的溶解度要远大于原溶剂	用四氯化碳萃取溴水里的溴、碘
分液	分离互不相溶、密度也不相同的液体	打开上端活塞或使活塞上的凹槽与漏斗上的水孔，使漏斗内外空气相通。打开活塞，使下层液体慢慢流出，及时关闭活塞，上层液体由上端倒出	如用四氯化碳萃取溴水里的溴、碘后再分液
蒸发结晶	用来分离和提纯几种可溶性固体的混合物	加热蒸发皿使溶液蒸发时，要用玻璃棒不断搅动溶液；当蒸发皿中出现较多的固体时，即停止加热	分离 NaCl 和 KNO_3 混合物

第三节 常见物质分离提纯的 10 种方法

1. **结晶和重结晶**：利用物质在溶液中溶解度随温度变化较大，如 NaCl ， KNO_3 。
2. **蒸馏冷却法**：提纯或分离沸点不同的液体混合物的方法。用蒸馏原理进行多种混合液体的分离，叫分馏。利用沸点上差值大的原理。乙醇中(水)：加入新制的 CaO 吸收大部分水再蒸馏。
操作时要注意：
 - ①在蒸馏烧瓶中放少量碎瓷片，防止液体暴沸。
 - ②温度计水银球的位置应与支管底口下缘位于同一水平线上。
 - ③蒸馏烧瓶中所盛放液体不能超过其容积的 $\frac{2}{3}$ ，也不能少于 $\frac{1}{3}$ 。

④冷凝管中冷却水从下口进，从上口出。

⑤加热温度不能超过混合物中沸点最高物质的沸点，例如用分馏的方法进行石油的分馏。

3. **过滤法**：除去溶液里混有不溶于溶剂的杂质的方法。

粗盐的提纯：除去 NaCl 中含有的 CaCl_2 , MgCl_2 , Na_2SO_4 等加入试剂的先后顺序： $\text{NaOH} \rightarrow \text{BaCl}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow$ 过滤 $\rightarrow \text{HCl}$ 可以；改为： $\text{BaCl}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{NaOH} \rightarrow$ 过滤 $\rightarrow \text{HCl}$ 也可以。改为： $\text{BaCl}_2 \rightarrow \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow$ 过滤 $\rightarrow \text{HCl}$ 也可以。

但要注意， BaCl_2 溶液一定要在 Na_2CO_3 溶液之前加入，且盐酸必须放在最后。

注意：①一贴：将滤纸折叠好放入漏斗，加少量蒸馏水润湿，使滤纸紧贴漏斗内壁。

②二低：滤纸边缘应略低于漏斗边缘，加入漏斗中液体的液面应略低于滤纸的边缘。

③三靠：向漏斗中倾倒液体时，烧杯的夹嘴应与玻璃棒接触；玻璃棒的底端应和过滤器有三层滤纸处轻轻接触；漏斗颈的末端应与接受器的内壁相接触，例如用过滤法除去粗食盐中少量的泥沙。

4. **升华法**：指固态物质吸热后不经过液态直接变成气态的过程。利用某些物质具有升华的特性，将这种物质和其它受热不升华的物质分离开来。如 $\text{SiO}_2(\text{I}_2)$ 。

5. **萃取法**：利用溶质在互不相溶的溶剂里的溶解度不同，用一种溶剂把溶质从它与另一种溶剂所组成的溶液中提取出来的方法。如用 CCl_4 来萃取 I_2 水中的 I_2 。

萃取剂的选择：① 和原溶液中的溶剂互不相溶；② 对溶质的溶解度要远大于原溶剂，并且溶剂易挥发。

在萃取过程中要注意：

①将要萃取的溶液和萃取溶剂依次从上口倒入分液漏斗，其量不能超过漏斗容积的 $\frac{2}{3}$ ，塞好塞子进行振荡。

②振荡时右手捏住漏斗上口的颈部，并用食指根部压紧塞子，以左手握住旋塞，同时用手指控制活塞，将漏斗倒转过来用力振荡。

③然后将分液漏斗静置，待液体分层后进行分液，分液时上层液体从漏斗口放出，下层液体从下口倒出。例如用四氯化碳萃取溴水里的溴。

6. **溶解法**： Fe 粉 (Al 粉)：溶解在过量的 NaOH 溶液里过滤分离。

7. **增加法**：把杂质转化成所需要的物质： $\text{CO}_2(\text{CO})$ ：通过热的 CuO ； $\text{CO}_2(\text{SO}_2)$ ：通过 NaHCO_3 溶液。

8. **吸收法**：除去混合气体中的气体杂质，气体杂质必须被药品吸收： $\text{N}_2(\text{O}_2)$ ：将混合气体通过铜网吸收 O_2 。

9. **转化法**：两种物质难以直接分离，加药品变得容易分离，然后再还原回去： $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ：先加 NaOH 溶液把 $\text{Al}(\text{OH})_3$ 溶解，过滤，除去 $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ，再加酸让 NaAlO_2 转化成 $\text{Al}(\text{OH})_3$ 。

第四节 常用的去除杂质的方法 10 种

1. **杂质转化法**：欲除去苯中的苯酚，可加入氢氧化钠，使苯酚转化为酚钠，利用酚钠易溶于水，使之与苯分开。欲除去 Na_2CO_3 中的 NaHCO_3 可用加热的方法。

2. **吸收洗涤法**：欲除去二氧化碳中混有的少量氯化氢和水，可使混合气体先通过饱和碳酸氢钠的溶液后，再通过浓硫酸。

3. **沉淀过滤法**：欲除去硫酸亚铁溶液中混有的少量硫酸铜，加入过量铁粉，待充分反应后，过滤除去不溶物，达到目的。

4. **加热升华法**：欲除去碘中的沙子，可用此法。

5. **溶剂萃取法**：欲除去水中含有的少量溴，可用此法。

6. **溶液结晶法(结晶和重结晶)**：欲除去硝酸钠溶液中少量的氯化钠，可利用二者的溶解度不同，降低溶液温度，使硝酸钠结晶析出，得到硝酸钠纯晶。

7. **分馏蒸馏法**：欲除去乙醚中少量的酒精，可采用多次蒸馏的方法。

8. **分液法**：欲将密度不同且又互不相溶的液体混合物分离，可采用此法，如将苯和水分离。

9. **渗析法**：欲除去胶体中的离子，可采用此法。如除去氢氧化铁胶体中的氯离子。

10. **综合法**：欲除去某物质中的杂质，可采用以上各种方法或多种方法综合运用。

序号	原物	所含杂质	除杂质试剂	主要操作方法
1	N_2	O_2	灼热的铜丝网	用固体转化气体
2	CO_2	H_2S	CuSO_4 溶液	洗气
3	CO	CO_2	NaOH 溶液	洗气
4	CO_2	CO	灼热 CuO	用固体转化气体
5	CO_2	HCl	饱和的 NaHCO_3	洗气

6	H ₂ S	HCl	饱和的 NaHS	洗气
7	SO ₂	HCl	饱和的 NaHSO ₃	洗气
8	Cl ₂	HCl	饱和的食盐水	洗气
9	CO ₂	SO ₂	饱和的 NaHCO ₃	洗气
10	炭粉	MnO ₂	浓盐酸 (需加热)	过滤
11	MnO ₂	C	-----	加热灼烧
12	炭粉	CuO	稀酸 (如稀盐酸)	过滤
13	Al ₂ O ₃	Fe ₂ O ₃	NaOH(过量), CO ₂	过滤
14	Fe ₂ O ₃	Al ₂ O ₃	NaOH 溶液	过滤
15	Al ₂ O ₃	SiO ₂	盐酸、氨水	过滤
16	SiO ₂	ZnO	HCl 溶液	过滤,
17	BaSO ₄	BaCO ₃	HCl 或稀 H ₂ SO ₄	过滤
18	NaHCO ₃ 溶液	Na ₂ CO ₃	CO ₂	加酸转化法
19	NaCl 溶液	NaHCO ₃	HCl	加酸转化法
20	FeCl ₃ 溶液	FeCl ₂	Cl ₂	加氧化剂转化法
21	FeCl ₃ 溶液	CuCl ₂	Fe、Cl ₂	过滤
22	FeCl ₂ 溶液	FeCl ₃	Fe	加还原剂转化法
23	CuO	Fe	(磁铁)	吸附
24	Fe(OH) ₃ 胶体	FeCl ₃	蒸馏水	渗析
25	CuS	FeS	稀盐酸	过滤
26	I ₂ 晶体	NaCl	-----	加热升华
27	NaCl 晶体	NH ₄ Cl	-----	加热分解
28	KNO ₃ 晶体	NaCl	蒸馏水	重结晶.

第五节 物质的鉴别

物质的检验通常有鉴定、鉴别和推断三类，它们的共同点是：依据物质的特殊性质和特征反应，选择适当的试剂和方法，准确观察反应中的明显现象，如颜色的变化、沉淀的生成和溶解、气体的产生和气味、火焰的颜色等，进行判断、推理。

检验类型	鉴别	利用不同物质的性质差异，通过实验，将它们区别开来。
	鉴定	根据物质的特性，通过实验，检验出该物质的成分，确定它是否是这种物质。
	推断	根据已知实验及现象，分析判断，确定被检的是什么物质，并指出可能存在什么，不可能存在什么。
检验方法	①	若是固体，一般应先用蒸馏水溶解
	②	若同时检验多种物质，应将试管编号
	③	要取少量溶液放在试管中进行实验，绝不能在原试剂瓶中进行检验
	④	叙述顺序应是：实验（操作）→现象→结论→原理（写方程式）

① 常见气体的检验

常见气体	检验方法
氢气	纯净的氢气在空气中燃烧呈淡蓝色火焰，混合空气点燃有爆鸣声，生成物只有水。不是只有氢气才产生爆鸣声；可点燃的气体不一定是氢气
氧气	可使带火星的木条复燃

氯气	黄绿色, 能使湿润的碘化钾淀粉试纸变蓝 (O_3 、 NO_2 也能使湿润的碘化钾淀粉试纸变蓝)
氯化氢	无色有刺激性气味的气体。在潮湿的空气中形成白雾, 能使湿润的蓝色石蕊试纸变红; 用蘸有浓氨水的玻璃棒靠近时冒白烟; 将气体通入 $AgNO_3$ 溶液时有白色沉淀生成。
二氧化硫	无色有刺激性气味的气体。能使品红溶液褪色, 加热后又显红色。能使酸性高锰酸钾溶液褪色。
硫化氢	无色有具鸡蛋气味的气体。能使 $Pb(NO_3)_2$ 或 $CuSO_4$ 溶液产生黑色沉淀, 或使湿润的醋酸铅试纸变黑。
氨气	无色有刺激性气味, 能使湿润的红色石蕊试纸变蓝, 用蘸有浓盐酸的玻璃棒靠近时能生成白烟。
二氧化氮	红棕色气体, 通入水中生成无色的溶液并产生无色气体, 水溶液显酸性。
一氧化氮	无色气体, 在空气中立即变成红棕色
二氧化碳	能使澄清石灰水变浑浊; 能使燃着的木条熄灭。 SO_2 气体也能使澄清的石灰水变混浊, N_2 等气体也能使燃着的木条熄灭。
一氧化碳	可燃烧, 火焰呈淡蓝色, 燃烧后只生成 CO_2 ; 能使灼热的 CuO 由黑色变成红色。

② 几种重要阳离子的检验

- H^+ 能使紫色石蕊试液或橙色的甲基橙试液变为红色。
- Na^+ 、 K^+ 用焰色反应来检验时, 它们的火焰分别呈黄色、浅紫色 (通过钴玻片)。
- Ba^{2+} 能使稀硫酸或可溶性硫酸盐溶液产生白色 $BaSO_4$ 沉淀, 且沉淀不溶于稀硝酸。
- Mg^{2+} 能与 $NaOH$ 溶液反应生成白色 $Mg(OH)_2$ 沉淀, 该沉淀能溶于 NH_4Cl 溶液。
- Al^{3+} 能与适量的 $NaOH$ 溶液反应生成白色 $Al(OH)_3$ 絮状沉淀, 该沉淀能溶于盐酸或过量的 $NaOH$ 溶液。
- Ag^+ 能与稀盐酸或可溶性盐酸盐反应, 生成白色 $AgCl$ 沉淀, 不溶于稀 HNO_3 , 但溶于氨水, 生成 $[Ag(NH_3)_2]^+$
- NH_4^+ 铵盐 (或浓溶液) 与 $NaOH$ 浓溶液反应, 并加热, 放出使湿润的红色石蕊试纸变蓝的有刺激性气味 NH_3 气体。
- Fe^{2+} 能与少量 $NaOH$ 溶液反应, 先生成白色 $Fe(OH)_2$ 沉淀, 迅速变成灰绿色, 最后变成红褐色 $Fe(OH)_3$ 沉淀。或向亚铁盐的溶液里加入 $KSCN$ 溶液, 不显红色, 加入少量新制的氯水后, 立即显红色。 $2Fe^{2+} + Cl_2 = 2Fe^{3+} + 2Cl^-$
- Fe^{3+} 能与 $KSCN$ 溶液反应, 变成血红色 $Fe(SCN)_3$ 溶液, 能与 $NaOH$ 溶液反应, 生成红褐色 $Fe(OH)_3$ 沉淀。
- Cu^{2+} 蓝色水溶液 (浓的 $CuCl_2$ 溶液显绿色), 能与 $NaOH$ 溶液反应, 生成蓝色的 $Cu(OH)_2$ 沉淀, 加热后可转变为黑色的 CuO 沉淀。含 Cu^{2+} 溶液能与 Fe 、 Zn 片等反应, 在金属片上有红色的铜生成。

③ 几种重要的阴离子的检验

- OH^- 能使无色酚酞、紫色石蕊、橙色的甲基橙等指示剂分别变为红色、蓝色、黄色。
- Cl^- 能与硝酸银反应, 生成白色的 $AgCl$ 沉淀, 沉淀不溶于稀硝酸, 能溶于氨水, 生成 $[Ag(NH_3)_2]^+$ 。
- Br^- 能与硝酸银反应, 生成淡黄色 $AgBr$ 沉淀, 不溶于稀硝酸。
- I^- 能与硝酸银反应, 生成黄色 AgI 沉淀, 不溶于稀硝酸; 也能与氯水反应, 生成 I_2 , 使淀粉溶液变蓝。
- SO_4^{2-} 能与含 Ba^{2+} 溶液反应, 生成白色 $BaSO_4$ 沉淀, 不溶于硝酸。
- SO_3^{2-} 浓溶液能与强酸反应, 产生无色有刺激性气味的 SO_2 气体, 该气体能使品红溶液褪色。能与 $BaCl_2$ 溶液反应, 生成白色 $BaSO_3$ 沉淀, 该沉淀溶于盐酸, 生成无色有刺激性气味的 SO_2 气体。
- S^{2-} 能与 $Pb(NO_3)_2$ 溶液反应, 生成黑色的 PbS 沉淀。
- CO_3^{2-} 能与 $BaCl_2$ 溶液反应, 生成白色的 $BaCO_3$ 沉淀, 该沉淀溶于硝酸 (或盐酸), 生成无色无味、能使澄清石灰水变浑浊的 CO_2 气体。
- HCO_3^- 取含 HCO_3^- 盐溶液煮沸, 放出无色无味 CO_2 气体, 气体能使澄清石灰水变浑浊或向 HCO_3^- 盐酸溶液里加入稀 $MgSO_4$ 溶液, 无现象, 加热煮沸, 有白色沉淀 $MgCO_3$ 生成, 同时放出 CO_2 气体。
- PO_4^{3-} 含磷酸根的中性溶液, 能与 $AgNO_3$ 反应, 生成黄色 Ag_3PO_4 沉淀, 该沉淀溶于硝酸。

(11) NO_3^- 浓溶液或晶体中加入铜片、浓硫酸加热，放出红棕色气体。

第六节 化学实验中的先与后 19 例

1. 加热试管时，应先均匀加热后局部加热。
2. 用排水法收集气体时，先拿出导管后撤酒精灯。
3. 制取气体时，先检验气密性后装药品。
4. 收集气体时，先排净装置中的空气后再收集。
5. 稀释浓硫酸时，烧杯中先装一定量蒸馏水后再沿器壁缓慢注入浓硫酸。
6. 点燃 H_2 、 CH_4 、 C_2H_4 、 C_2H_2 等可燃气体时，先检验纯度再点燃。
7. 检验卤化烃分子的卤元素时，在水解后的溶液中先加稀 HNO_3 再加 AgNO_3 溶液。
8. 检验 NH_3 (用红色石蕊试纸)、 Cl_2 (用淀粉 KI 试纸)、 H_2S [用 $\text{Pb}(\text{Ac})_2$ 试纸] 等气体时，先用蒸馏水润湿试纸后再与气体接触。
9. 配制 FeCl_3 、 SnCl_2 等易水解的盐溶液时，先溶于少量浓盐酸中，再稀释。
10. 中和滴定实验时，用蒸馏水洗过的滴定管先用标准液润洗后再装标准液；先用待测液润洗后再移取液体；滴定管读数时先等一二分钟后再读数；观察锥形瓶中溶液颜色的改变时，先等半分钟颜色不变后即为止定终点。
11. 焰色反应实验时，每做一次，铂丝应先沾上稀盐酸放在火焰上灼烧到无色时，再做下一次实验。
12. 用 H_2 还原 CuO 时，**先通 H_2 流，后加热 CuO** ，反应完毕后先撤酒精灯，冷却后再停止通 H_2 。
13. 配制物质的量浓度溶液时，先用烧杯加蒸馏水至容量瓶刻度线 $1\text{cm}\sim 2\text{cm}$ 后，再改用胶头滴管加水至刻度线。
14. 浓 H_2SO_4 不慎洒到皮肤上，先迅速用**布**擦干，再用水冲洗，最后再涂上 **3%—5% 的 NaHCO_3 溶液**。沾上其他酸时，先**水洗**，后涂 **NaHCO_3 溶液**。
15. 碱液沾到皮肤上，先**水洗**后涂**硼酸溶液**。
16. 酸(或碱)流到桌子上，先加 **NaHCO_3 溶液(或醋酸)中和**，再水洗，最后用**布**擦。
17. 检验蔗糖、淀粉、纤维素是否水解时，先在水解后的溶液中加 NaOH 溶液中和 H_2SO_4 ，再加银氨溶液或 $\text{Cu}(\text{OH})_2$ 悬浊液。
18. 用 pH 试纸时，先用玻璃棒沾取待测溶液涂到试纸上，再把试纸的颜色跟标准比色卡对比，定出 pH。
19. 配制和保存 Fe^{2+} 、 Sn^{2+} 等易水解、易被空气氧化的盐溶液时；先把蒸馏水煮沸赶走 O_2 ，再溶解，并加入少量的相应金属粉末和相应酸。

第七节 常见化学实验现象 130 例

1. 木炭在氧气中燃烧：发出白光，放出热量。
2. 铁丝在氯气中燃烧，剧烈反应，生成棕褐色的烟。
3. 在空气中点燃甲烷，并在火焰上放干冷烧杯：火焰呈淡蓝色，烧杯内壁有液滴产生。
4. 在空气中点燃乙烯：火焰明亮，有黑烟产生，放出热量。
5. 在空气中点燃乙炔：火焰明亮，有浓烈烟产生，放出热量。
6. 苯在空气中燃烧：火焰明亮，并带有浓烈黑烟。
7. 乙醇在空气中燃烧：火焰呈现淡蓝色。
8. 一氧化碳在空气中燃烧：发出淡蓝色的火焰，放出热量。
9. 强光照射氢气、氯气的混合气体：迅速反应发生爆炸。
10. 钠在氯气中燃烧：剧烈燃烧，生成白色固体。
11. 钠在空气中燃烧：火焰呈黄色，生成淡黄色物质。
12. 镁条在空气中燃烧：发出耀眼强光，放出大量的热，生成**白烟**同时生成一种**白色物质**。
13. 硫在氧气中燃烧：发出明亮的**蓝紫色**火焰，(在空气中，淡蓝色火焰)放出热量，生成一种有刺激性气味的气体。
14. 铁丝在氧气中燃烧：剧烈燃烧，火星四射，放出热量，生成**黑色固体物质**。
15. 加热试管中碳酸氢铵：有**刺激性气味气体**生成，试管上有**液滴**生成。
16. 氢气在氯气中燃烧：发出**苍白色**火焰，产生大量的热。
17. 在试管中用氢气还原氧化铜：**黑色氧化铜变为红色物质**，试管口有液滴生成。

18. 点燃纯净的氯气，用干冷烧杯罩在火焰上：发出**淡蓝色**火焰，烧杯内壁有液滴生成。
19. 在硫酸铜溶液中滴加氢氧化钠溶液：有**蓝色絮状沉淀**生成。
20. 将铜片插入硝酸汞溶液中：铜片表面有**银白色**物质附着。
21. 细铜丝在氯气中燃烧后加入水：有**棕色**的烟生成，加水后生成**绿色**的溶液。
22. 红磷在氯气中燃烧：有**白色**烟雾生成。
23. 加热浓盐酸与二氧化锰的混合物：有**黄绿色**刺激性气味气体生成。
24. 在溴化钠溶液中滴加硝酸银溶液后再加稀硝酸：有**浅黄色**沉淀生成。
25. 在碘化钾溶液中滴加硝酸银溶液后再加稀硝酸：有**黄色**沉淀生成。
26. 细铜丝在硫蒸气中燃烧：细铜丝发**红**后生成**黑色**物质。
27. 铁粉与硫粉混合后加热到红热：反应继续进行，放出大量热，生成**黑色**物质。
28. 加热盛有浓硫酸和木炭的试管：有气体生成，且气体有**刺激性**的气味。
29. 加热盛有固体氯化铵的试管：在试管口有**白色**晶体产生。
30. 无色试剂瓶内的浓硝酸受到阳光照射：瓶中空间部分显**棕色**，硝酸呈**黄色**。
31. 铜片与浓硝酸反应：反应激烈，有**红棕色**气体产生。
32. 铜片与稀硝酸反应：试管下端产生无色气体，气体上升逐渐变成**红棕色**。
33. 在硅酸钠溶液中加入稀盐酸，有**白色**胶状沉淀产生。
34. 将点燃的镁条伸入盛有二氧化碳的集气瓶中：剧烈燃烧，有**黑色**物质附着于集气瓶内壁。
35. 向硫酸铝溶液中滴加氨水：生成蓬松的**白色**絮状物质。
36. 向硫酸亚铁溶液中滴加氢氧化钠溶液：有**白色**絮状沉淀生成，立即转变为**灰绿色**，一会儿又转变为**红褐色**沉淀。
37. 向硫化钠水溶液中滴加氯水：溶液变**浑浊**。 $S^{2-} + Cl_2 = 2Cl^- + S \downarrow$
38. 光照甲烷与氯气的混合气体：**黄绿色**逐渐变浅，时间较长，（容器内壁有液滴生成）。
39. 加热(170℃)乙醇与浓硫酸的混合物，并使产生的气体通入溴水，通入酸性高锰酸钾溶液：有气体产生，溴水褪色，**紫色**逐渐变浅。
40. 将少量甲苯倒入适量的高锰酸钾溶液中，振荡：**紫色**褪色。
41. 点燃纯净的氢气，用干冷的烧杯罩在火焰上：发出淡蓝的火焰，烧杯内壁有液滴生成。
42. 将点燃的镁条伸入盛有二氧化碳的集气瓶中：剧烈燃烧，有黑色物质附着于集气瓶内壁。
43. 硫化氢气体不完全燃烧(在火焰上罩上蒸发皿)：火焰呈淡蓝色(蒸发皿底部有黄色的粉末)。
44. 硫化氢气体完全燃烧(在火焰上罩上干冷烧杯)：火焰呈淡蓝色，生成有刺激性气味的气体(烧杯内壁有液滴生成)。
45. 在集气瓶中混合硫化氢和二氧化硫：瓶内壁有黄色粉末生成。
46. 用木炭粉还原氧化铜粉末，使生成气体通入澄清石灰水，黑色氧化铜变为有光泽的金属颗粒，石灰水变浑浊。
47. 向盛有少量碳酸钾固体的试管中滴加盐酸：有气体生成。
48. 加热试管中的硫酸铜晶体：蓝色晶体逐渐变为白色粉末，且试管口有液滴生成。
49. 向含有 Cl^- 的溶液中滴加用硝酸酸化的硝酸银溶液，有白色沉淀生成。
50. 向含有 SO_4^{2-} 的溶液中滴加用盐酸酸化的氯化钡溶液，有白色沉淀生成。
51. 一带锈铁钉投入盛稀硫酸的试管中并加热：铁锈逐渐溶解，溶液呈浅绿色(亚铁离子)，并有气体生成。
52. 将一洁净铁钉浸入硫酸铜溶液中：铁钉表面有红色物质附着，溶液颜色逐渐变浅。
53. 在三氯化铁溶液中滴加氢氧化钠溶液：有红褐色沉淀生成。
54. 将 Cl_2 通入无色 KI 溶液中，溶液中有褐色的物质产生。
55. 盛有生石灰的试管里加少量水：反应剧烈，发出大量热。
56. 向盛有石灰水的试管里，注入浓的碳酸钠溶液：有白色沉淀生成。
57. 氯气遇到湿的有色布条：有色布条的颜色退去。
58. 给氯化钠(固)与硫酸(浓)的混合物加热：有雾生成且有刺激性的气味生成。
59. I_2 遇淀粉，生成蓝色溶液。
60. 二氧化硫气体通入品红溶液后再加热：红色退去，加热后又恢复原来颜色。
61. 过量的铜投入盛有浓硫酸的试管加热，反应毕，待溶液冷却后加水：有刺激性气味的气体生成，加水后溶液呈蓝色。

62. 钠投入水中（放有酚酞）：反应剧烈，钠浮于水面，放出大量的热使钠溶成小球在水面上游动，有“嗤嗤”声、转动、有气体放出；（熔、浮、游、嘶、红）。
63. 把水滴入盛有过氧化钠固体的试管里，将带火星木条伸入试管口：木条复燃。
64. 加热碳酸氢钠固体，使生成气体通入澄清石灰水：澄清石灰水变浑浊。
65. 氨气与氯化氢相遇：有大量的白烟产生。
66. 加热氯化铵与氢氧化钙的混合物：有刺激性气味、使湿润的蓝色石蕊试纸变红的气体产生。
67. 在硅酸钠溶液中通入二氧化碳，有白色胶状沉淀产生。
68. 在氢氧化铁胶体中加硫酸镁溶液：胶体变浑浊。
69. 加热氢氧化铁胶体：胶体变浑浊。
70. 加热氯化铁溶液，最终得到棕红色固体。
71. 向硫酸铝溶液中滴加氢氧化钠溶液，先生成白色沉淀，后白色沉淀溶解。
72. 向含 Fe^{3+} 的溶液中滴入 KSCN 溶液：溶液呈血红色。
73. 向含 Fe^{2+} 的溶液中滴入 KSCN 溶液，无现象，再滴加氯水，溶液呈血红色
74. 向天然水中加入少量肥皂液：泡沫逐渐减少，且有沉淀产生。
75. 将乙炔通入溴水：溴水褪去颜色。
76. 将乙炔通入酸性高锰酸钾溶液：紫色逐渐变浅，直至褪去。
77. 苯与溴在有铁粉做催化剂的条件下反应：有白雾产生，生成物油状且带有褐色。
78. 在盛有少量苯酚的试管中滴入过量的浓溴水：有白色沉淀生成。
79. 在盛有苯酚的试管中滴入几滴三氯化铁溶液，振荡：溶液显紫色。
80. 在盛有苯酚的试管中滴入几滴氢氧化钠溶液，溶液由浑浊变澄清。
81. 向盛有苯酚钠溶液的试管中通入二氧化碳，有白色沉淀产生。
82. 将金属钠投入到盛有乙醇的试管中：钠沉入乙醇中，发生反应有气体放出。（不如钠与水反应剧烈。醇羟基上的氢不如水中的氢活泼。）
83. 乙醛与银氨溶液在试管中反应：水浴加热，洁净的试管内壁附着一层光亮如镜的物质。
84. 在加热至沸腾的情况下乙醛与新制的氢氧化铜反应：有砖红色沉淀生成。
85. 在浓硫酸加热条件下乙醇和乙酸反应：有透明的带香味的油状液体生成。
86. 在适宜条件下乙醇和乙酸反应：有透明的带有香味的油状液体生成。
87. 蛋白质遇到浓 HNO_3 溶液：变成黄色。
88. 紫色的石蕊试液遇碱：变成蓝色；遇酸变红。
89. 无色酚酞试液遇碱：变成红色。（变色范围 8.2——10.0）（无色—粉红—红）
90. 甲基橙变色范围 3.1——4.4（红—橙—黄）
91. 将蘸有氯化钾溶液的铂丝在酒精灯上灼烧并透过蓝色钴玻璃，火焰呈紫色
92. 将蘸有氯化钠溶液的铂丝在酒精灯上灼烧，火焰呈黄色
93. 向溴水中加入四氯化碳并振荡，溶液分两层，上层颜色变浅，下层颜色为橙红色；若为苯，上层为红褐色
94. 向碘水中加入四氯化碳并振荡，溶液分两层，上层颜色变浅，下层颜色为紫红色；若为苯，上层为紫红色
95. 变色镜原理：溴化银见光分解，生成溴和银。
96. 人工降雨：碘化银见光分解，生成碘和银，形成凝核。干冰人工降雨。
97. 将硫化钠溶液和亚硫酸钠溶液混合并滴加少量酸，有气泡产生，同时有浅黄色沉淀产生。
98. 将浓硫酸滴加到盛有蔗糖的小烧杯中，有刺激性气体产生，同时蔗糖变黑，体积膨胀形成疏松多孔海面状。（脱水性、强氧化性）
99. 将浓硫酸滴加到蓝色的硫酸铜晶体上，固体变成白色。（吸水性）
100. 单质（硅、铝）投入到氢氧化钠溶液中，有气体生成。
101. 向盛有酚酞的水的试管中加入过氧化钠固体，有气泡产生，溶液先变红色，红色迅速褪去
102. 向盛有过氧化钠的试管中滴加水，有大量气体产生，将带火星的木条伸入试管口，木条复燃，向反应后

的溶液中滴加酚酞试剂，溶液变红色

103. 在盛有氯化铜溶液的 U 型管中用碳棒进行电解实验，一段时间后，阴极碳棒有一层红色物质（铜），阳极碳棒有气泡放出，该气体能使湿润的淀粉—KI 试纸变蓝色。

104. 在盛有硫酸铜溶液的 U 型管中用碳棒进行电解实验，一段时间后，阴极碳棒有一层红色物质（铜），阳极碳棒有气泡放出，该气体能使带火星的木条复燃，溶液 PH 变小。

105. 在盛有氯化钠溶液的 U 型管中用碳棒进行电解实验，一段时间后，阴极碳棒有无色气泡放出，阳极碳棒有黄绿色气泡放出，该气体能使湿润的淀粉—KI 试纸变蓝色，溶液 PH 变大。

106. 在盛有浓硫酸和浓硝酸混合液的试管中缓慢滴加苯，在 60℃ 的水浴中加热，有苦杏仁味的浅黄色油状物（不纯的硝基苯）生成

107. 向盛有银氨溶液的试管中滴加葡萄糖溶液，给试管水浴加热，产生银镜

108. 向盛有新制的氢氧化铜悬浊液的试管中滴加葡萄糖溶液，给试管加热有砖红色沉淀产生

109. 向碳酸钠溶液中滴加盐酸，开始滴加无现象，随着加入量增多有气体产生。

110. 向氯化铝溶液中滴加氢氧化钠溶液，先产生白色沉淀，后沉淀逐渐溶解。

111. 二氧化碳灭火器：硫酸铝和碳酸氢钠溶液双水解：白色沉淀，大量气体

112. 向偏铝酸钠溶液中滴加盐酸，先产生白色沉淀，后沉淀逐渐溶解。

113. 将充满二氧化氮的试管倒立于水槽中，一段时间后，液面上升，试管中有三分之一的无色气体。

114. 聚沉：胶体遇到电解质溶液，发生聚沉（原因：胶体吸附电荷，电解质中和电荷后形成较大颗粒沉淀）（卤水点豆腐、明矾净水）

115. 氧化铁粉末与铝粉混合均匀，加入氯酸钾插入镁带并点燃，剧烈反应，火星四射。

116. 丁达尔现象：一束光通过胶体，可以看到光路。

117. 电泳：氢氧化铁胶体通直流电后，阴极附近颜色变色（胶体粒子在外加电场作用下，在分散剂中的定向移动现象）（电镀、血液透析）

118. 铜的电解精炼：纯铜做阴极，粗铜做阳极（牺牲阳极），硫酸铜电解液

119. 喷泉实验：烧瓶中气体极易溶解，瓶中压强小于外界大气压，形成喷泉。（氨气、氯化氢等）

120. 氯气管道漏气，用浓氨水检测，现象有白烟。

121. 在玻璃（二氧化硅）上用氢氟酸写字，可以留下痕迹。

122. 将新制的氯水用强光照射一段时间，氯水颜色变浅，瓶中有气体生成（氧气），溶液 PH 变小（盐酸）

123. TNT（烈性炸药）：甲苯和浓硝酸、浓硫酸混合反应：生成淡黄色的晶体。

124. 在适宜条件下乙醇和乙酸反应：有透明的带香味的油状液体生成。

125. 铝片与盐酸反应是放热的， $\text{Ba}(\text{OH})_2$ 与 NH_4Cl 反应是吸热的；

126. 铝箔在氧气中激烈燃烧产生刺眼的白光；

127. HF 腐蚀玻璃： $4\text{HF} + \text{SiO}_2 = \text{SiF}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$

128. $\text{Fe}(\text{OH})_2$ 在空气中被氧化：由白色变为灰绿最后变为红褐色；

129. 苯酚遇空气呈粉红色。

130. 在常温下： Fe 、 Al 在浓 H_2SO_4 和浓 HNO_3 中钝化；

第八节 特殊试剂的存放和取用 10 例

1. Na 、 K ：隔绝空气；防氧化，保存在煤油中（或液态烷烃中），（ Li 用石蜡密封保存）。用镊子取，玻片上切，滤纸吸煤油，剩余部分随即放入煤油中。

2. 白磷：保存在水中，防氧化，放冷暗处。镊子取，并立即放入水中用长柄小刀切取，滤纸吸干水分。

3. 液 Br_2 ：有毒易挥发，盛于磨口的细口瓶中，并用水封。瓶盖严密。

4. I_2 ：易升华，且具有强烈刺激性气味，应保存在用蜡封好的瓶中，放置低温处。

5. 浓 HNO_3 ， AgNO_3 ：见光易分解，应保存在棕色瓶中，放在低温避光处。

6. 固体烧碱：易潮解，应用易于密封的干燥大口瓶保存。瓶口用橡胶塞塞严或用塑料盖盖紧。

7. $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ ：易挥发，应密封放低温处。

8. C_6H_6 、 $\text{C}_6\text{H}_5-\text{CH}_3$ 、 $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ 、 $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OCH}_2\text{CH}_3$ ：易挥发、易燃，应密封存放低温处，并远离火源。

9. Fe^{2+} 盐溶液、 H_2SO_3 及其盐溶液、氢硫酸及其盐溶液：因易被空气氧化，不宜长期放置，应现用现配。
 10. 卤水、石灰水、银氨溶液、 $\text{Cu}(\text{OH})_2$ 悬浊液等，都要随配随用，不能长时间放置。

第九节 常见的需要塞入棉花的实验

1. 测反应混合物的温度：这种类型的实验需要测出反应混合物的准确温度，因此，应将温度计插入混合物中间。

①测物质溶解度。②实验室制乙烯。

2. 测蒸气的温度：这种类型的实验，多用于测量物质的沸点，由于液体在沸腾时，液体和蒸气的温度相同，所以只要测蒸气的温度。

①实验室蒸馏石油。②测定乙醇的沸点。

3. 测水浴温度：这种类型的实验，往往只要使反应物的温度保持相对稳定，所以利用水浴加热，温度计则插入水浴中。

①温度对反应速率影响的反应。②苯的硝化反应。

☆需要塞入少量棉花的实验：

- ①加热 KMnO_4 制氧气（防止 KMnO_4 粉末进入导管）
 ②制乙炔（防止实验中产生的泡沫涌入导管）
 ③收集 NH_3 （防止氨气与空气对流，以缩短收集 NH_3 的时间）

第十节 化学实验基本操作中的 15 “不”

- 实验室里的药品，不能用手接触；不要鼻子凑到容器口去闻气体的气味，更不能尝结晶的味道。
- 做完实验，用剩的药品不得抛弃，也不要放回原瓶（活泼金属钠、钾等例外）。
- 取用液体药品时，把瓶塞打开不要正放在桌面上；瓶上的标签应向着手心，不应向下；放回原处时标签不应向里。
- 如果皮肤上不慎洒上浓 H_2SO_4 ，不得先用水洗，应根据情况迅速用布擦去，再用水冲洗；若眼睛里溅进了酸或碱，切不可用手揉眼，应及时想办法处理。
- 称量药品时，不能把称量物直接放在托盘上；也不能把称量物放在右盘上；加法码时不要用手去拿。
- 用滴管添加液体时，不要把滴管伸入量筒(试管)或接触筒壁(试管壁)。
- 向酒精灯里添加酒精时，不得超过酒精灯容积的 $\frac{2}{3}$ ，也不得少于容积的 $\frac{1}{3}$ 。
- 不得用燃着的酒精灯去对点另一只酒精灯；熄灭时不得用嘴去吹。
- 给物质加热时不得用酒精灯的内焰和焰心。
- 给试管加热时，不要把拇指按在短柄上；切不可使试管口对着自己或旁人；液体的体积一般不要超过试管容积的 $\frac{1}{3}$ 。
- 给烧瓶加热时不要忘了垫上石棉网。
- 用坩埚或蒸发皿加热完后，不要直接用手拿回，应用坩埚钳夹取。
- 使用玻璃容器加热时，不要使玻璃容器的底部跟灯芯接触，以免容器破裂。烧得很热的玻璃容器，不要用冷水冲洗或放在桌面上，以免破裂。
- 过滤液体时，漏斗里的液体的液面不要高于滤纸的边缘，以免杂质进入滤液。
- 在烧瓶口塞橡皮塞时，切不可把烧瓶放在桌上再使劲塞进塞子，以免压破烧瓶。

第十一节 常见事故的处理

事故	处理方法
酒精及其它易燃有机物小面积失火	立即用湿布扑盖
钠、磷等失火	迅速用砂覆盖
少量酸（或碱）滴到桌上	立即用湿布擦净，再用水冲洗
较多量酸（或碱）流到桌上	立即用适量 NaHCO_3 溶液（或稀 HAC ）作用，后用水冲洗
酸沾到皮肤或衣物上	先用抹布擦试，后用水冲洗，再用 NaHCO_3 稀溶液冲洗
碱液沾到皮肤上	先用较多水冲洗，再用硼酸溶液洗

酸、碱溅在眼中	立即用水反复冲洗，并不断眨眼
苯酚沾到皮肤上	用酒精擦洗后用水冲洗
白磷沾到皮肤上	用 CuSO_4 溶液洗伤口，后用稀 KMnO_4 溶液湿敷
溴滴到皮肤上	应立即擦去，再用稀酒精等无毒有机溶剂洗去，后涂硼酸、凡士林
误食重金属盐	应立即口服蛋清或生牛奶
汞滴落在桌上或地上	应立即撒上硫粉

第十二节 实验中导管和漏斗的位置的放置方法

在许多化学实验中都要用到导管和漏斗，因此，它们在实验装置中的位置正确与否均直接影响到实验的效果，而且在不同的实验中具体要求也不尽相同。下面拟结合实验和化学课本中的实验图，作一简要的分析和归纳。

1. 气体发生装置中的导管：在容器内的部分都只能露出橡皮塞少许或与其平行，不然将不利于排气。
2. 用排空气法(包括向上和向下)收集气体时，导管都必须伸到集气瓶或试管的底部附近。这样利于排尽集气瓶或试管内的空气，而收集到较纯净的气体。
3. 用排水法收集气体时，导管只需要伸到集气瓶或试管的口部。原因是“导管伸入集气瓶和试管的多少都不影响气体的收集”，但两者比较，前者操作方便。
4. 进行气体与溶液反应的实验时，导管应伸到所盛溶液容器的中下部。这样利于两者接触，充分反应。
5. 点燃 H_2 、 CH_4 等并证明有水生成时，不仅要用大而冷的烧杯，而且导管以伸入烧杯的 $1/3$ 为宜。若导管伸入烧杯过多，产生的雾滴则会很快气化，结果观察不到水滴。
6. 进行一种气体在另一种气体中燃烧的实验时，被点燃的气体的导管应放在盛有另一种气体的集气瓶的中央。不然，若与瓶壁相碰或离得太近，燃烧产生的高温会使集气瓶炸裂。
7. 用加热法制得的物质蒸气，在试管中冷凝并收集时，导管口都必须与试管中液体的液面始终保持一定的距离，以防止液体经导管倒吸到反应器中。
8. 若需将 HCl 、 NH_3 等易溶于水的气体直接通入水中溶解，都必须在导管上倒接一漏斗并使漏斗边沿稍许浸入水面，以避免水被吸入反应器而导致实验失败。
9. 洗气瓶中供进气的导管务必插到所盛溶液的中下部，以利杂质气体与溶液充分反应而除尽。供出气的导管则又务必与塞子齐平或稍长一点，以利排气。
10. 制 H_2 、 CO_2 、 H_2S 和 C_2H_2 等气体时，为方便添加酸液或水，可在容器的塞子上装一长颈漏斗，且务必使漏斗颈插到液面以下，以免漏气。
11. 制 Cl_2 、 HCl 、 C_2H_4 气体时，为方便添加酸液，也可以在反应器的塞子上装一漏斗。但由于这些反应都需要加热，所以漏斗颈都必须置于反应液之上，因而都选用分液漏斗。

第十三节 有机实验的八项注意

有机实验是中学化学教学的重要内容，是高考会考的常考内容。对于有机实验的操作及复习必须注意以下八点内容。

1. 注意加热方式

有机实验往往需要加热，而不同的实验其加热方式可能不一样。

(1) 酒精灯加热。酒精灯的火焰温度一般在 $400\sim 500^\circ\text{C}$ ，所以需要温度不太高的实验都可用酒精灯加热。

教材中用酒精灯加热的有机实验是：“乙烯的制备实验”、“乙酸乙酯的制取实验”“蒸馏石油实验”和“石蜡的催化裂化实验”。

(2) 酒精喷灯加热。酒精喷灯的火焰温度比酒精灯的火焰温度要高得多，所以需要较高温度的有机实验可采用酒精喷灯加热。教材中用酒精喷灯加热的有机实验是：“煤的干馏实验”。

(3) 水浴加热。水浴加热的温度不超过 100°C 。教材中用水浴加热的有机实验有：“银镜实验（包括醛类、糖

类等的所有的银镜实验)、“硝基苯的制取实验(水浴温度为 60℃)”、“酚醛树脂的制取实验(沸水浴)”、“乙酸乙酯的水解实验(水浴温度为 70℃~80℃)”和“糖类(包括二糖、淀粉和纤维素等)水解实验(热水浴)”。

(4)用温度计测温的有机实验有：“硝基苯的制取实验”、“乙酸乙酯的制取实验”(以上两个实验中的温度计水银球都是插在反应液外的水浴液中，测定水浴的温度)、“乙烯的实验室制取实验”(温度计水银球插入反应液中，测定反应液的温度)和“石油的蒸馏实验”(温度计水银球应插在具支烧瓶支管口处，测定馏出物的温度)。

2. 注意催化剂的使用

(1)硫酸做催化剂的实验有：“乙烯的制取实验”、“硝基苯的制取实验”、“乙酸乙酯的制取实验”、“纤维素硝酸酯的制取实验”、“糖类(包括二糖、淀粉和纤维素)水解实验”和“乙酸乙酯的水解实验”。

其中前四个实验的催化剂为浓硫酸，后两个实验的催化剂为稀硫酸，其中最后一个实验也可以用氢氧化钠溶液做催化剂

(2)铁做催化剂的实验有：溴苯的制取实验(实际上起催化作用的是溴与铁反应后生成的溴化铁)。

(3)氧化铝做催化剂的实验有：石蜡的催化裂化实验。

3. 注意反应物的量

有机实验要注意严格控制反应物的量及各反应物的比例，如“乙烯的制备实验”必须注意乙醇和浓硫酸的比例为 1:3，且需要的量不要太多，否则反应物升温太慢，副反应较多，从而影响了乙烯的产率。

4. 注意冷却

有机实验中的反应物和产物多为挥发性的有害物质，所以必须注意对挥发出的反应物和产物进行冷却。

(1)需要冷水(用冷凝管盛装)冷却的实验：“蒸馏水的制取实验”和“石油的蒸馏实验”。

(2)用空气冷却(用长玻璃管连接反应装置)的实验：“硝基苯的制取实验”、“酚醛树脂的制取实验”、“乙酸乙酯的制取实验”、“石蜡的催化裂化实验”和“溴苯的制取实验”。

这些实验需要冷却的目的是减少反应物或生成物的挥发，既保证了实验的顺利进行，又减少了这些挥发物对人的危害和对环境的污染。

5. 注意除杂

有机物的实验往往副反应较多，导致产物中的杂质也多，为了保证产物的纯净，必须注意对产物进行净化除杂。如“乙烯的制备实验”中乙烯中常含有 CO₂和 SO₂等杂质气体，可将这种混合气体通入到浓碱液中除去酸性气体；再如“溴苯的制备实验”和“硝基苯的制备实验”，产物溴苯和硝基苯中分别含有溴和 NO₂，因此，产物可用浓碱液洗涤。

6. 注意搅拌

注意不断搅拌也是有机实验的一个注意条件。如“浓硫酸使蔗糖脱水实验”(也称“黑面包”实验)(目的是使浓硫酸与蔗糖迅速混合，在短时间内急剧反应，以便反应放出的气体和大量的热使蔗糖炭化生成的炭等固体物质快速膨胀)、“乙烯制备实验”中醇酸混合液的配制。

7. 注意使用沸石(防止暴沸)

需要使用沸石的有机实验:(1)实验室中制取乙烯的实验;(2)石油蒸馏实验。

8. 注意尾气的处理

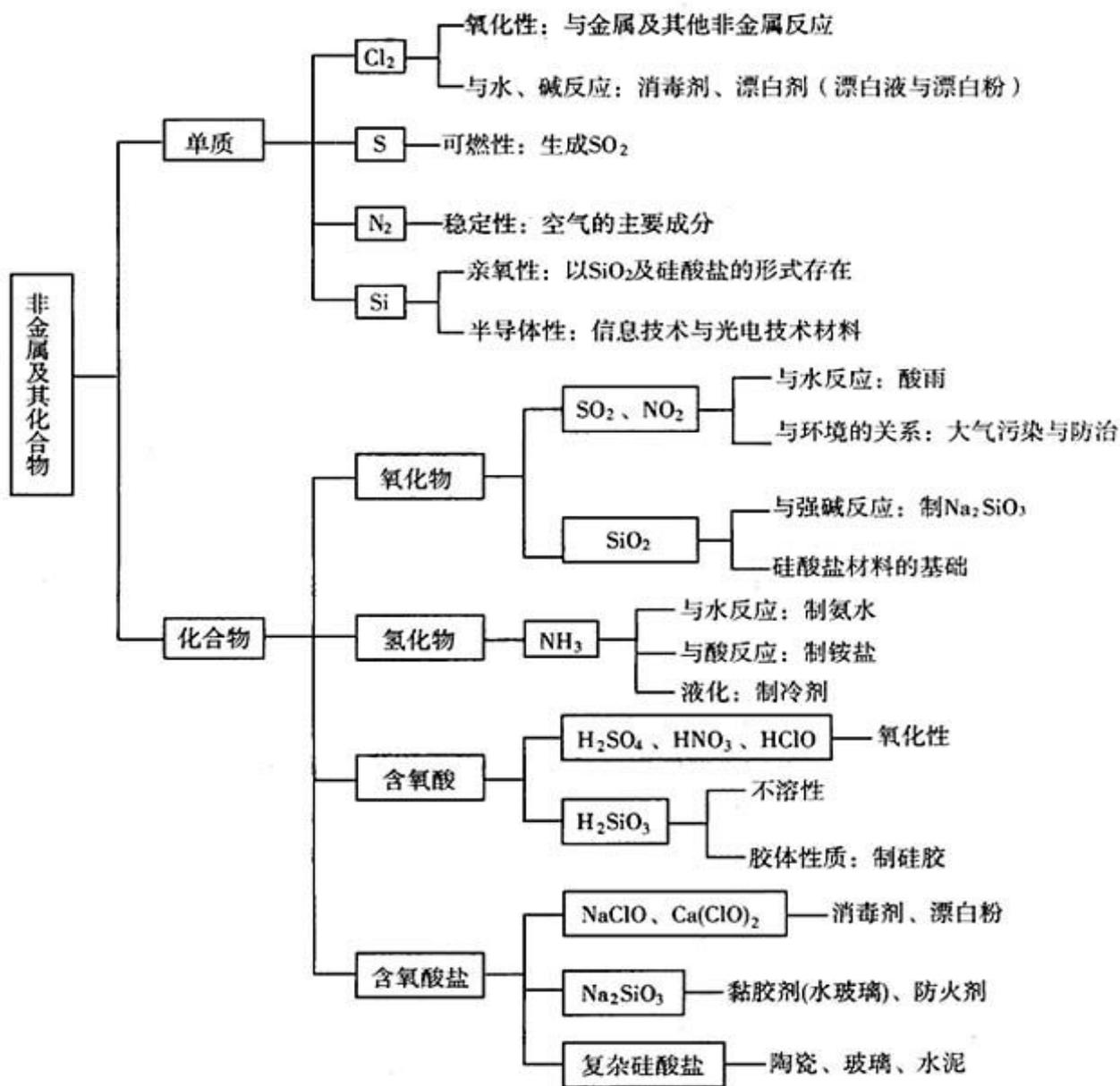
有机实验中往往挥发或产生有害气体，因此必须对这种有害气体的尾气进行无害化处理。

(1)如甲烷、乙烯、乙炔的制取实验中可将可燃性的尾气燃烧掉；

(2)“溴苯的制取实验”和“硝基苯的制备实验”中可用冷却的方法将有害挥发物回流。

笔记四 非金属及其化合物知识点总结笔记

知识结构框架



第一节 碳族元素及无机非金属材料

1. 碳族元素

①特征：碳族元素原子最外层电子数为4，既不容易失去电子，又不容易得到电子，易形成共价键，难形成离子键。碳族元素形成的单质在同周期中硬度最大，熔沸点最高(如金刚石、晶体硅)。

②化合价：碳族元素的主要化合价有+2，+4，其中铅+2价稳定，其余元素+4价稳定。

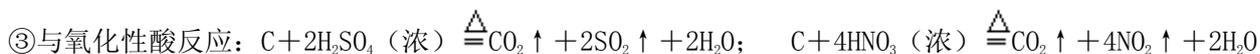
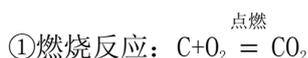
③递变规律：从上到下电子层数增多，原子半径增大，原子核对最外层电子的吸引能力减弱，失电子的能力增强，从上到下由非金属递变为金属的变化非常典型。其中碳是非金属，锡、铅是金属，硅、锗是半导体材料。

④在自然界里的存在：碳有游离态和化合态两种；硅在地壳里无游离态，主要以含氧化合物的形式存在。

⑤几种同素异形体：碳：金刚石、石墨、C₆₀、C₇₀等；硅：晶体硅，无定形硅。

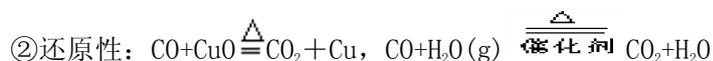
2. 碳

在常温下碳很稳定，只在高温下能发生反应，通常表现为还原性。



3. CO

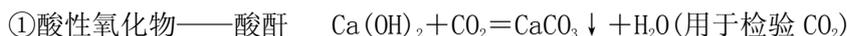
不溶于水,有毒(CO和血红蛋白结合,使血红蛋白无法和O₂结合,而使细胞缺氧引起中毒),但由于CO无色无味因此具有更大的危险性。



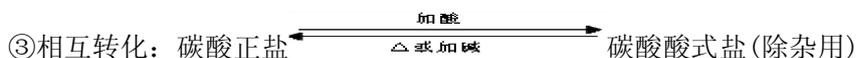
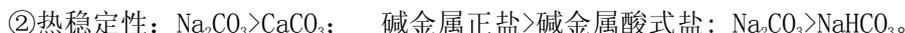
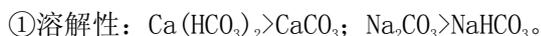
4. CO₂

直线型(O=C=O)非极性分子,无色能溶于水,密度大于空气,易液化。固态CO₂俗称干冰,能升华,常用于人工降雨。

实验室制法: $CaCO_3 + 2HCl = CaCl_2 + CO_2 \uparrow + H_2O$ 。

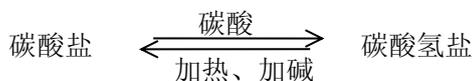
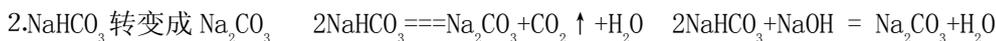
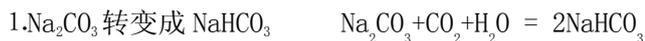


5. 碳酸盐



Na ₂ CO ₃ 与NaHCO ₃ 的化学性质比较		
实验内容	实验现象	结论
与酸(H ⁺)的反应	产生气泡	$CO_3^{2-} + 2H^+ = CO_2 \uparrow + H_2O$, $HCO_3^- + H^+ = CO_2 \uparrow + H_2O$
与碱(OH ⁻)的反应	无明显现象	Na ₂ CO ₃ 不反应, $HCO_3^- + OH^- = CO_3^{2-} + H_2O$
与Ca(OH) ₂ 反应	产生白色沉淀	$CO_3^{2-} + Ca^{2+} = CaCO_3 \downarrow$ $Ca^{2+} + HCO_3^- + OH^- = CaCO_3 \downarrow + H_2O$
与CaCl ₂ 反应	Na ₂ CO ₃ 产生白色沉淀 NaHCO ₃ 无明显现象	$CO_3^{2-} + Ca^{2+} = CaCO_3 \downarrow$, NaHCO ₃ 不反应
加热	Na ₂ CO ₃ 无明显现象 NaHCO ₃ 分解产生CO ₂	Na ₂ CO ₃ 不分解 $2NaHCO_3 \xrightarrow{\Delta} Na_2CO_3 + CO_2 \uparrow + H_2O$

Na₂CO₃与NaHCO₃的相互转变

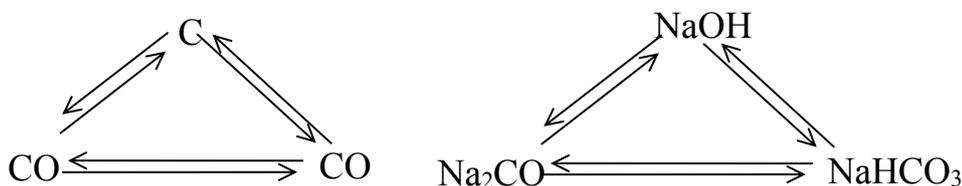


1、如何鉴别Na₂CO₃与NaHCO₃? 如是溶液则加入CaCl₂溶液；如是固体则加热

2、如何除去Na₂CO₃中少量的NaHCO₃? 加热则可。一定条件时也可加入适当的NaOH溶液。

3、如何除去NaHCO₃中少量的Na₂CO₃? 通入中量CO₂

6、活生产中碳及其化合物间的转化（以“碳三角”的形式以例）



7、容易出错的地方:

1) CO₂通入NaOH溶液的判别。

CO₂通入NaOH溶液的反应与CO₂气体通入量有关。当CO₂通入少量时生成Na₂CO₃，当CO₂通入过量时生成NaHCO₃，CO₂通入量介于两者之间，既有Na₂CO₃又有NaHCO₃。因此推断产物时一定要注意CO₂与NaOH间量的关系。

2) Na₂CO₃溶液中滴加盐酸过程不清楚。

在Na₂CO₃溶液中滴加HCl，CO₃²⁻先转化为HCO₃⁻，再滴加盐酸HCO₃⁻转化为H₂CO₃，不稳定分解为CO₂。

3) CO₂通入CaCl₂溶液中是否有沉淀的分析错误。

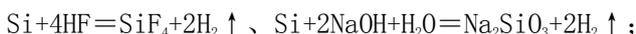
可用反证法：如能产生沉淀，则反应的化学方程式为：CO₂+CaCl₂+H₂O=CaCO₃↓+2HCl。因CaCO₃溶于盐酸，故反应不能发生。因为CO₂只有通入中性或碱性溶液才能产生CO₃²⁻，并同时产生部分H⁺，若原溶液无法消耗这部分H⁺，则不利于CO₂转化为CO₃²⁻，也就无法与Ca²⁺形成沉淀。若要使CaCl₂与CO₂反应生成沉淀，就必须加入部分碱溶液中和CO₂与H₂O反应而产生的H⁺。同理，该思维方式适用于CO₂、SO₂通入CaCl₂或BaCl₂溶液。

4) 不要把Na₂CO₃+SiO₂ $\xrightarrow{\text{高温}}$ Na₂SiO₃+CO₂↑与Na₂SiO₃+CO₂+H₂O=Na₂CO₃+H₂SiO₃↓相混。前者是工业制玻璃的反应式之一，是在高温条件下发生的反应，而后者是在水溶液中发生的反应。若交换条件，两者均不发生反应。

8. 硅

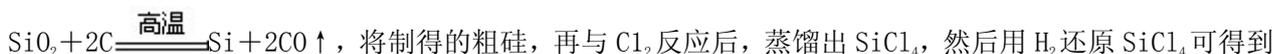
①硅在地壳中只有化合态，没有游离态。其含量在地壳中居第二，仅次于氧，是构成矿物和岩石的主要成分。②晶体硅是灰黑色，有金属光泽，硬而脆的固体，是半导体，具有较高的硬度和熔点。

③硅的化学性质不活泼，常温下，只能与氟气、氢氟酸及强碱溶液反应：Si+2F₂=SiF₄、



在加热条件下，能与氧气、氯气等少数非金属单质化合：Si+O₂ $\xrightarrow{\Delta}$ SiO₂。

④制备：在电炉里用碳还原二氧化硅先制得粗硅：



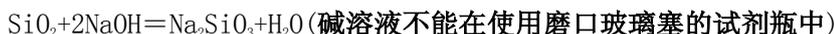
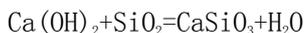
纯硅。有关的反应为： $\text{Si} + 2\text{Cl}_2 \xrightarrow{\text{高温}} \text{SiCl}_4$ 、 $\text{SiCl}_4 + 2\text{H}_2 \xrightarrow{\text{高温}} \text{Si} + 4\text{HCl}$ 。

⑤硅在高新技术中的应用：高纯硅可作半导体材料

9. SiO_2

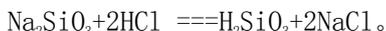
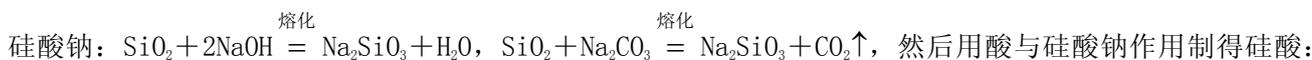
① SiO_2 为原子晶体，是一种坚硬难熔的固体，硬度、熔点都很高。而 CO_2 通常状况下是气体，固体熔点很低。其差别在于晶体类型不同。 CO_2 是分子晶体，故熔点很低。

②二氧化硅的化学性质很稳定，不能跟酸(氢氟酸除外)发生反应。由于它是一种酸性氧化物，所以能跟碱性氧化物或强碱反应。



③二氧化硅是一种特殊的酸性氧化物。

a. 酸性氧化物大都能直接跟水化合生成酸，但二氧化硅却不能直接跟水化合，它的对应水化物(硅酸)只能用相应的可溶性硅酸盐跟盐酸作用制得：首先让 SiO_2 和 NaOH (或 Na_2CO_3)在熔化条件下反应生成相应的



b. 酸性氧化物一般不跟酸作用，但二氧化硅却能跟氢氟酸起反应： $\text{SiO}_2 + 4\text{HF} = \text{SiF}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ (**氢氟酸不能盛放在玻璃容器中，可用塑料瓶盛装**)。

④光导纤维

⑤石英、水晶

石英的主要成分是 SiO_2 ，用来制造石英玻璃。石英晶体中有时含有其他元素的化合物，它们以溶解状态存在于石英中，呈各种颜色。纯净的 SiO_2 晶体叫做水晶，它是六方柱状的透明晶体，是较贵重的宝石。

10. 硅酸和硅胶

①硅酸：硅酸有多种形式，如 H_4SiO_4 、 H_2SiO_3 、 $\text{H}_2\text{Si}_2\text{O}_5$ 等。一般用通式 $x\text{SiO}_2 \cdot y\text{H}_2\text{O}$ 表示，由于“ H_2SiO_3 ”分子式最简单，习惯采用 H_2SiO_3 作为硅酸的代表。

②硅酸酸性比碳酸还弱，由下列反应可证明： $\text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SiO}_3 \downarrow + \text{Na}_2\text{CO}_3$

③硅胶：硅酸凝胶经干燥脱水形成硅酸干胶，称为“硅胶”。烘干的硅胶是一种多孔性物质，具有良好的吸水性。而且吸水后还能烘干重复使用，所以在实验室中常把硅胶作为干燥剂，也可作催化剂的载体。

11. 硅及其化合物的“反常”

①Si的还原性大于C，但C却能在高温下还原出Si： $\text{SiO}_2 + 2\text{C} \xrightarrow{\text{高温}} \text{Si} + 2\text{CO} \uparrow$

②非金属单质跟碱液作用一般无 H_2 放出，但Si却放出 H_2 ： $\text{Si} + 2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} = \text{Na}_2\text{SiO}_3 + 2\text{H}_2 \uparrow$

③非金属单质一般不跟非氧化性酸作用，但Si能与HF作用： $\text{Si} + 4\text{HF} = \text{SiF}_4 + 2\text{H}_2 \uparrow$

④非金属单质大多为非导体，但Si为半导体。

⑤ SiO_2 是 H_2SiO_3 的酸酐，但它不溶于水，不能直接将它与水作用制备 H_2SiO_3 。

⑥酸性氧化物一般不与酸作用，但 SiO_2 能跟HF作用： $\text{SiO}_2 + 4\text{HF} = \text{SiF}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$

⑦无机酸一般易溶于水，但 H_2SiO_3 难溶于水。

⑧因 H_2CO_3 的酸性大于 H_2SiO_3 ，所以在 Na_2SiO_3 溶液中通入 CO_2 能发生下列反应：



⑨ Na_2SiO_3 的水溶液称水玻璃，但它与玻璃的成分大不相同，硅酸钠水溶液(即水玻璃)称**泡花碱**，但它却是盐的溶液，并不是碱溶液。

12. 硅酸盐

①硅酸盐是构成地壳岩石的主要成分，其结构复杂，组成可用氧化物的形式表示。一般规律：低价态金属氧化物·高价态金属氧化物·非金属氧化物·水。例如：硅酸钠 Na_2SiO_3 ($\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{SiO}_2$)；镁橄榄石 Mg_2SiO_4 ($2\text{MgO} \cdot$

SiO₂)；高岭石 Al₂(Si₂O₅)(OH)₄(Al₂O₃·2SiO₂·2H₂O)

②云母、滑石、石棉、高岭石等，它们都属于天然的硅酸盐。

③人造硅酸盐：主要有玻璃、水泥、各种陶瓷、砖瓦、耐火砖、水玻璃以及某些分子筛等。

④硅酸盐制品性质稳定，熔点较高，难溶于水，有很广泛的用途。最简单硅酸盐是硅酸钠，其水溶液俗称水玻璃，是一种矿物胶，可作粘合剂，防腐剂。

13. 水泥、玻璃、陶瓷

①普通水泥的主要成分是硅酸三钙 (3CaO·SiO₂)、硅酸二钙 (2CaO·SiO₂) 和铝酸三钙 (3CaO·Al₂O₃)，水泥具有水硬性，水泥、沙子和碎石的混合物叫混凝土。

②制玻璃的主要原料是纯碱、石灰石和石英，主要反应是：
$$\text{SiO}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \xrightarrow{\text{高温}} \text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{CO}_2 \uparrow$$

$$\text{SiO}_2 + \text{CaCO}_3 \xrightarrow{\text{高温}} \text{CaSiO}_3 + \text{CO}_2 \uparrow$$
，玻璃是无固定熔点的混合物。加入氧化钴后的玻璃呈蓝色，加入氧化亚铜后的玻璃呈红色，普通玻璃一般呈淡绿色，这是因为原料中混有二价铁的缘故。

③制造陶瓷的主要原料是黏土，黏土的主要成分：Al₂O₃·2SiO₂·2H₂O。

14. 无机非金属材料

无机非金属材料包含除传统陶瓷外的各种性能优异的精细陶瓷：耐高温的二氧化锆 (ZrO₂) 陶瓷、高熔点的氮化硅 (Si₃N₄) 和碳化硅 (SiC) 陶瓷；透明的氧化铝、砷化镓 (GaAs)、硫化锌 (ZnS)、硒化锌 (ZnSe)、氟化镁 (MgF₂)、氟化钙 (CaF₂) 等氧化物或非氧化物陶瓷；生物陶瓷；超细微粉体粒子制造的纳米陶瓷等。

15. 碳和硅的比较

二氧化硅和二氧化碳比较

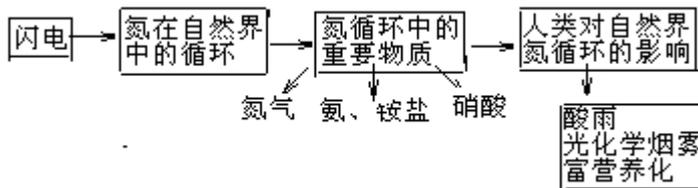
物质		二氧化硅 (原子晶体)	二氧化碳 (分子晶体)
熔沸点、硬度、状态		很高、硬度大、固态	低、硬度小、气态
化学性质	与水	不反应	CO ₂ +H ₂ O=H ₂ CO ₃
	与氢氟酸	SiO ₂ +4HF=SiF ₄ ↑+2H ₂ O 用 HF 来腐蚀和雕刻玻璃。	不反应
	与碱溶液	SiO ₂ +2NaOH=Na ₂ SiO ₃ +H ₂ O 盛装 NaOH 溶液的试剂瓶用橡皮塞，而不用玻璃塞。	CO ₂ +2NaOH=Na ₂ CO ₃ +H ₂ O
	与碱性氧化物	SiO ₂ +CaO $\xrightarrow{\text{高温}}$ CaSiO ₃	CO ₂ +CaO=CaCO ₃
异同点	相同点	都是酸性氧化物，都与碱或碱性氧化物反应。	
	不同点	①CO ₂ 与水反应生成 H ₂ CO ₃ ；SiO ₂ 不与水反应； ②SiO ₂ 溶于氢氟酸，CO ₂ 不与氢氟酸反应； ③SiO ₂ 须在高温下与碱性氧化物反应，而 CO ₂ 可在常温常压下进行。	
存在状态		水晶、玛瑙、石英、硅石、沙子	人和动物排放

硅酸和碳酸的性质比较

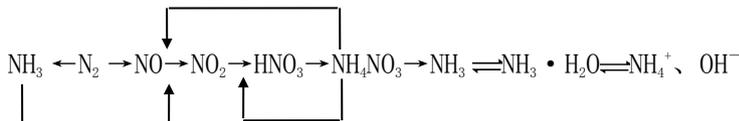
物质	硅酸	碳酸
化学式	H ₂ SiO ₃	H ₂ CO ₃
酸酐	SiO ₂	CO ₂
制法	硅酸胶体的制备： Na ₂ SiO ₃ +2HCl=2NaCl+H ₂ SiO ₃ ↓	CO ₂ +H ₂ O=H ₂ CO ₃
颜色与状态	白色、固体	无纯态，只存在于水溶液中
水溶性	不溶于水	只存在于水溶液中
酸性比较	H ₂ CO ₃ > H ₂ SiO ₃ 向硅酸钠饱和溶液中通入二氧化碳，同样可得到硅酸凝胶，说明硅酸是一种酸性比碳酸还弱的弱酸。	

第二节 氮族元素

1. 氮的循环:



2. 氮及其化合物的衍变关系:



3. 氮氧化物

N_2 : 无色、无味的气体, 难溶于水, 通常条件下不和氧气发生反应, 但在雷雨天或者高温下能与氧气反应。化学方程式为: $\text{N}_2 + \text{O}_2 = 2\text{NO}$ (高温或闪电)。氮气在高温高压催化剂存在下可合成氨气, 这是合成氨的原理, 化学方程式为: $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$ (高温高压催化剂)。

①各种价态氮氧化物: $\overset{+1}{\text{N}}$ (N_2O)、 $\overset{+2}{\text{N}}$ (NO)、 $\overset{+3}{\text{N}}$ (N_2O_3)、 $\overset{+4}{\text{N}}$ (NO_2 、 N_2O_4)、 $\overset{+5}{\text{N}}$ (N_2O_5), 其中 N_2O_3 和 N_2O_5 分别是 HNO_2 和 HNO_3 的酸酐。气态的氮氧化物几乎都是剧毒性物质, 在太阳辐射下还会与碳氢化物反应形成光化学烟雾。

②NO 和 NO_2 性质比较

NO: 无色的气体, 有毒, 极易和氧气反应: $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$ 。

NO_2 : 有刺激气味的红棕色、易溶于水的有毒气体, 密度比空气大, 易液化, 溶于水时生成 HNO_3 、 NO , 反应方程式为: $3\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{HNO}_3 + \text{NO}$ 。

③氮氧化物溶于水计算方法涉及的可能相关化学反应方程式分别为: $3\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{HNO}_3 + \text{NO}$ 、 $4\text{NO} + 3\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 4\text{HNO}_3$ 、 $4\text{NO}_2 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 4\text{HNO}_3$ 、 $\text{NO}_2 + \text{NO} + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{HNO}_3$ 。

NO 与 NO_2 混合气体溶于水: 反应最后得到的气体是 NO, 其体积 = $V(\text{NO}) + 1/3V(\text{NO}_2)$

NO 与 O_2 的混合气体溶于水:

若 $V(\text{NO}) : V(\text{O}_2) = 4 : 3$, 则容器内无气体剩余 NO 可完全转化为硝酸, 水可充满容器。

若 $V(\text{NO}) : V(\text{O}_2) > 4 : 3$, 则容器内剩余气体为过量的 NO。

若 $V(\text{NO}) : V(\text{O}_2) < 4 : 3$, 则容器内剩余气体为过量的 O_2 。

NO_2 与 O_2 的混合气体溶于水:

若 $V(\text{NO}_2) : V(\text{O}_2) = 4 : 1$, 则容器内无气体剩余, NO_2 完全转化为硝酸, 水可充满容器。

若 $V(\text{NO}_2) : V(\text{O}_2) > 4 : 1$, 则 NO_2 过量, 容器内剩余气体为 NO, 体积为过量的 NO_2 的 $1/3$ 。

若 $V(\text{NO}_2) : V(\text{O}_2) < 4 : 1$, 则 O_2 过量, 容器内剩余气体为过量的 O_2 。

NO_2 、NO 与 O_2 三种气体溶于水:

若 $V(\text{NO}_2) : V(\text{NO}) : V(\text{O}_2) = 1 : 1 : 1$, 则容器内无气体剩余, 水可充满容器。

若按 $1 : 1 : 1$ 反应后, 仍有某两种或一种气体多余可按前面思路进行判断。

4. 硝酸

1) 物理性质: 无色有刺激性气味的气体, 浓硝酸具有挥发性。

2) 化学性:

①不稳定性: 光照或受热条件下分解的化学方程式为: $4\text{HNO}_3 \xrightarrow{\Delta} 4\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 \uparrow$, 浓度越大越易分解。

所以一般保存在棕色细口试剂瓶, 冷暗处。

②强酸性: 电离方程式: $\text{HNO}_3 = \text{H}^+ + \text{NO}_3^-$ 。和浓、稀硫酸中存在不同微粒不同, 浓、稀硝酸中均存在

H^+ 、 NO_3^- 等微粒，只是浓度，化学性质不同。

酸	显色反应	遇酚酞不变色、遇石蕊变红色
	与碱反应	$NaOH+HNO_3=NaNO_3+H_2O$
性	与金属反应	在氧化性性质里面做详细介绍
	与金属氧化物	$CuO+2HNO_3=Cu(NO_3)_2+H_2O$ $3FeO+10HNO_3(稀)=3Fe(NO_3)_3+NO\uparrow+5H_2O$ (酸性、氧化性)
	与盐的反应	$CaCO_3+HNO_3=Ca(NO_3)_2+CO_2\uparrow+H_2O$

③强氧化性:

a. 和不活泼金属

Cu 和 HNO_3 反应方程式为: $3Cu + 8HNO_3(稀) = 3Cu(NO_3)_2 + 4H_2O + 2NO\uparrow$ (此反应可用作实验室制 NO)、 $Cu + 4HNO_3(浓) = Cu(NO_3)_2 + 2H_2O + 2NO_2\uparrow$ (此反应可用作实验室制 NO_2)。

B. 浓、稀硝酸均可和活泼金属反应，但不产生 H_2 ，浓硝酸和金属反应生成 NO_2 ，稀硝酸和金属反应生成 NO。

c. Al、Fe 在冷、浓 HNO_3 中发生钝化，所以浓硝酸可盛装在铁制或铝制容器中。

d. 王水: 浓盐酸和浓硝酸按体积比为 3: 1 混合而成。具有极强的氧化性，可以溶解极不活泼的金属铂、金等。

E. 浓 HNO_3 和非金属 C 反应方程式为: $4HNO_3(浓)+C=CO_2\uparrow+4NO_2\uparrow+2H_2O$

氧 化 性	金属	$Fe+4HNO_3(稀)=Fe(NO_3)_3+NO\uparrow+2H_2O$ (铁溶解，有气体放出，溶液显黄色) $3Cu+8HNO_3(稀)=3Cu(NO_3)_2+2NO\uparrow+4H_2O$ (铜溶解，有气体放出，溶液显蓝色) $Cu+4HNO_3(浓)=Cu(NO_3)_2+2NO_2\uparrow+2H_2O$ (铜溶解，有红棕色气体放出，溶液显蓝色) 注: 冷、浓 HNO_3 使 Fe、Al 钝化。即常温下，浓硝酸可使铁、铝表面形成致密的氧化膜而钝化 保护内部的金属不再与酸反应，所以可以用铝质或铁质容器盛浓硝酸。
	非金属	$4HNO_3(浓)+C\stackrel{\Delta}{=}CO_2\uparrow+4NO_2\uparrow+2H_2O$ $S+2HNO_3(浓)=2NO_2\uparrow+SO_2\uparrow+H_2O$
	氧化物	$3FeO+10HNO_3(稀)=3Fe(NO_3)_3+NO\uparrow+5H_2O$ $3Cu_2O+14HNO_3=6Cu(NO_3)_2+2NO+7H_2O$ $SO_2+2HNO_3(浓)=H_2SO_4+2NO_2$

5. 氨、液氨、氨水、铵之间的区别:

氨: 无色有刺激性气味的气体，比空气轻。氨分子是一种呈三角锥形的极性分子，极易溶于水，易液化。

液氨是氨气液化的产物，仍然是氨分子，属纯净物。

氨的实验室制法: 加热铵盐与碱的混合物: $2NH_4Cl + Ca(OH)_2 \stackrel{\Delta}{=} CaCl_2 + 2H_2O + 2NH_3\uparrow$

氨水是氨气的水溶液，是混合物: $NH_3+H_2O\rightleftharpoons NH_3\cdot H_2O\rightleftharpoons NH_4^++OH^-$ 。

氨水中微粒有: NH_3 、 H_2O 、 $NH_3\cdot H_2O$ 、 NH_4^+ 、 OH^- 、极少量的 H^+ 。氨水浓度越大，密度越小。

铵 (NH_4^+) 是带一个单位正电荷的离子，不能单独存在，只能在铵盐或氨水中与阴离子共存。凡是含 NH_4^+ 的盐叫铵盐，铵盐易溶于水。铵盐不稳定，加热易分解。

NH_4HCO_3 分解的化学方程式为: $NH_4HCO_3 \stackrel{\Delta}{=} NH_3\uparrow+H_2O\uparrow+CO_2\uparrow$ ，

NH_4Cl 分解的化学方程式为: $NH_4Cl \stackrel{\Delta}{=} NH_3\uparrow+HCl\uparrow$ 。

氨与铵可相互转化， NH_4^+ 与强碱反应放出 NH_3 :

$NH_4NO_3+NaOH \stackrel{\Delta}{=} NH_3\uparrow+NaNO_3+H_2O$ ，此反应常用于检验 NH_4^+ 的存在

6. NH₄⁺的检验方法:

- ①检验固态铵盐不必加热，只需取少量晶体与石灰拌和有氨的特殊气味即可；
- ②若是铵盐溶液，为了使更多的NH₃放出使湿润的红色石蕊试纸变蓝，则必须加热。
- ③铵盐溶液与强碱溶液反应的离子方程式有三种写法：
 - a. 浓溶液不加热写成： $\text{NH}_4^+ + \text{OH}^- = \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$ ；
 - b. 稀溶液不加热写成 $\text{NH}_4^+ + \text{OH}^- = \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ ；
 - c. 不论浓、稀，只要加热则写成： $\text{NH}_4^+ + \text{OH}^- \xrightarrow{\Delta} \text{NH}_3 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$ 。

铵盐与碱共热都能产生氨气： $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + \text{NaOH} \xrightarrow{\Delta} \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{NH}_3 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ 。实验室常用加热铵盐和碱的混合物制取氨气，反应生成的氨气用湿润的红色石蕊试纸检验。

7. 光化学烟雾

氮氧化物(NO_x)和碳氢化合物(HC)在大气环境中受到强烈的太阳紫外线照射后，发生复杂的化学反应，主要生成光化学氧化剂(主在是O₃)及其他多种复杂的化合物，这是一种新的二次污染物，统称为光化学烟雾。光化学烟雾主要发生在阳光强烈的夏、秋季季节。

8. 浓硫酸和浓硝酸性质对比

		浓硫酸	浓硝酸
相同点	与Cu反应	$\text{Cu} + 2\text{H}_2\text{SO}_4(\text{浓}) \xrightarrow{\Delta} \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$	$\text{Cu} + 4\text{HNO}_3(\text{浓}) = \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}_2 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ $3\text{Cu} + 8\text{HNO}_3(\text{稀}) = 3\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO} \uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$
	与木炭反应	$\text{C} + 2\text{H}_2\text{SO}_4(\text{浓}) \xrightarrow{\Delta} \text{CO}_2 \uparrow + 2\text{SO}_2 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$	$\text{C} + 4\text{HNO}_3(\text{浓}) \xrightarrow{\Delta} \text{CO}_2 \uparrow + 4\text{NO}_2 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$
	与铁铝反应	发生钝化现象，所以可以用铁制或铝制容器来存放冷的浓硫酸和浓硝酸	
异同点		①吸水性——干燥剂 ②脱水性——蔗糖变黑	王水：浓硝酸和浓盐酸(1:3)

9. 氨水和二氧化硫漂白作用比较

	氯水	二氧化硫
原理	氯水中的HClO将有色物质氧化成无色物质	SO ₂ 溶于水与有色物质直接结合生成不稳定的无色物质
实质	氧化还原反应	非氧化还原反应
效果	永久性	暂时性
范围	可漂白大多数有色物质，能使紫色石蕊试液变红褪色	漂白某些有色物质，能使紫色石蕊试液变红但不褪色

第三节 氧族元素

氧族元素(O S Se Te Po)

1. 元素性质

(1) 相似：最低化合价为-2价，其他化合价+4，+6(氧除外)

(2) 不同：随电子层数增加，从上到下得电子能力依次减弱，失电子能力依次增强，金属性依次增强，非金属性依次减弱

2. 元素及单质性质递变

(1) 大都有同素异形体

- (2) 除 Po 外均能获得 2 个电子作氧化剂
 (3) 单质颜色各异, 密度依次增大, 熔沸点依次增高
 (4) 单质与 H₂ 化合依次变难 (Te 通常不能直接化合), 氢化物 (H₂R) 的稳定性依次减弱, 还原性依次增强
 (5) S²⁻、Se²⁻、Te²⁻ 还原性依次增强
 (6) 氧化物有两种 (RO₂ 和 RO₃)
 (7) 最高价氧化物的水化物的酸性总趋势减弱, 而不是逐渐减弱 (由于硒酸较为特殊, 其酸性不仅比碲酸要强得多, 而且比硫酸还要强些。)
 (8) O₂、S 为非导体, Se 为半导体, 而 Te 却为导体
3. 氧族元素的非金属性比同周期卤素弱

硫的氧化性比氯弱的实验事实

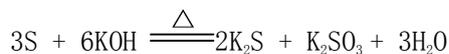
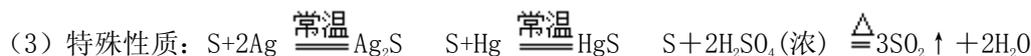
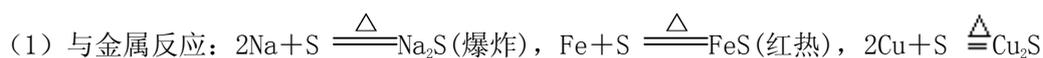
- (1) 硫与铁、铜等金属反应时, 只能将这些金属氧化成低价态的盐 FeS、Cu₂S 等; 而 Cl₂ 则将这些金属氧化成高价态的盐 FeCl₃、CuCl₂ 等。
 (2) 硫必须加热成蒸气才能与氢气化合, 而氯气与氢气见光或点燃即可剧烈化合, 生成的 HCl 比 H₂S 稳定。
 (3) Cl₂ 可把氢硫酸中的硫置换出来, Cl₂+H₂S=S↓+2HCl。

(一)、硫

1. 物理性质:

淡黄色晶体, 不溶于水, 微溶于酒精, 易溶于 CS₂, 很脆, 密度为 2.07 g·cm⁻³

2. 化学性质:

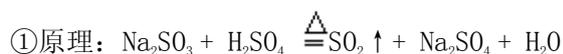


3. 用途: 制硫酸、橡胶、黑火药、医药、农药、火柴、硫磺软膏

(二)、硫的氧化物

1. SO₂

(1) 实验室制法



②装置: 固—液不加热装置

③收集: 向上排空气法

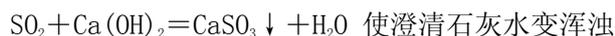
④检验: 使品红溶液褪色, 加热又显红色

(2) 性质

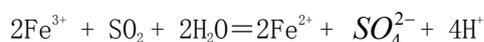
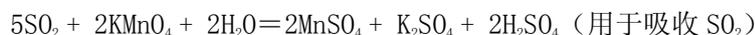
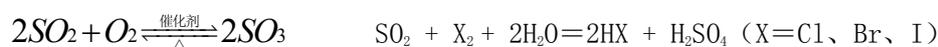
①物理性质: 无色、刺激性气味有毒气体, 比空气重, 易溶于水 (1: 40) 易液化。

②化学性质:

I. 具有酸性氧化物的通性: $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_3$ (酸酐);



II. 还原性为主: 与 O₂、氯水、NO₂、溴水、KMnO₄(H⁺) 反应



III. 氧化性为次: 与 H₂S 反应 $2\text{H}_2\text{S} + \text{SO}_2 = 3\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$

IV. 漂白性 (对比 Cl_2 有何不同)

SO_2 和 Cl_2 虽都有漂白性, 但漂白原理和现象有不同的特点。氯气的漂白原理是由于溶于水生成的次氯酸具有强氧化性, 将有色物质氧化成无色物质, 褪色后不能恢复到原来的颜色。而 SO_2 是由于它溶于水生成的亚硫酸与有色物质直接结合, 形成不稳定的无色化合物, 褪色后在一定的条件下又能恢复原来的颜色。

SO_2 与 Cl_2 等物质的量混合会失去漂白性: $\text{SO}_2 + \text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{HCl}$

(3) 工业制法: 煅烧 FeS_2 或燃烧硫 (SO_2 是大气污染物之一)

2. SO_3 : 无色、易挥发的固体(标况下), 具有酸性氧化物通性, 遇水剧烈反应生成 H_2SO_4 : $\text{H}_2\text{O} + \text{SO}_3 = \text{H}_2\text{SO}_4$, SO_3 溶于浓 H_2SO_4 生成发烟硫酸, 具有强氧化性。

(三)、硫酸

1. 物理性质: 无色油状液体, 密度大, 易溶于水(有吸水性), 难挥发(沸点高)

2. 化学性质:

二元强酸, 稀硫酸具有酸的通性 (H^+), 浓硫酸会使石蕊试纸先变红, 后变黑

(1) 浓硫酸的特性:

I. 强氧化性



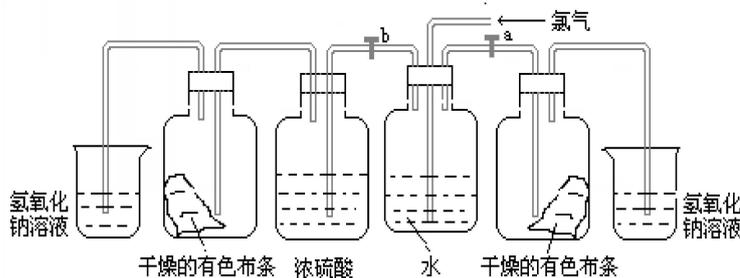
④ 常温下, 冷的浓 H_2SO_4 对 Fe、Al 有钝化作用

II. 吸水性: 常作干燥剂

右图是实验室用于证明浓硫酸具有吸水性的实验装置, 试回答有关问题:

A. 关闭活塞 b, 打开活塞 a, 看到装置右边集气瓶中的有色布条褪色。关闭活塞 a, 打开活塞 b, 装置左边集气瓶中的有色布条不褪色。

B. 该装置左右均设计了氢氧化钠的吸收装置, 这是为什么? 氯气有毒, 吸收氯气, 防止污染。

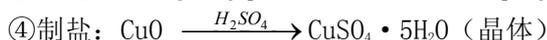
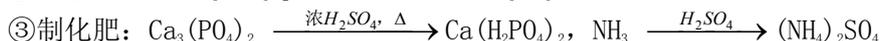
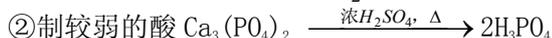
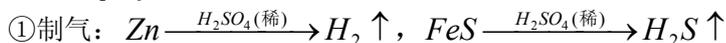


III. 脱水性: 将有机物质中氢氧元素的原子按 2:1 (物质的量比) 结合成水而脱去。如蔗糖被浓 H_2SO_4 炭化, 乙醇被浓 H_2SO_4 脱水生成乙烯等, 都体现了浓 H_2SO_4 的脱水性。

(3) 催化作用: 在某些有机反应中, 浓 H_2SO_4 起催化作用

3. 用途: 化肥、电镀、精炼石油、炸药、农药等

(1) 利用 H_2SO_4 的强酸性制备物质:



(2) 利用浓 H_2SO_4 的高沸点性制易挥发性酸: CaF_2 (萤石) $\xrightarrow{\text{浓H}_2\text{SO}_4, \Delta} \text{HF} \uparrow$ (铅皿中)



(3) 利用 H_2SO_4 的稳定性制不稳定性的酸酐: Na_2SO_3 (固) $\xrightarrow{\text{H}_2\text{SO}_4(1:1)} \text{SO}_2 \uparrow$

(4) 利用浓 H_2SO_4 的强氧化性制 SO_2 : $\text{Cu} \xrightarrow{\text{浓H}_2\text{SO}_4, \Delta} \text{SO}_2 \uparrow$

(5) 利用浓 H_2SO_4 的脱水性: $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} \xrightarrow{\text{浓H}_2\text{SO}_4, 170^\circ\text{C}} \text{C}_2\text{H}_4 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$; $\text{HCOOH} \xrightarrow{\text{浓H}_2\text{SO}_4, \Delta} \text{CO} \uparrow + \text{H}_2\text{O}$

(6) 利用浓 H_2SO_4 的吸水性干燥 O_2 、 H_2 、 Cl_2 、 N_2 、 CO_2 、 SO_2 等, 不能干燥 NH_3 、 H_2S 、 HI 、 HBr 以及 $\text{SO}_3(\text{g})$ 等。

(7) 利用浓 H_2SO_4 的脱水性、吸水性、催化性制有机物: 如制硝基苯、硝化纤维、乙酸乙酯、TNT 等。

(8) 利用浓 H_2SO_4 的磺化作用制苯磺酸。

(四)、 SO_4^{2-} 检验

1. 试剂：可溶性钡盐： $BaCl_2$ 或 $Ba(NO_3)_2$ 溶液；盐酸或稀硝酸。

2. 原理：利用 $Ba^{2+} + SO_4^{2-} = BaSO_4 \downarrow$ (白色)， $BaSO_4$ 不溶于盐酸、硝酸的特性。

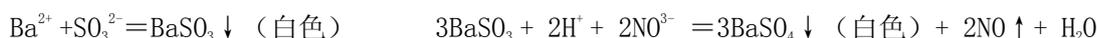
3. 检验的误区：

①只加可溶性钡盐，不酸化。误将 CO_3^{2-} 、 PO_4^{3-} 、 SO_3^{2-} 、 Ag^+ 等干扰判断成 SO_4^{2-} ，此时上述离子同样会产生 $BaCO_3$ 、 $Ba_3(PO_4)_2$ 、 $BaSO_3$ 、 $AgCl$ 的白色沉淀。

②误将 Ag^+ 、 Pb^{2+} 判成 SO_4^{2-} 。如待测液滴加 $BaCl_2$ 溶液，再加盐酸有白色沉淀便武断判定含 SO_4^{2-} 。其错误是未注意溶液中不含 SO_4^{2-} 而含 Ag^+ 或 Pb^{2+} 也会有同样现象。因为



③误将 SO_3^{2-} 判成 SO_4^{2-} 。如待测液中滴加用盐酸酸化的 $Ba(NO_3)_2$ 溶液生成白色沉淀，便误以为有 SO_4^{2-} 。该错误是在未注意 NO_3^- 具有强氧化性，在酸性环境中发生反应：



向待测液中滴加用硝酸酸化的 $BaCl_2$ 溶液产生白色沉淀便错误认定一定含 SO_4^{2-} ，也同样落入干扰离子转化为 SO_4^{2-} 从而生成 $BaSO_4$ 的陷阱中。

(4) 检验的关键：既要注意试剂的选择，又要注意操作顺序的优化，方能排除干扰离子的误导，全面考虑，综合分析，正确推导。

(5) 检验的方法：

待测液滴入足量稀盐酸：(1) 出现沉淀：过滤后所得滤液中滴加 $BaCl_2$ 或 $Ba(NO_3)_2$ 溶液，又出现白色沉淀则含 SO_4^{2-} ；(2) 不出现沉淀或气体：滴加 $BaCl_2$ 或 $Ba(NO_3)_2$ 溶液，又出现白色沉淀则含 SO_4^{2-} 。

(五)、环境污染

1. 大气污染：(1) 粉尘 (2) $SO_x, NO_x \rightarrow$ 酸雨 ($pH < 5.6$) (3) C_xH_y , 卤代物 \rightarrow 臭氧层空洞

2. 水污染：重金属、酸、碱、盐、耗氧物、石油、有机的、洗涤剂

3. 土壤污染：城市污水、工业废水、生活垃圾、固体废弃物（如塑料等）

第四节 卤族元素（以氯为代表）

1、氯气

1. 物理性质

氯气是一种黄绿色，有强烈刺激性气味的有毒气体，能溶于水(1:2)，比空气重，能液化，液态氯气常称为液氯。在自然界中氯元素以化合态存在。

2. 化学性质

①与金属反应。完成下列化学反应方程式并回答有关问题：

和 Na: $2Na + Cl_2 \xrightarrow{\text{点燃}} 2NaCl$ ，和 Cu: $Cu + Cl_2 \xrightarrow{\text{点燃}} CuCl_2$ ，

和 Fe: $2Fe + 3Cl_2 \xrightarrow{\text{点燃}} 2FeCl_3$ ，比较 Cl_2 和 HCl 的氧化性： $Cl_2 > HCl$ 。

②与非金属反应。完成下列化学反应方程式并回答有关问题：

和 H_2 : $H_2 + Cl_2 \xrightarrow{\text{点燃或光照}} 2HCl$ ，燃烧现象：安静的燃烧，产生苍白色火焰；

少量 Cl_2 和 P: $2P + 3Cl_2 \xrightarrow{\text{点燃}} 2PCl_3$ (Cl_2 少量)；过量 Cl_2 和 P: $2P + 5Cl_2 \xrightarrow{\text{点燃}} 2PCl_5$

③与水反应。反应方程式 $H_2O + Cl_2 = HCl + HClO$

$HClO$ 的特性：a. 弱酸性(电离方程式)： $HClO \rightleftharpoons H^+ + ClO^-$ ，(酸性比碳酸还弱)

b. 不稳定性(光照条件)： $2HClO = 2HCl + O_2 \uparrow$

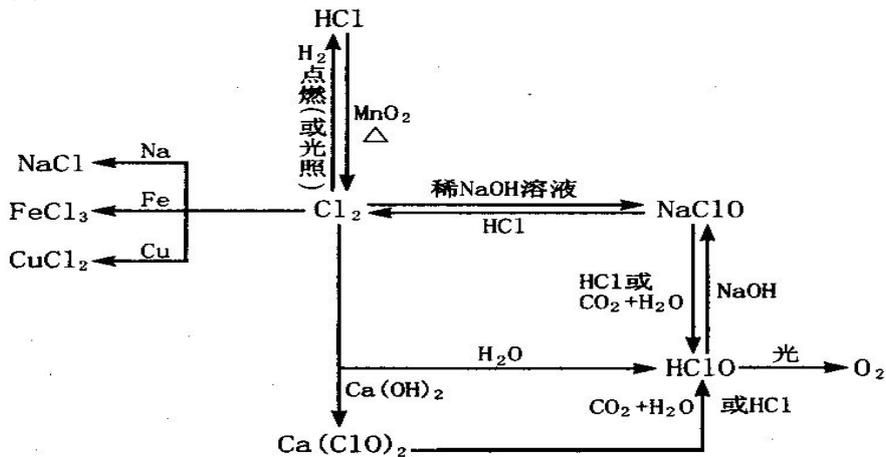
c. 强氧化性(作用)：杀菌、消毒

④与碱反应：和 $NaOH$ 反应的方程式为 $2NaOH + Cl_2 = NaCl + NaClO$ ，实验室利用这个反应来吸收多余的氯气。工业上制取漂白粉的反应方程式为：

$2Ca(OH)_2 + Cl_2 = CaCl_2 + Ca(ClO)_2 + H_2O$ ，漂白粉的主要成分是 $CaCl_2$ 和 $Ca(ClO)_2$ ，而有效成分是

$Ca(ClO)_2$ 。漂白粉是一种混合物。漂白粉具有消毒、杀菌、漂白作用，主要原因是漂白粉溶于水可生成 $HClO$ ，方程式为： $Ca(ClO)_2 + H_2O + CO_2 \rightleftharpoons CaCO_3 \downarrow + 2HClO$ 。

⑤氯气是一种强氧化剂。



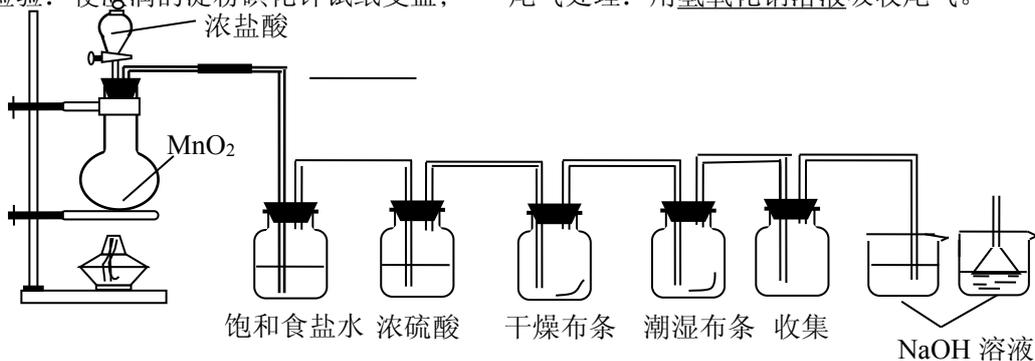
2、氯气的实验室制法：

反应原理： $MnO_2 + 4HCl(浓) \xrightarrow{\Delta} MnCl_2 + Cl_2 \uparrow + 2H_2O$ ；

发生装置：圆底烧瓶、分液漏斗等；

除杂：用饱和食盐水吸收 HCl 气体；用浓 H_2SO_4 吸收水； 收集：向上排空气法收集；

检验：使湿润的淀粉碘化钾试纸变蓝； 尾气处理：用氢氧化钠溶液吸收尾气。



$2Na + Cl_2 \rightleftharpoons 2NaCl$ (黄色火焰，白烟) $2Fe + 3Cl_2 \rightleftharpoons 2FeCl_3$ (棕黄色烟，溶于水显黄色)

$Cu + Cl_2 \rightleftharpoons CuCl_2$ (棕黄色烟溶于水显蓝色)

$H_2 + Cl_2 \rightleftharpoons 2HCl$ (氢气在氯气中燃烧的现象：安静的燃烧，苍白色火焰，瓶口有白雾)

$Cl_2 + H_2O \rightleftharpoons HCl + HClO$ 新制氯水呈浅黄绿色，有刺激性气味。

氯水的成分：分子有： Cl_2 、 H_2O 、 $HClO$ ；离子有： H^+ 、 Cl^- 、 ClO^- 、 OH^-

1) 表现 Cl_2 的性质：将氯水滴加到 KI 淀粉试纸上，试纸变蓝色。

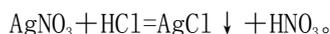
(氯水与碘化钾溶液的反应： $Cl_2 + 2KI \rightleftharpoons I_2 + 2KCl$ 。)

2) 表现 $HClO$ 的性质：用氯水漂白有色物质或消毒杀菌时，就是利用氯水中 $HClO$ 的强氧化性，氧化色素或杀死水中病菌。

3) 表现 H^+ 的性质：向碳酸钠溶液中滴加氯水，有大量气体产生，这是因为：



4) 表现 Cl^- 性质：向 $AgNO_3$ 溶液中滴加氯水，产生白色沉淀，再滴入稀 HNO_3 ，沉淀不溶解。



5) 体现 H^+ 和 $HClO$ 的性质：在新制氯水中滴入紫色石蕊试液时，先变成红色，但红色迅速褪去。变红是因为氯水中 H^+ 表现的酸性，而褪色则是因为氯水中 $HClO$ 具有的强氧化性。

漂白液： $Cl_2 + 2NaOH \rightleftharpoons NaCl + NaClO + H_2O$

漂白粉的制取原理： $2Cl_2 + 2Ca(OH)_2 \rightleftharpoons CaCl_2 + Ca(ClO)_2 + 2H_2O$

漂白粉的有效成份是： $Ca(ClO)_2$ ，起漂白作用和消毒作用的物质： $HClO$

漂粉精的有效成分： $\text{Ca}(\text{ClO})_2$

漂白原理： $\text{Ca}(\text{ClO})_2 + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + 2\text{HClO}$ $\text{Ca}(\text{ClO})_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3 \downarrow + 2\text{HClO}$

3、次氯酸(HClO)的性质：强氧化性：消毒、杀菌、漂白作用

不稳定性：见光易分解 $2\text{HClO} = 2\text{HCl} + \text{O}_2 \uparrow$

弱酸性：酸性 $\text{H}_2\text{CO}_3 > \text{HClO}$ 证明事实 $\text{Ca}(\text{ClO})_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3 \downarrow + 2\text{HClO}$

4、液氯、新制的氯水和久置的氯水比较

	液氯	新制氯水	久置氯水
分类	纯净物	混合物	混合物
颜色	黄绿色	黄绿色	无色
成分	Cl_2	Cl_2 、 H_2O 、 HClO 、 H^+ 、 Cl^- 、 ClO^- 、 极少量的为 OH^-	H^+ 、 Cl^- 、 H_2O 、-极少量的 OH^- 稀盐酸
性质	氧化性	氧化性、酸性、漂白性	酸性

5、氯气的性质

与金属钠反应方程式	$2\text{Na} + \text{Cl}_2 \xrightarrow{\text{点燃}} 2\text{NaCl}$
与金属铁反应方程式	$2\text{Fe} + 3\text{Cl}_2 \xrightarrow{\text{点燃}} 2\text{FeCl}_3$
与金属铜反应方程式	$\text{Cu} + \text{Cl}_2 \xrightarrow{\text{点燃}} \text{CuCl}_2$
与氢气反应方程式	$\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \xrightarrow{\text{点燃}} 2\text{HCl}$ ； $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \xrightarrow{\text{光照}} 2\text{HCl}$
与水反应方程式	$\text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2 = \text{HCl} + \text{HClO}$
制漂白液反应方程式	$\text{Cl}_2 + 2\text{NaOH} = \text{NaCl} + \text{NaClO} + \text{H}_2\text{O}$
制漂白粉反应方程式	$2\text{Cl}_2 + 2\text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{CaCl}_2 + \text{Ca}(\text{ClO})_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
实验室制法	$\text{MnO}_2 + 4\text{HCl}(\text{浓}) \xrightarrow{\Delta} \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$
氯离子的检验试剂以及反应方程式	AgNO_3 溶液 $\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- = \text{AgCl}$

6. 知识结构

(一)、卤族元素及其单质、氢化物、卤化银的性质比较

元素名称		氟	氯	溴	碘
元素符号		F	Cl	Br	I
周期表中的位置	周期	二	三	四	五
	族	VIIA	VIIA	VIIA	VIIA
原子结构	相同点	原子最外层都是 7 个电子，原子半径都是同周期中最小的			
	不同点	随着核电荷数增大，电子层数逐渐增多，原子半径逐渐增大			
主要化合价		-1、+1、+3、+5、+7 (F 仅有 -1 价)			
单质物理性质	颜色、状态	淡黄绿色气体	黄绿色气体	深红棕色液体	紫黑色固体
	密度	按 F_2 、 Cl_2 、 Br_2 、 I_2 顺序密度逐渐增大			
	熔沸点	按 F_2 、 Cl_2 、 Br_2 、 I_2 顺序熔沸点逐渐升高			

	溶解性	Cl ₂ 、Br ₂ 、I ₂ 在水中溶解度不大，易溶于CCl ₄ 、C ₆ H ₆ 等有机溶剂
单质 化学 性质	氧化性	按F ₂ 、Cl ₂ 、Br ₂ 、I ₂ 顺序氧化性逐渐减弱
	与H ₂ 化合	按F ₂ 、Cl ₂ 、Br ₂ 、I ₂ 顺序与H ₂ 化合越来越难
	与H ₂ O反应	F ₂ 与水剧烈反应放O ₂ ，Cl ₂ 、Br ₂ 、I ₂ 与水反应生成HX和HXO
	与碱反应	Cl ₂ 、Br ₂ 、I ₂ 易与碱发生歧化反应生成卤化物和次卤酸盐或卤酸盐
氢 化 物	稳定性	按HF、HCl、HBr、HI顺序稳定性逐渐减小
	水溶液酸性	按HF、HCl、HBr、HI顺序水溶液酸性逐渐增强
	还原性	按HF、HCl、HBr、HI顺序还原性逐渐增强
卤化 银	颜色	AgF白色，AgCl白色，AgBr淡黄色，AgI黄色
	溶解性	AgF可溶于水，AgCl、AgBr、AgI不溶于水也不溶于稀HNO ₃
I ₂ 的特性		易升华；与淀粉呈现蓝色
Br ₂ 的保存		加水形成水封，以防Br ₂ 的挥发

(二)、卤素单质在不同溶剂中的颜色

单质 \ 溶剂	H ₂ O	C ₆ H ₆	CCl ₄	汽油	C ₂ H ₅ OH
F ₂	强烈反应	反应	反应	反应	反应
Cl ₂	黄绿色	黄绿色	黄绿色	黄绿色	黄绿色
Br ₂	黄→橙	橙→橙红	橙→橙红	橙→橙红	橙→橙红
I ₂	深→黄褐	浅紫→紫色	紫→深紫	浅紫→深紫	棕→深棕

(三)、Cl⁻、Br⁻、I⁻离子的检验

实验室通常用AgNO₃和稀HNO₃来检验卤素离子的存在。

第五章 金属及其化合物知识点总结

第一节 金属及其化合物知识点总结

1. 元素的存在形式有两种：游离态和化合态。

(1) 钠镁铝只以化合态形式存在，钠元素的主要存在形式是氯化钠，镁元素的存在形式有菱镁矿，铝元素的存在形式有铝土矿。

(2) 铁元素有两种存在形式：游离态的陨铁和化合态的铁矿石。

2. 在物理性质上金属共性：常温下除汞外均为晶体，有金属光泽，是热、电的良导体，大多有良好的延展性。

3. 金属单质的用途：

(1) 利用钠元素的特征焰色（黄色）制高压钠灯，高压钠灯的透雾力强，可以做航标灯；利用钠单质的熔点低，钠钾合金常温下呈液态，做原子反应堆的导热剂；利用钠单质制备过氧化钠，利用钠单质还原熔融态的四氯化钛制备金属钛。

(2) 镁条燃烧发出耀眼的白光，用来做照明弹。

(3) 利用铝的良好导电性，做导线。利用铝块和铝粉的颜色都是银白色，铝粉制成银粉（白色涂料）。

4. 金属化合物的用途：

(1) 过氧化钠做漂白剂，过氧化钠做水下作业、坑道下作业的供氧剂；氯化钠、碳酸钠、碳酸氢钠做食品添加剂；氯化钠做为制备单质钠和氯气的原料，氯化钠做为制备氢氧化钠、氢气、氯气的原料。

(2) 氧化镁的熔点高，做耐高温的材料：耐火管、耐火坩埚、耐高温的实验仪器。

(3) 明矾做净水剂。

5. 金属的分类：

(1) 根据冶金工业标准分类：铁（铬、锰）为黑色金属，其余金属（钠镁铝等）为有色金属。

(2) 根据密度分类：密度大于 4.5g/cm^3 的金属是重金属：如铁、铜、铅、钡，密度小于 4.5g/cm^3 的金属是轻金属：如钠、镁、铝。

6. 氧化物的分类：二元化合物，其中一种元素是氧元素，并且氧元素呈负二价的化合物是氧化物。

(1) 氧化物（根据氧化物中非氧元素的种类）分为金属氧化物和非金属氧化物。

(2) 金属氧化物分为酸性氧化物、碱性氧化物、两性氧化物。

(3) 非金属氧化物分为酸性氧化物、不成盐氧化物。

(4) 氧化物（根据氧化物是否与碱或酸反应生成盐）分为成盐氧化物和不成盐氧化物（CO、NO）。

(5) 成盐氧化物分为酸性氧化物、碱性氧化物、两性氧化物。

(6) 酸性氧化物分为高价态的金属氧化物（ Mn_2O_7 ）和非金属氧化物（ CO_2 ）。

(7) 碱性氧化物只能是金属氧化物（CaO）。

(8) 两性氧化物只能是金属氧化物（ Al_2O_3 、ZnO）。

7. 金属氢氧化物的分类：碱性氢氧化物和两性氢氧化物。

8. 含金属阳离子的物质分为金属单质、金属氧化物、金属氢氧化物、金属无氧酸盐、金属含氧酸盐。

10. 酸根离子分为三类：

(1) 含金属元素的含氧酸根离子（ AlO_2^- 、 MnO_4^- ）。

(2) 含非金属元素的含氧酸根离子（ NO_3^- ）。

(3) 含非金属元素的无氧酸根离子（Cl⁻）等。

11. 阳离子分类：

(1) 金属阳离子（ Na^+ ）和非金属阳离子（ H^+ 、 NH_4^+ ）。

(2) 阳离子分单一价态阳离子（ Na^+ ）和变价态阳离子（ Fe^{2+} 、 Fe^{3+} ），单一价态的阳离子和最高价态的阳离子只有氧化性，氧化性顺序： $\text{Ag}^+ > \text{Fe}^{3+} > \text{Cu}^{2+} > \text{H}^+$ ；较低价态的金属离子既有氧化性又有还原性，遇到强氧化剂呈还原性，遇到强还原剂呈氧化性。

12. 量不同产物不同的化学方程式：

第二节 钠

1. 钠单质

- (1) 物理性质：质软，银白色，密度比水小，比煤油大，保存在煤油中。着火用干沙扑灭。
(2) 金属钠在空气中点燃实验现象：熔化成小球，剧烈燃烧，产生黄色火焰，生成淡黄色固体。

金属钠在常温下与氧气反应： $4\text{Na} + \text{O}_2 = 2\text{Na}_2\text{O}$ 加热： $2\text{Na} + \text{O}_2 \xrightarrow{\Delta} \text{Na}_2\text{O}_2$

- (3) 钠与水反应的现象及解释：①浮：说明钠的密度比水的密度小 ②熔：说明钠的熔点低；该反应为放热反应 ③游：说明有气体产生 ④响：说明有气体产生 ⑤红：溶液中滴入酚酞显红色；生成的溶液显碱性。

反应的化学方程式为 $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH} + \text{H}_2 \uparrow$ 离子方程式为 $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{Na}^+ + 2\text{OH}^- + \text{H}_2 \uparrow$ 。

- (4) 钠与酸反应：如 $2\text{Na} + 2\text{HCl} = 2\text{NaCl} + \text{H}_2 \uparrow$, Na 放入稀盐酸中，是先与酸反应，酸不足再与水反应。因此 Na 放入到酸中 Na 是不可能过量的。比钠与水的反应剧烈多。
(5) 钠与盐的溶液反应：钠不能置换出溶液中的金属，钠是直接与水反应。反应后的碱再与溶液中的其他物质反应。如钠投入到硫酸铜溶液的反应式： $2\text{Na} + \text{CuSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Cu}(\text{OH})_2 \downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2 \uparrow$ 。
(6) Na 的用途：①制取钠的重要化合物 ②作为原子反应堆的导热剂
③冶炼 Ti、锆、钒等金属 ④钠光源

2. 钠的化合物

- (1) 过氧化钠是强氧化剂，可以用来漂白织物、麦秆、羽毛等。 $2\text{Na}_2\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 4\text{NaOH} + \text{O}_2 \uparrow$ （加入酚酞，先变红，后褪色）

还可用在呼吸面具上和潜水艇里作为氧气的来源。 $2\text{Na}_2\text{O}_2 + 2\text{CO}_2 = 2\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{O}_2$

- (2) 碳酸钠 (Na_2CO_3) 俗名纯碱或苏打，是白色粉末。碳酸钠晶体化学式是 $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ 。碳酸钠是广泛地用于玻璃、制皂、造纸、纺织等工业中，也可以用来制造其他钠的化合物。

- (3) 碳酸氢钠是焙制糕点所用的发酵粉的主要成分之一。在医疗上，它是治疗胃酸过多的一种药剂。

除杂： Na_2CO_3 固体 (NaHCO_3) 加热 $2\text{NaHCO}_3 = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$

Na_2CO_3 溶液 (NaHCO_3) 加 NaOH $\text{NaHCO}_3 + \text{NaOH} = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

鉴别碳酸钠和碳酸氢钠的方法。加热出现气体是碳酸氢钠，或者加酸先出现气体的是碳酸氢钠，先没气体后出现气体的是碳酸钠。

比较碳酸钠与碳酸氢钠：溶解度（碳酸钠溶解的多），碱性（碳酸钠碱性强），稳定性（碳酸钠稳定）

3. Na_2CO_3 和 NaHCO_3

1) 与 HCl

- ① Na_2CO_3 ：滴加的顺序不同，产生的现象不同（不借助第三种试剂鉴别出 Na_2CO_3 和 HCl）采用互滴法

A. 向 HCl 里滴加 Na_2CO_3 （先出气泡后消失）

B. 向 Na_2CO_3 里滴加 HCl（先无现象过一段时间后出气泡）

- ② HCl 与 NaHCO_3 反应没有量的变化，互滴现象相同，不能采用此方法鉴别

$\text{NaHCO}_3 + \text{HCl} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$

2) 与 HCl 反应的相互比较

- ① 产生 CO_2 的速率即消耗的氢离子速率

注：速率的快慢要选取等浓度等条件下的两种盐进行比较，即统一变量才有可比性

- ② 消耗的酸：等质量： $\text{Na}_2\text{CO}_3 > \text{NaHCO}_3$ 等物质的量： $\text{Na}_2\text{CO}_3 > \text{NaHCO}_3$

- ③ 二氧化碳生成量：等质量： $\text{NaHCO}_3 > \text{Na}_2\text{CO}_3$ 等物质的量： $\text{NaHCO}_3 > \text{Na}_2\text{CO}_3$

3) 与 CO_2 的反应： $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 = 2\text{NaHCO}_3$

延伸：向饱和的溶液中 Na_2CO_3 通 CO_2

原因：1. 反应消耗水分子，水分子来自饱和的溶液

2. 溶解度 $\text{Na}_2\text{CO}_3 > \text{NaHCO}_3$

应用：除杂 CO_2 (HCl) 饱和的 NaHCO_3 ——降低 CO_2 的溶解性

- 4) 与 CaCl_2 和 BaCl_2 等盐反应 (Na_2CO_3 可以， NaHCO_3 不可以，几乎和所有的盐溶液均可溶)

注：用 Ca^{2+} ， Ba^{2+} 的盐可以鉴别 Na_2CO_3 和 NaHCO_3

性质	Na_2CO_3 ($\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$)	NaHCO_3	性质比较
俗称	纯碱或苏打	小苏打	NaHCO_3 的颗粒比 Na_2CO_3 小
水溶性	易溶于水	溶于水	$S(\text{Na}_2\text{CO}_3) > S(\text{NaHCO}_3)$
溶液酸碱性	显碱性	显碱性	同浓度 Na_2CO_3 的 pH 大于 NaHCO_3 的 pH
热稳定性	稳定	$2\text{NaHCO}_3 = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	NaHCO_3 的热稳定性比 Na_2CO_3 差，用于除杂质。
与酸反应	$\text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ = \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$	反应剧烈 $\text{HCO}_3^- + \text{H}^+ = \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$	等物质的量时 Na_2CO_3 耗酸量大于 NaHCO_3
与碱反应	易与 $\text{Ba}(\text{OH})_2$ 、 $\text{Ca}(\text{OH})_2$ 反应生成 BaCO_3 、 CaCO_3 沉淀和 NaOH	能与所有可溶碱反应生成碳酸正盐和水	
溶液中相互转化	Na_2CO_3 溶液能吸收 CO_2 转化为 NaHCO_3 $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 = 2\text{NaHCO}_3$ $\text{NaHCO}_3 + \text{NaOH} = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$		除 CO_2 中的 HCl 杂质是用饱和的 NaHCO_3 溶液，而不用 Na_2CO_3 溶液
用途	用在玻璃、肥皂、合成洗涤剂、造纸、纺织、石油、冶金等工业中。	发酵粉的主要成分之一；治疗胃酸过多等。	

4. Na_2O 和 Na_2O_2

名称	氧化钠	过氧化钠
化学式与化合价	$\overset{+1}{\text{Na}}_2 \overset{-2}{\text{O}}$	$\overset{+1}{\text{Na}}_2 \overset{-1}{\text{O}}_2$
颜色状态	白色固体	淡黄色固体（粉末）
与 H_2O 反应	$\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH}$	$2\text{Na}_2\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 4\text{NaOH} + \text{O}_2 \uparrow$
与 CO_2 反应	$\text{Na}_2\text{O} + \text{CO}_2 = \text{Na}_2\text{CO}_3$	$2\text{Na}_2\text{O}_2 + 2\text{CO}_2 = 2\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{O}_2$
与酸反应	$\text{Na}_2\text{O} + 2\text{HCl} = 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$	$2\text{Na}_2\text{O}_2 + 4\text{HCl} = 4\text{NaCl} + \text{O}_2 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$
生成条件	钠与 O_2 常温下反应： $4\text{Na} + \text{O}_2 = 2\text{Na}_2\text{O}$	钠燃烧： $2\text{Na} + \text{O}_2 \xrightarrow{\text{点燃}} \text{Na}_2\text{O}_2$ 空气中加热氧化钠： $2\text{Na}_2\text{O} + \text{O}_2 \xrightarrow{\Delta} 2\text{Na}_2\text{O}_2$
用途		供氧剂、氧化剂、漂白剂

第三节 铝

1. 铝单质：

铝是地壳中最多的金属元素，主要是以化合态存在，铝土矿主要成分是 Al_2O_3

(1) **物理性质：**银白色金属，硬度和密度小，具有良好的导电导热性和延展性。在空气中具有很好的耐腐蚀性。铝是比较活泼的金属，具有较强的还原性。

(2) 化学性质：

① 与氧气反应：

常温下与空气中的氧气反应生成坚固的氧化膜并牢固地覆盖在铝表面，阻止了内部的铝与空气接触（加热发红，但不滴落）， $4\text{Al} + 3\text{O}_2 = 2\text{Al}_2\text{O}_3$

在氧气中点燃剧烈燃烧。 $4\text{Al} + 3\text{O}_2 \xrightarrow{\text{点燃}} 2\text{Al}_2\text{O}_3$

注：①现象：燃烧剧烈且有耀眼的白光

②用途：①常用作铝热反应的引燃剂，具体操作为将铝热剂放在滤纸做的漏斗中，在上面铺上一层 $KClO_3$ 晶体，将点燃的镁条放入其中，因为反应放热，使 $KClO_3$ 分解出 O_2 助燃，引发铝热剂反应。② H_2 和 Cl_2 反应爆炸的能量来源

(2)次要反应：与 N_2 反应生成少量的 Mg_3N_2 （离子化合物） $3Mg+N_2=Mg_3N_2$

延伸 $Mg_3N_2+8HCl=3MgCl_2+2NH_4Cl$

(3)次要反应：与少量 CO_2 反应

现象：反应燃烧后生成白色和黑色的固体。

注：①该反应使置换反应，属于固态条件下的金属置换非金属的类型。

②Mg 在空气中燃烧的所用反应的反应条件都是点燃，说明燃烧不一定有 O_2 的参与。

③Mg 在空气中氧化得到的致密的氧化膜，防止进一步被氧化（同铝，Fe、Cu 的氧化膜不致密不能做保护膜）Mg 可直接存放在空气中，不用采取特殊方式保存，但使用前要用砂纸打磨

2. 与 Cl_2 的反应： $Mg+Cl_2=MgCl_2$

3. 与水的反应（热水）： $Mg + 2H_2O \xrightarrow{\Delta} H_2 \uparrow + Mg(OH)_2$

4. 与酸的反应

(1)稀 H_2SO_4 稀 HCl 等弱氧化性酸（出 H_2 ）： $Mg+2H^+=Mg^{2+}+H_2 \uparrow$

注：有氧化性但弱，表现为 H^+ 变价出 H_2

(2)与浓 HNO_3 反应出 NO_2 ： $Mg + 4HNO_3=2NO_2 \uparrow + 2H_2O + Mg(NO_3)_2$

(3)与稀 HNO_3 反应（稀释程度不同产物不同，浓度越小 N 的化合价越低）

$3Mg + 8HNO_3=2NO \uparrow + 4H_2O + 3Mg(NO_3)_2$

(4)与浓 H_2SO_4 反应（氧化性不如 HNO_3 ，需要加热） $Mg + 4HSO_4=2SO_2 \uparrow + 2H_2O + Mg(SO_4)_2$

5. 与盐溶液的反应

(1)与 $CuSO_4$ 溶液： $2Mg+2CuSO_4+2H_2O=2Cu(OH)_2+2MgSO_4+H_2 \uparrow$

注： $2Na+H_2O+Cu^{2+}=Cu(OH)_2+2Na^++H_2 \uparrow$

(2)加 NH_4Cl 的浓溶液——镁的特征反应

分析：浓 NH_4^+ 易水解，溶液显酸性，加入镁后出 H_2 ，反应放热促进 NH_4^+ 水解，水解程度加大， NH_4H_2O 分解产生 NH_3 。

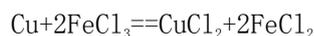
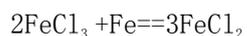
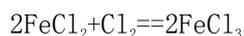
6. 镁的工业冶炼法——熔融电解法

注：原料用 $MgCl_2$ ，不用 MgO ， $MgCl$ 的熔点低，易熔融，耗能少

第五节 铁

单质铁的物理性质：元素符号为 Fe，有银白色金属光泽的金属单质、质硬、密度较大、有良好的导电、导热能力和良好的延展性。

1. Fe^{3+} 和 Fe^{2+} 之间的相互转化



2. 铁单质的性质

(1) 氯气与金属铁反应： $2Fe + 3Cl_2 \xrightarrow{\text{点燃}} 2FeCl_3$

(2) 铁与水蒸气在高温条件下反应： $Fe+H_2O(g)=Fe_3O_4+H_2$

3. 铁的化合物

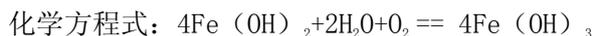
(1) 氢氧化铁和氢氧化亚铁

①氢氧化铁制备： $FeCl_3 + 3NaOH=Fe(OH)_3 \downarrow + 3NaCl$

②受热分解 $2Fe(OH)_3 \xrightarrow{\Delta} Fe_2O_3+3H_2O$

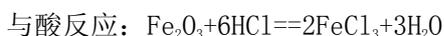
③氢氧化亚铁制备:

现象: 常温下, 灰白色沉淀迅速变为灰绿色, 最后变为红褐色。

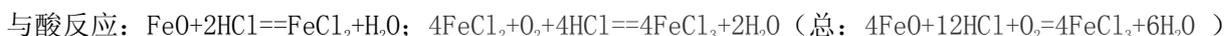


(2) 铁的氧化物

①氧化铁 (铁红): 红棕色固体



②氧化亚铁: 黑色固体



③四氧化三铁 (磁性氧化铁): 黑色晶体

	FeO	Fe ₂ O ₃	Fe ₃ O ₄ (Fe ₂ O ₃ · FeO)
铁元素的价态	+2	+3	+2、+3
俗称		铁红	磁性氧化铁
色态	黑色粉末	红棕色粉末	黑色晶体
类别	碱性氧化物	碱性氧化物	复杂氧化物
水溶性	难溶	难溶	难溶
稳定性	不稳定	稳定	稳定
主要化学性质	有一定的还原性易被氧化为三价铁的化合物	与酸反应生成三价铁盐	化合物中+2的铁有还原性, 易被氧化。

4. 铁的氢氧化物:

	Fe(OH) ₂	Fe(OH) ₃
主要性质	白色难溶于水的沉淀, 不稳定, 易被氧化成氢氧化铁, 颜色变化为: 白色—灰绿色—红褐色。 反应式: $4\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 4\text{Fe}(\text{OH})_3$ 。因此在制备时常采取措施: 除溶液中的氧; 加有机溶剂封住液面; 胶头滴管要伸入到溶液中。	红褐色难溶于水的沉淀, 受热易分解。 $2\text{Fe}(\text{OH})_3 \xrightarrow{\Delta} \text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ 能溶于强酸溶液, 生成相应的盐。

4. 合金: 在金属中加热熔合某些金属或非金属制得具有金属特征的金属材料。(钢是用量最大, 用途最广的合金。根据组成可分为: 碳素钢和合金钢)

5. Fe²⁺和 Fe³⁺ 的鉴别:

Fe ³⁺ 的鉴别	在 Fe ³⁺ 溶液中滴加 KSCN 溶液, 如显血红色, 说明存在 Fe ³⁺
	滴入 NaOH 溶液, 出现红褐色的沉淀, 说明溶液中存在 Fe ³⁺
Fe ²⁺ 的鉴别	滴入 NaOH 溶液, 先生成白色的 Fe(OH) ₂ 沉淀, 随后变为灰绿色, 最后变成红褐色
	先滴入 KSCN 溶液, 无血红色。再加入 HNO ₃ 后滴入 KSCN 溶液, 显血红色

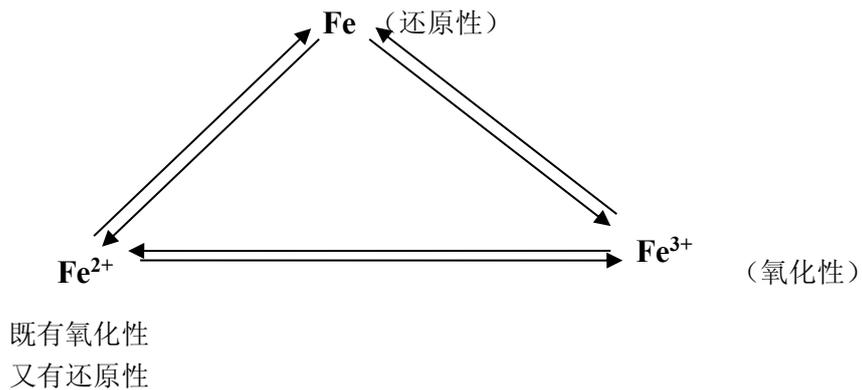
含 Fe³⁺ 的溶液一般为黄色或棕黄色, 含 Fe²⁺ 的溶液一般为浅绿色。

6. Fe、Fe²⁺、Fe³⁺ 的氧化性与还原性

	化学方程式	离子方程式
Fe 的还原性	$\text{Fe} + 2\text{HCl} = \text{FeCl}_2 + \text{H}_2 \uparrow$	$\text{Fe} + 2\text{H}^+ = \text{Fe}^{2+} + \text{H}_2 \uparrow$
	$\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{FeSO}_4 + \text{H}_2 \uparrow$	$\text{Fe} + 2\text{H}^+ = \text{Fe}^{2+} + \text{H}_2 \uparrow$
	$\text{Fe} + 4\text{HNO}_3 = \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{NO} \uparrow$	$\text{Fe} + 4\text{H}^+ + \text{NO}_3^- = \text{Fe}^{3+} + 2\text{H}_2\text{O} + \text{NO} \uparrow$
	在以上反应中, Fe 元素的化合价升高, 在反应中做还原剂, 表现为还原性	
Fe ²⁺ 的还原性	$6\text{FeSO}_4 + 3\text{Cl}_2 = 2\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 2\text{FeCl}_3$	$6\text{Fe}^{2+} + 3\text{Cl}_2 = 6\text{Fe}^{3+} + 6\text{Cl}^-$
	$2\text{FeCl}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{FeCl}_3$	$2\text{Fe}^{2+} + \text{Cl}_2 = 2\text{Fe}^{3+} + 2\text{Cl}^-$
	$3\text{FeSO}_4 + 4\text{HNO}_3 = \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{NO} \uparrow$	
	在以上反应中, Fe 元素的化合价由 +2 升到 +3, Fe ²⁺ 表现为还原性	

Fe ²⁺ 的氧化性	FeO + H ₂ == Fe + H ₂ O	
	Zn + FeSO ₄ == ZnSO ₄ + Fe	Zn + Fe ²⁺ == Zn ²⁺ + Fe
	在以上反应中, Fe 元素的化合价由+2 降到 0, Fe ²⁺ 表现为氧化性	
Fe ³⁺ 的氧化性	2FeCl ₃ + Cu == 2FeCl ₂ + CuCl ₂	2 Fe ³⁺ + Cu ==2 Fe ²⁺ + Cu ²⁺
	2FeCl ₃ + Fe == 3FeCl ₂	2 Fe ³⁺ + Fe ==3 Fe ²⁺
	2FeCl ₃ + 2HI == 2FeCl ₂ + 2HCl + I ₂	2Fe ³⁺ + 2I ⁻ == 2Fe ³⁺ + I ₂
	在以上反应中, Fe 元素的化合价降低, Fe ³⁺ 表现为氧化性	

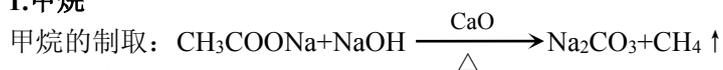
根据以上关系绘制铁三角关系图:



第六章 高中常用化学方程式（有机）

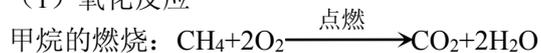
第一节 烃

1. 甲烷



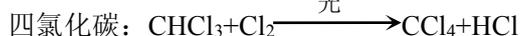
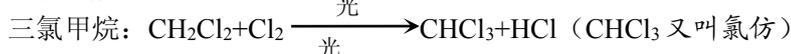
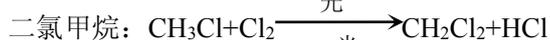
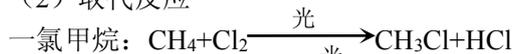
烷烃通式： $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$

(1) 氧化反应

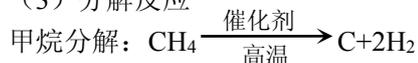


甲烷不可使酸性高锰酸钾溶液及溴水褪色。

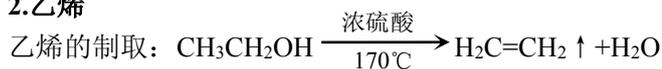
(2) 取代反应



(3) 分解反应



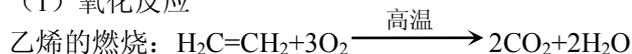
2. 乙烯



浓硫酸作催化剂，脱水剂

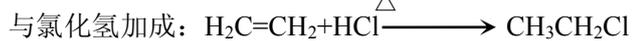
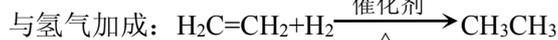
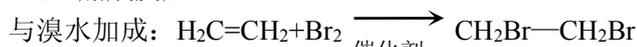
烯烃通式： C_nH_{2n}

(1) 氧化反应

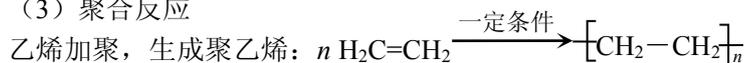


乙烯可以使酸性高锰酸钾溶液褪色，发生氧化反应。

(2) 加成反应



(3) 聚合反应



(丙烯加聚，生成聚丙烯)



用食盐、水、石灰石、焦炭为原料合成聚乙烯的方程式：

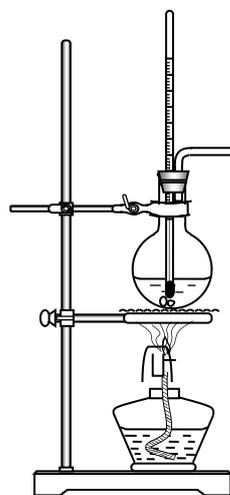
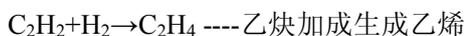


图 1 乙烯的制取

C₂H₄可聚合生成聚乙烯

3. 乙炔

乙炔的制取： $\text{CaC}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{HC}\equiv\text{CH}\uparrow + \text{Ca}(\text{OH})_2$

炔烃的通式： $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$

(1) 氧化反应

乙炔的燃烧： $\text{HC}\equiv\text{CH} + 5\text{O}_2 \xrightarrow{\text{点燃}} 4\text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

乙炔可以使酸性高锰酸钾溶液褪色，发生氧化反应。

(2) 加成反应

与溴水加成： $\text{HC}\equiv\text{CH} + \text{Br}_2 \longrightarrow \begin{array}{c} \text{HC}=\text{CH} \\ | \quad | \\ \text{Br} \quad \text{Br} \end{array}$

$\text{CHBr}=\text{CHBr} + \text{Br}_2 \longrightarrow \text{CHBr}_2-\text{CHBr}_2$

与氢气加成： $\text{HC}\equiv\text{CH} + \text{H}_2 \longrightarrow \text{H}_2\text{C}=\text{CH}_2$

与氯化氢加成： $\text{HC}\equiv\text{CH} + \text{HCl} \xrightarrow[\Delta]{\text{催化剂}} \text{CH}_2=\text{CHCl}$

(3) 聚合反应

氯乙烯加聚，得到聚氯乙烯： $n\text{CH}_2=\text{CHCl} \xrightarrow{\text{一定条件}} \left[\text{CH}_2-\overset{\text{Cl}}{\underset{|}{\text{CH}}} \right]_n$

乙炔加聚，得到聚乙炔： $n\text{HC}\equiv\text{CH} \xrightarrow{\text{一定条件}} \left[\text{CH}=\text{CH} \right]_n$

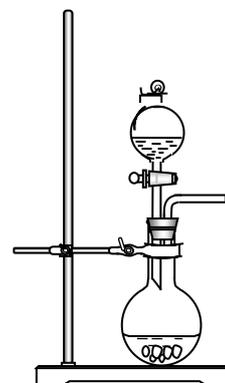


图2 乙炔的制取

注意：制取乙烯、乙炔均用排水法收集；乙烯、乙炔的加成反应一般都需要催化剂（溴除外）。金属取代反应：将乙炔通入溶有金属钠的液氨里有氢气放出。

乙炔与银氨溶液反应，产生白色乙炔银沉淀。

制取乙烯注意事项：

①反应液中乙醇与浓硫酸的体积比为1：3。

②在圆底烧瓶中加入少量碎瓷片，目的是防止反应混合物在受热时暴沸。

③温度计水银球应插在液面下，以准确测定反应液温度。加热时要使温度迅速提高到170℃，以减少乙醚生成的机会。

④在制取乙烯的反应中，浓硫酸不但是催化剂、吸水剂，也是氧化剂，在反应过程中易将乙醇氧化，最后生成CO₂、CO、C等(因此试管中液体变黑)，而硫酸本身被还原成SO₂。SO₂能使溴水或KMnO₄溶液褪色。因此，在做乙烯的性质实验前，可以将气体通过NaOH溶液以洗涤除去SO₂，得到较纯净的乙烯。

乙炔又称电石气。结构简式HC≡CH，是最简单的炔烃。化学式C₂H₂

分子结构：分子为直线形的非极性分子。

无色、无味、易燃的气体，微溶于水，易溶于乙醇、丙酮等有机溶剂。

化学性质很活泼，能起加成、氧化、聚合及金属取代等反应。

能使高锰酸钾溶液的紫色褪去。

4. 苯

苯的同系物通式： $\text{C}_n\text{H}_{2n-6}$

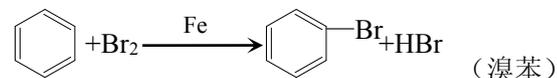
(1) 氧化反应

苯的燃烧： $2\text{C}_6\text{H}_6 + 15\text{O}_2 \xrightarrow{\text{点燃}} 12\text{CO}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$

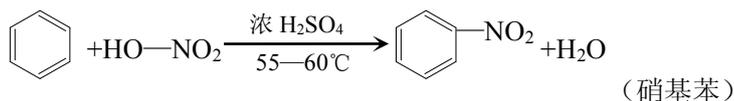
苯不能使溴水和酸性高锰酸钾溶液褪色。

(2) 取代反应

①苯与液溴反应

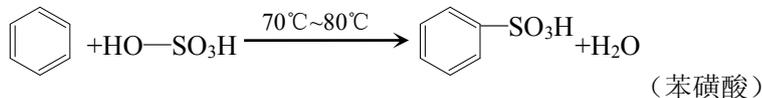


②硝化反应

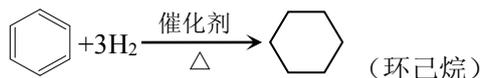


苯硝化反应生成硝基苯，它是一种带有苦杏仁味、无色油状液体，有毒。

③磺化反应



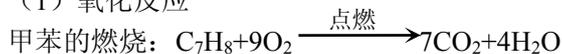
(3) 加成反应



苯还可以和氯气在紫外光照射下发生加成反应，生成 $\text{C}_6\text{H}_6\text{Cl}_6$ (剧毒农药)。

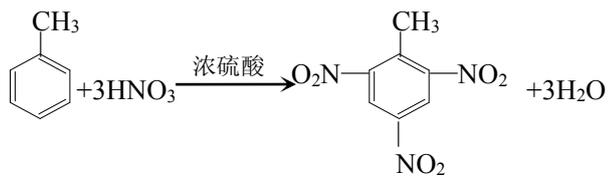
5. 甲苯

(1) 氧化反应

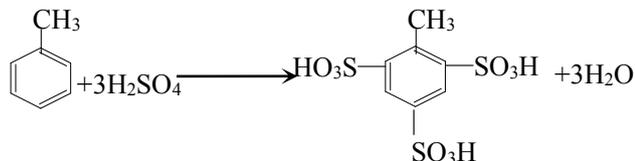


甲苯不能使溴水褪色，但可以使酸性高锰酸钾溶液褪色。

(2) 硝化反应 (取代)

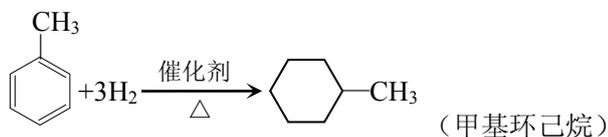


甲苯硝化反应生成 2, 4, 6-三硝基甲苯，简称三硝基甲苯，又叫 TNT，是一种淡黄色晶体，不溶于水。它是一种烈性炸药，广泛用于国防、开矿等。



注意：甲苯在光照条件下发生侧链的取代，而在催化剂条件下发生苯环上的取代。

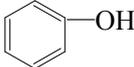
(3) 加成反应



第二节 烃的衍生物

烃的衍生物的重要类别和主要化学性质：

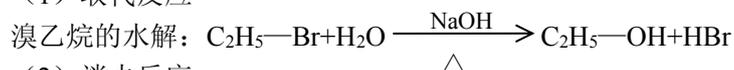
类别	通式	代表性物质	分子结构特点	主要化学性质
卤代烃	$\text{R}-\text{X}$	溴乙烷 $\text{C}_2\text{H}_5\text{Br}$	$\text{C}-\text{X}$ 键有极性，易断裂	1. 取代反应： 与 NaOH 溶液发生取代反应，生成醇； 2. 消去反应： 与强碱的醇溶液共热，生成

				烯烃。
醇	R—OH	乙醇 C ₂ H ₅ OH	有 C—O 键和 O—H 键，有极性； —OH 与链烃基直接相连	1.与钠反应，生成醇钠并放出氢气； 2.氧化反应：O ₂ ： 生成 CO ₂ 和 H ₂ O；氧化剂：生成乙醛； 3.脱水反应： 140℃：乙醚；170℃：乙烯； 4.酯化反应
酚		苯酚 	—OH 直接与苯环相连	1.弱酸性：与 NaOH 溶液中和； 2.取代反应：与浓溴水反应，生成三溴苯酚白色沉淀； 3.显色反应：与铁盐 (FeCl ₃) 反应，生成紫色物质
醛	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{R}-\text{C}-\text{H} \end{array}$	乙醛 $\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{CH}_3-\text{C}-\text{H} \end{array}$	C=O 双键有极性，具有不饱和性	1.加成反应：用 Ni 作催化剂，与氢加成，生成乙醇； 2.氧化反应：能被弱氧化剂氧化成羧酸（如银镜反应、还原氢氧化铜）。
羧酸	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{R}-\text{C}-\text{OH} \end{array}$	乙酸 $\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{CH}_3-\text{C}-\text{OH} \end{array}$	受 C=O 影响，O—H 能够电离，产生 H ⁺	1.具有酸的通性； 2.酯化反应：与醇反应生成酯。
酯	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{R}-\text{C}-\text{OR}' \end{array}$	乙酸乙酯 CH ₃ COOC ₂ H ₅	分子中 RCO— 和 OR' 之间容易断裂	水解反应：生成相应的羧酸和醇

6.溴乙烷

纯净的溴乙烷是无色液体，沸点 38.4℃，密度比水大。

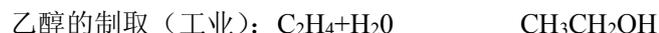
(1) 取代反应



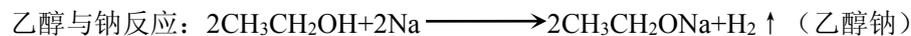
(2) 消去反应



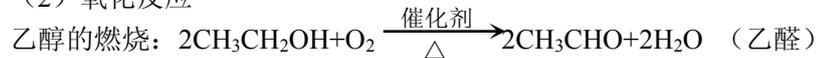
7.乙醇



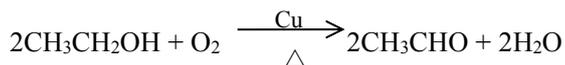
(1) 与钠反应



(2) 氧化反应



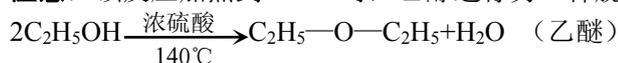
(3) 催化氧化



(4) 消去反应

乙醇在浓硫酸做催化剂的条件下，加热到 170℃ 生成乙烯。

注意：该反应加热到 140℃ 时，乙醇进行另一种脱水方式，生成乙醚。

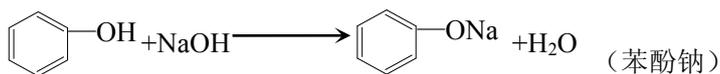


8.苯酚

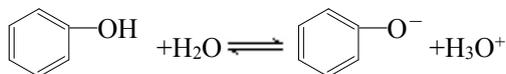
苯酚是无色晶体，露置在空气中会因氧化显粉红色。苯酚具有特殊的气味，熔点

43℃，水中溶解度不大，易溶于有机溶剂。苯酚有毒，是一种重要的化工原料。

(1) 苯酚的酸性



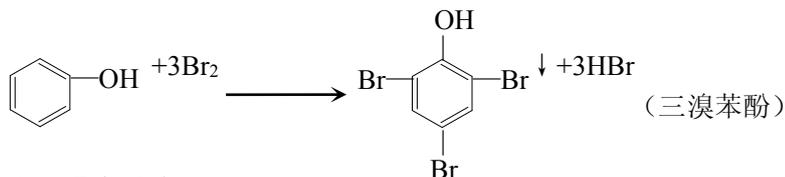
苯酚（俗称石炭酸）的电离：



苯酚钠与 CO₂ 反应：



(2) 取代反应（苯酚的定性检验定量测定方法）



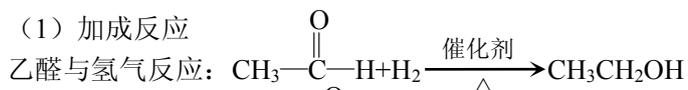
(3) 显色反应

苯酚能和 FeCl₃ 溶液反应，使溶液呈紫色。

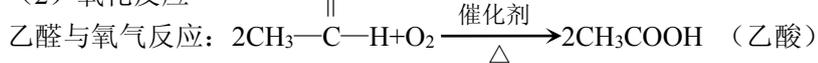
9. 乙醛

乙醛是无色无味，具有刺激性气味的液体，沸点 20.8℃，密度比水小，易挥发。

(1) 加成反应



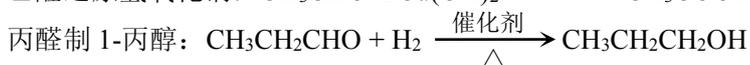
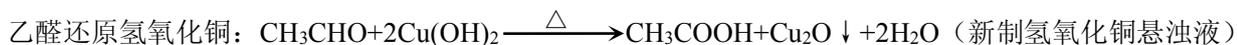
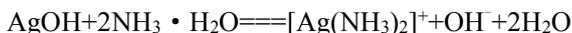
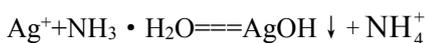
(2) 氧化反应



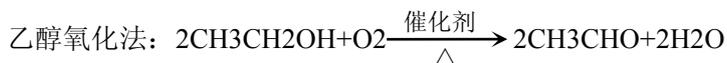
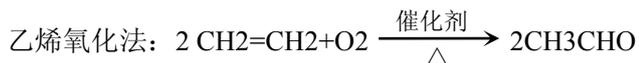
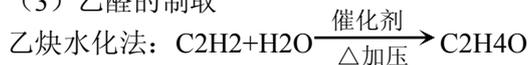
乙醛的银镜反应：



注意：硝酸银与氨水配制而成的银氨溶液中含有 Ag(NH₃)₂OH（氢氧化二氨合银），这是一种弱氧化剂，可以氧化乙醛，生成 Ag。有关制备的方程式：



(3) 乙醛的制取



10. 乙酸

(1) 乙酸的酸性

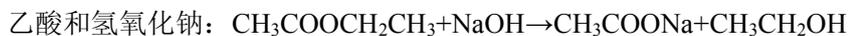


(2) 酯化反应（乙酸乙酯制取：用饱和碳酸钠收集）



注意：酸和醇起作用，生成酯和水的反应叫做酯化反应。

(3) 乙酸的其他反应



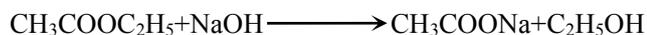
11. 乙酸乙酯

乙酸乙酯是一种带有香味的无色油状液体。

(1) 水解反应

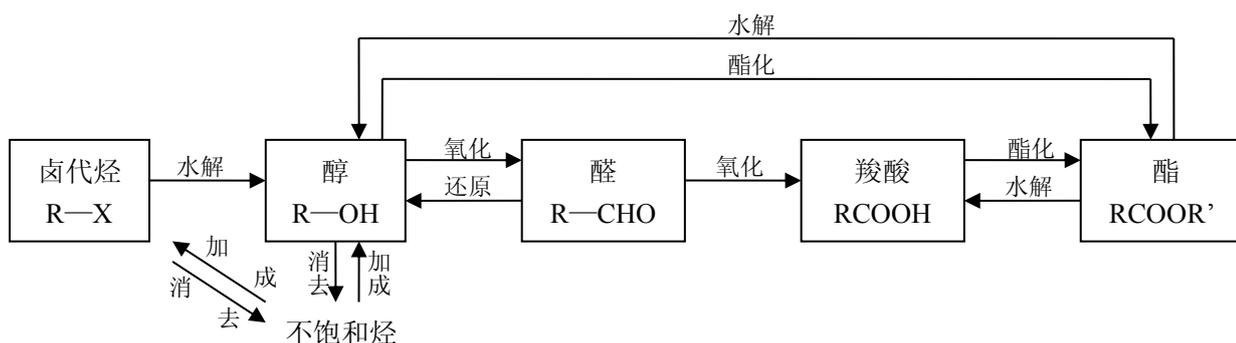


(2) 中和反应



第三节 附加

1. 烃的衍生物的转化

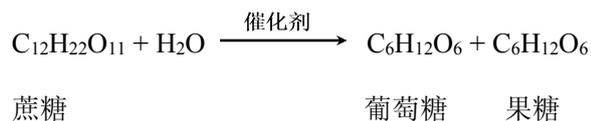


2. 葡萄糖的结构简式： $\text{CH}_2\text{OH—CHOH—CHOH—CHOH—CHOH—CHO}$

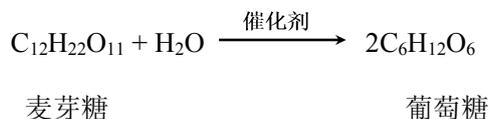
3. 葡萄糖与银氨溶液



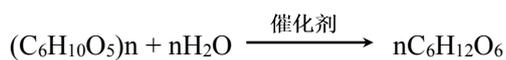
4. 蔗糖水解方程式



5. 麦芽糖水解方程式



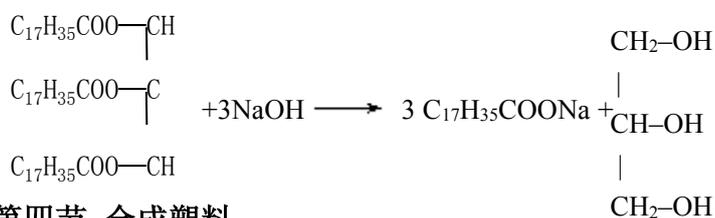
6. 淀粉水解



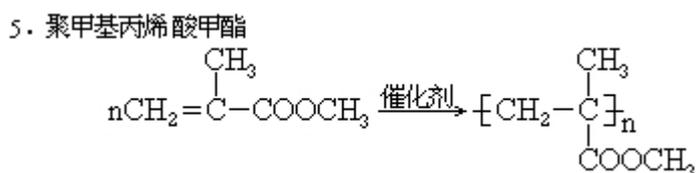
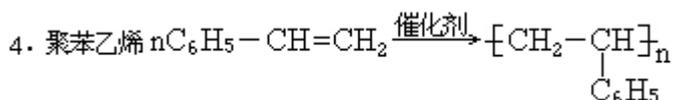
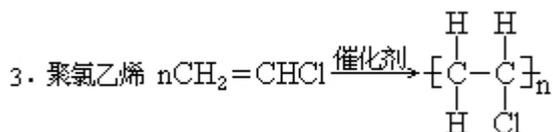
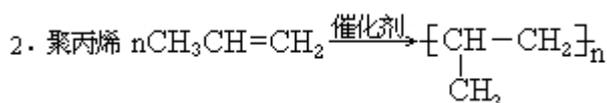
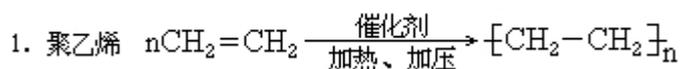
淀粉

葡萄糖

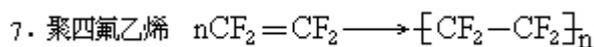
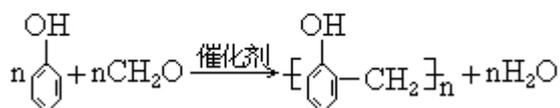
7. 硬脂酸甘油酯皂化反应



第四节 合成塑料



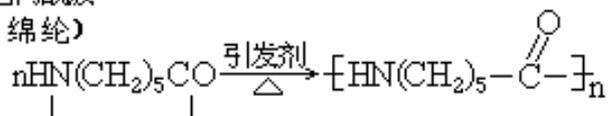
6. 酚醛树脂



第五节 合成纤维

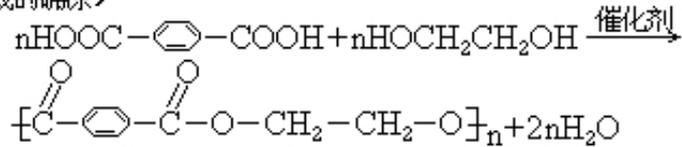
1. 聚己内酰胺

(锦纶)



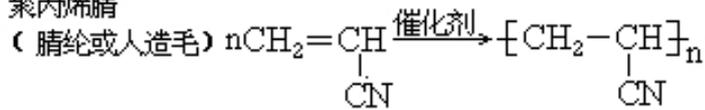
2. 聚酯纤维

(涤纶或的确凉)



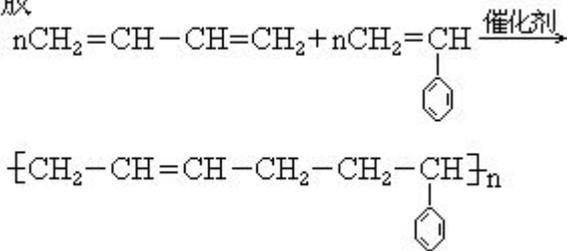
3. 聚丙烯腈

(腈纶或人造毛)

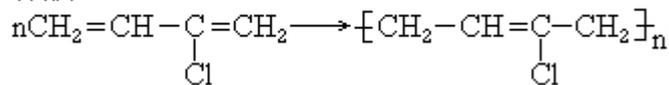


第六节 合成橡胶

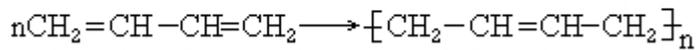
1. 丁苯橡胶



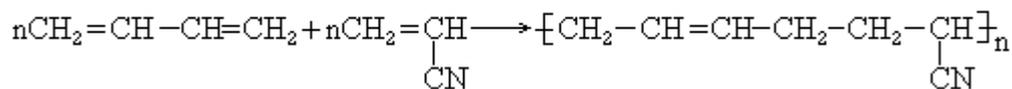
2. 氯丁橡胶



3. 顺丁橡胶



4. 丁腈橡胶



笔记七 高中重要化学反应笔记（无机）

第一节 金属元素的反应

1. 碱金属单质的化学反应



点拨高考: 此反应在近年高考中主要以实验、计算的形式出现。

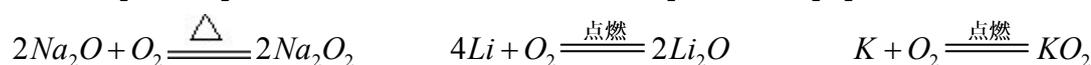
① 反应前的必要操作: 用镊子取出钠块, 用滤纸擦净表面上煤油, 在玻片上用小刀切去表面的氧化层。

② 反应现象呈现: 浮在水面上, 熔化成小球, 四处游动, 发出嘶嘶响声, 使滴有酚酞的溶液变。

③ 钠与盐溶液反应, 钠先与水反应, 再与盐溶液反应

④ 钾与水反应比钠要剧烈, 其它的方面类似。

(2) 与氧气反应



考点延伸:

① 钠与氧气反应, 条件不同; 生成物也不同. 反应现象不一样:

钠空气中缓慢氧化的变化是变暗, 生成 Na_2O ; 钠在空气中点燃是生成淡黄色 Na_2O_2 ,

② 碱金属单质在空气或氧气中燃烧时, 生成过氧化物甚至比过氧化物更复杂的氧化物, 而 Li 只生成 Li_2O 。

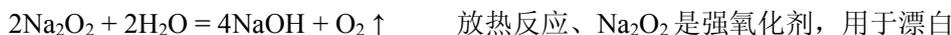
③ 碱金属单质因易被氧化, 多保存在煤油中, 而 Li 却因密度比煤油更小, 只能保存在液体石蜡中。

④ 要注意高考推断题中的热点多步氧化转化关系: $\text{Na} \xrightarrow{\text{O}_2} \text{Na}_2\text{O} \xrightarrow{\text{O}_2} \text{Na}_2\text{O}_2$

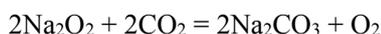
2. 碱金属化合物的化学反应



对接高考: ① Na_2O_2 与水反应, 在高考实验中是一种常用的制取氧气的方法



② Na_2O_2 与 CO_2 反应, 主要应用于 Na_2O_2 作供养剂 (呼吸面具和潜水艇中作为氧气来源)



③ 过氧化钠反应的计算在高考中也是一个热点,

其反应质量增加规律: a. 过氧化钠与水的反应, 从原子组成上说是吸收了水中全部的氢原子, 固体物质增加的质量就是水中氢原子的质量。 b. 过氧化钠与二氧化碳的反应, 从原子组成上说是吸收了二氧化碳中的相当于“CO”的部分, 固体物质增加的质量就是二氧化碳中“CO”的质量。

其反应体积变化规律:

过氧化钠无论与水反应还是与二氧化碳反应, 体积差都等于产生的氧气的体积, 等于被吸收气体体积的一半。

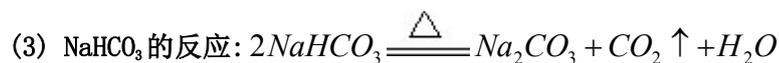
(2) Na_2CO_3 与盐酸的互滴反应

向盐酸里逐渐滴加入 Na_2CO_3 溶液 (开始时酸过量) 开始就有气体放出; $\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} = 2\text{NaCl} + \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$ (酸足量)

向 Na_2CO_3 溶液里逐滴加入盐酸 (开始时酸不足) 开始无气体产生:

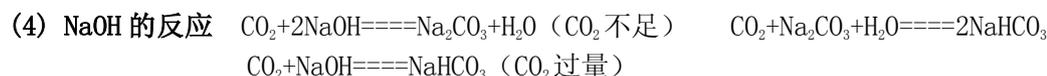


连线高考: 不同的滴加顺序产生不同的现象, 这就是不用其他试剂鉴别 Na_2CO_3 溶液和盐酸的原理。



点拨高考: 此反应证明了 NaHCO_3 的不稳定性 $\text{NaHCO}_3 + \text{NaOH} = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{NaHCO}_3 + \text{HCl} = \text{NaCl} + \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$

点拨高考: 以上两反应说明, NaHCO_3 是一种既能与酸反应又能与碱反应的物质. 这在高考推断题中是一种常见的题眼。



对接高考:由上述反应原理可知:①由于NaOH能与CO₂,故实验室NaOH要密封保存避免与空气接触。

②NaOH制备NaHCO₃,可采用向NaOH溶液中通入过量CO₂的方法。

③若 $n(\text{CO}_2) : n(\text{NaOH}) = 1 : 1$ 时,其产物为NaHCO₃;若 $n(\text{CO}_2) : n(\text{NaOH}) = 1 : 2$ 时,其产物为Na₂CO₃;若 $1 > \frac{n(\text{CO}_2)}{n(\text{NaOH})} > \frac{1}{2}$ 时,其产物为NaHCO₃和Na₂CO₃,可根据反应前后碳原子、钠离子守恒关系,求出 $n(\text{NaHCO}_3)$ 和 $n(\text{Na}_2\text{CO}_3)$ 。

3. Mg 的反应

(1) 在CO₂中燃烧: $2\text{Mg} + \text{CO}_2 \xrightarrow{\text{点燃}} 2\text{MgO} + \text{C}$

点拨高考:①此反应是在高考中是一个热点反应,主要出现在推断题中,是金属单质与非金属固体单质间的置换反应。②不能用二氧化碳灭火器来扑灭镁的火灾。

(2) 在空气中燃烧: $2\text{Mg} + \text{O}_2 \xrightarrow{\text{点燃}} 2\text{MgO}$ $3\text{Mg} + \text{N}_2 \xrightarrow{\text{点燃}} \text{Mg}_3\text{N}_2$
 $2\text{Mg} + \text{CO}_2 \xrightarrow{\text{点燃}} 2\text{MgO} + \text{C}$

要学习网特别提醒:不要忽视了镁在空气中能与N₂、CO₂反应

4. Al 的反应

(1) 铝箔在氧气中剧烈燃烧: $4\text{Al} + 3\text{O}_2 \xrightarrow{\text{点燃}} 2\text{Al}_2\text{O}_3$

温馨提示:此反应是一个剧烈的放热反应,生成熔融物,实验用的集气瓶要铺一层细沙或水

(2) 铝片产生氢气的反应 $2\text{Al} + 6\text{HCl} = 2\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2 \uparrow$

铝与氢氧化钠溶液反应 $2\text{Al} + 2\text{NaOH} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{NaAlO}_2 + 3\text{H}_2 \uparrow$

连线高考:铝单质是中学化学中唯一一种既能与酸反应又能与碱反应的金属单质。这常用高考中的物质推断。

(3) 铝热反应: $2\text{Al} + \text{Fe}_2\text{O}_3 \xrightarrow{\text{高温}} 2\text{Fe} + \text{Al}_2\text{O}_3$ $4\text{Al} + 3\text{MnO}_2 \xrightarrow{\text{高温}} 3\text{Mn} + 2\text{Al}_2\text{O}_3$

连线高考:

①引发铝热反应的操作是高考实验考查的热点。主要操作是:铺一层KClO₃,插上镁条,然后点燃镁条。

②注意铝热反应是中学化学中唯一的一个金属单质与金属氧化物间在高温条件下的置换反应。

5. Al₂O₃ 的反应 $\text{Al}_2\text{O}_3 + 6\text{HCl} = 2\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ $\text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{NaOH} = 2\text{NaAlO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

连线高考:由此可知Al₂O₃是一种两性氧化物,是一种既能与酸又能与碱反应的物质。

6. Al(OH)₃ 的反应 $\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{HCl} = \text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{NaOH} = \text{NaAlO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

连线高考:高考推断题的常见题眼: Al(OH)₃是一种既溶于酸又溶于碱的白色沉淀。

7. 铝盐的反应

(1) 铝盐与氨水反应 $\text{Al}^{3+} + 3\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} = \text{Al}(\text{OH})_3 \downarrow + 3\text{NH}_4^+$

特别提醒:①不管氨水是否过量,都是发生此反应,Al(OH)₃不溶于过量的氨水。

②此反应常用于制备Al(OH)₃。

(2) 偏铝酸盐的反应

偏铝酸盐中滴加盐酸

$\text{NaAlO}_2 + \text{HCl} + \text{H}_2\text{O} = \text{Al}(\text{OH})_3 \downarrow + \text{NaCl}$ (少量盐酸)

$\text{NaAlO}_2 + 4\text{HCl} = \text{AlCl}_3 + \text{NaCl} + 2\text{H}_2\text{O}$ (足量盐酸)

考点延伸:此反应的实验现象是:先产生白色沉淀,然后沉淀溶解

偏铝酸盐中通入CO₂。

$\text{AlO}_2^- + \text{CO}_2 + 3\text{H}_2\text{O} = 2\text{Al}(\text{OH})_3 \downarrow + \text{CO}_3^{2-}$ (少量CO₂)

$\text{AlO}_2^- + \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Al}(\text{OH})_3 \downarrow + \text{HCO}_3^-$ (足量CO₂)

要学习网特别提醒:Al(OH)₃不溶于碳酸。

偏铝酸盐与盐酸反应 $\text{Al}^{3+} + 3\text{AlO}_2^- + 6\text{H}_2\text{O} = 4\text{Al}(\text{OH})_3 \downarrow$

要学习网特别提醒:①在离子共存中,Al³⁺与AlO₂⁻不能共存;

②此反应是一种最节省原料的制备Al(OH)₃的方案。

8. 铁及其化合物的反应

(1) 铁单质的反应

铁在氧气中燃烧 $3\text{Fe} + 2\text{O}_2 \xrightarrow{\text{点燃}} \text{Fe}_3\text{O}_4$

易错点击: 生成物不是红棕色 Fe_2O_3 , 而是黑色的磁性晶体 Fe_3O_4 , 此反应是一个剧烈的放热反应, 生成熔融物, 实验用的集气瓶要铺一层细沙或水。

铁与硫反应: $\text{Fe} + \text{S} \xrightarrow{\Delta} \text{FeS}$ 铁与盐酸反应: $\text{Fe} + 2\text{HCl} = \text{FeCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$

硫化亚铁与稀盐酸反应: $\text{FeS} + 2\text{HCl} = \text{FeCl}_2 + \text{H}_2\text{S}\uparrow$

易错点击: 生成物不是红棕色 Fe_2S_3

高温下铁与水反应: $3\text{Fe} + 4\text{H}_2\text{O}(\text{g}) \xrightarrow{\text{高温}} \text{Fe}_3\text{O}_4 + 4\text{H}_2$

连线高考: 注意此反应是中学化学中唯一的一个金属单质与水在高温条件下的置换反应。

铁与硫酸铜反应 $\text{Fe} + \text{CuSO}_4 = \text{Cu} + \text{FeSO}_4$,

考点延伸: 此反应是古代著名的“湿法炼铜”, 铁与氯化铁溶液反应 $2\text{FeCl}_3 + \text{Fe} = 3\text{FeCl}_2$

连线高考: 配制 FeCl_2 溶液时要加铁粉, 用此原理来防止 FeCl_2 被氧化。

(2) 铁的化合物的反应

氯化亚铁中滴入氢氧化钠溶液 $\text{FeCl}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Fe}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{NaCl}$, $4\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 4\text{Fe}(\text{OH})_3$

连线高考: ①此反应过程中的实验现象: 白色沉淀迅速变灰绿色最后变红褐色沉淀。

②由此可知, $\text{Fe}(\text{OH})_2$ 易变质, 故实验制取 $\text{Fe}(\text{OH})_2$ 时要采取措施防止其与空气接触。

氯化亚铁溶液中通入氯气 $2\text{FeCl}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{FeCl}_3$

考点延伸: ①该反应的实验现象: 溶液由浅绿色变棕黄色。

②此反应, 常用于检验 Fe^{2+} . 由于 Fe^{2+} 不能直接检验, 只有将 Fe^{2+} 与 Cl_2 , 然后再检验。

氧化铁溶于盐酸中: $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 6\text{HCl} = 2\text{FeCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$

氢氧化亚铁在空气中被氧化 (白色沉淀变为红褐色沉淀): $4\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 4\text{Fe}(\text{OH})_3$

氯化铁溶液中加入铁粉: $2\text{FeCl}_3 + \text{Fe} = 3\text{FeCl}_2$

第二节 非金属元素的反应

1. 卤素的反应

(1) 氯气的燃烧

$\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \xrightarrow{\text{点燃}} 2\text{HCl}$ **考点点击:** 该反应的实验现象: 产生白色烟雾。

$2\text{Fe} + 3\text{Cl}_2 \xrightarrow{\text{点燃}} 2\text{FeCl}_3$ **考点点击:** 该反应的实验现象: 产生棕黄色的烟, 加水振荡, 溶液橙黄色。

$\text{Cu} + \text{Cl}_2 \xrightarrow{\text{点燃}} \text{CuCl}_2$ **考点点击:** 该反应的实验现象: 产生棕色的烟, 加水振荡, 溶液呈蓝绿色。

易错点击: 以上三个反应中, 实验用的集气瓶都不必铺一层细沙或水, 因为没有熔融物生成。

(2) 氯气溶于水 $\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCl} + \text{HClO}$

考点点击: ①新制氯水中含 H^+ 、 Cl^- 、 ClO^- 、 OH^- 、 Cl_2 、 HClO 、 H_2O

②氯气溶于水难溶于饱和食盐水, 故可将含 HCl 杂质的氯气通入到饱和食盐水中, 以除去 HCl

(3) 次氯酸见光分解 $2\text{HClO} = 2\text{HCl} + \text{O}_2\uparrow$ (条件: 光解)

考点点击: ①次氯酸可作强氧化剂、杀菌消毒, 漂白剂 ②新制氯水要避光保存。

(4) 与漂白粉的相关反应 $2\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\text{Cl}_2 = \text{Ca}(\text{ClO})_2 + \text{CaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

考点点击: 此反应用于工业制漂白粉. $\text{Ca}(\text{ClO})_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{CaCO}_3\downarrow + 2\text{HClO}$

此反应用表现了漂白粉的失效过程

(5) Cl_2 与 NaOH 反应 $\text{NaOH} + \text{Cl}_2 = \text{NaClO} + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$

连线高考: 此反应常用于 Cl_2 作为尾气的吸收。

(6) 氯气的实验室制法: (仪器: 分液漏斗, 圆底烧瓶) $\text{MnO}_2 + 4\text{HCl}(\text{浓}) \xrightarrow{\Delta} \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$

(7) 卤素单质间的置换反应

新制氯水注入盛溴化钠或 NaI 溶液的试管中: $\text{Cl}_2 + 2\text{NaBr} = \text{Br}_2 + 2\text{NaCl}$ $\text{Cl}_2 + 2\text{NaI} = \text{I}_2 + 2\text{NaCl}$

连线高考: 此反应可用于验证卤素单质间的氧化性强弱。

2. 氧族元素的反应

(1) H_2O_2 的不稳定性: $2\text{H}_2\text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2\uparrow$ (MnO_2 作催化剂)

连线高考: ①过氧化氢的化学式为 H_2O_2 , 其中氧元素为 -1 价, H_2O_2 表现为既有氧化性又有还原性, 并且以氧化性为主。 H_2O_2 溶液俗称双氧水, 呈弱酸性。 ②常用此反应实验室制取 O_2 的一种方法。

(2) 二氧化硫用烧碱溶液吸收 $\text{SO}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

连线高考: 此反应常用于 SO_2 作为尾气被碱液吸收。

(3) 硫酸型酸雨的形成过程



(4) 铜与浓硫酸反应: $\text{Cu} + 2\text{H}_2\text{SO}_4(\text{浓}) \xrightarrow{\Delta} \text{CuSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2\uparrow$

连线高考: 此反应是高考性质实验中的热点, 要注意几点: 1. 实验中溶液的颜色变化; 2. SO_2 的检验

(5) 碳与浓硫酸反应: $\text{C} + 2\text{H}_2\text{SO}_4(\text{浓}) \xrightarrow{\Delta} 2\text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow + 2\text{SO}_2\uparrow$

连线高考: 此反应是高考性质实验中的热点, 要特别注意实验中检验 SO_2 和 CO_2 它们之间的相互干扰。必须先用品红溶液检验 SO_2 , 后用澄清石灰水检验 CO_2 。

3. 硅及其化合物

(1) 碳在高温下还原二氧化硅: $\text{SiO}_2 + 2\text{C} \xrightarrow{\text{高温}} \text{Si} + 2\text{CO}\uparrow$

连线高考: ①此反应用于工业制单质硅。 ②此反应是中学化学中唯一的同主族非金属固体单质之间的置换反应。

(2) 二氧化硅与氢氧化钠反应 $\text{SiO}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

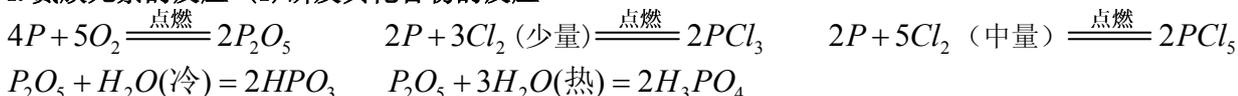
连线高考: 由此可知装 NaOH 溶液的试剂瓶不能用玻璃塞。

(3) 水玻璃与其它酸制硅酸



连线高考: 由此可知水玻璃暴露在空气中会变质

4. 氮族元素的反应 (1) 磷及其化合物的反应



易错点击: 注意磷单质与 Cl_2 的量的问题, P_2O_5 与水反应的温度问题。

(2) 氮气和氧气放电下的反应 $\text{N}_2 + \text{O}_2 = 2\text{NO}$ (条件: 放电/高温) $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$

考点点击: 注意 NO 较活泼, 容易被氧化。 实验中制取 NO 是要防止其与空气接触, 通过无色 NO 与空气接触生成红棕色 NO_2 来说明有 NO 生成。

(3) 氮的氧化物与水的反应



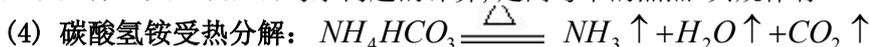
①当 $V(\text{NO}_2):V(\text{O}_2) = 4:1$ 时, 无气体剩余, 最后只是 HNO_3

当 $V(\text{NO}_2):V(\text{O}_2) > 4:1$ 时, O_2 过量, 剩余为 O_2 当 $V(\text{NO}_2):V(\text{O}_2) < 4:1$ 时, NO_2 过量, 剩余为 NO_2

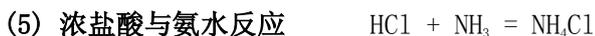
②当 $V(\text{NO}):V(\text{O}_2) = 4:3$ 时, 恰好完全反应, 无气体剩余

当 $V(\text{NO}):V(\text{O}_2) > 4:3$ 时, NO 过量, NO 剩余 当 $V(\text{NO}):V(\text{O}_2) < 4:3$ 时, O_2 过量, O_2 剩余

知识延伸：氮的氧化物与水问题的计算，是高考中的热点。其规律有



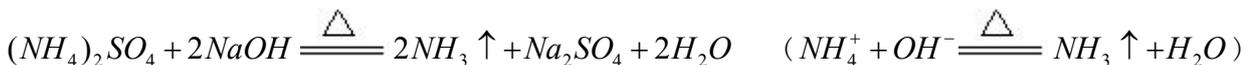
考点点击：此反应较特殊，生成了3种气体。这在高考推断题中一个题眼



考点点击：1. 此反应现象：白烟生成，浓硝酸与氨水也有这样的现象，但浓硫酸就不行。

2. 此反应常用于检验氨气的存在

(6) 硫酸铵溶液与氢氧化钠溶液混合加热

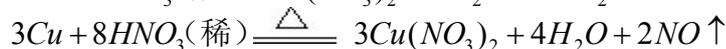


考点点击：此反应常用于检验 NH_4^+ 的存在。

硝酸铵溶液与氢氧化钠溶液混合（不加热）： $NH_4NO_3 + NaOH = NH_3 \cdot H_2O + NaNO_3$



考点点击：由此反应可知，硝酸要用棕色试剂瓶保存。



连线高考：铜与稀硝酸反应是高考考查的热点，实验现象：铜溶解，溶液由无色变成蓝色，装置上部有红棕色气体生成。

第三节 化学理论所涉及的反应考点点击

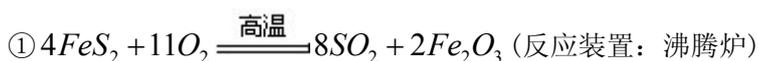
(1) $NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons NH_3 \cdot H_2O + H^+$ (NH_4Cl 溶液)；考点点击：此反应用于解释溶液呈酸性的原因

(2) $CO_3^{2-} + H_2O \rightleftharpoons HCO_3^- + OH^-$ (Na_2CO_3 溶液)；考点点击：此反应用于解释溶液呈碱性的原因

(3) $Fe^{3+} + 3H_2O \rightleftharpoons Fe(OH)_3 + 3H^+$ 考点点击：①此反应说明铁盐易水解，故实验中配制铁盐是要加相应的酸来抑制其水解。②此反应可用于胶体的制备

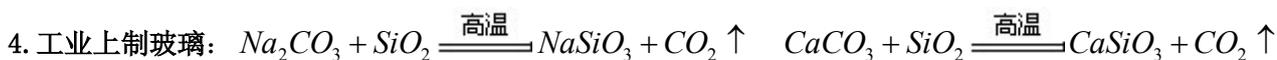
第四节 化学工业所涉及的反应

1. 工业上利用 FeS_2 （黄铁矿）制硫酸：



2. 工业上合成氨： $N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$ （条件：高温，高压，催化剂）

3. 工业上制硝酸：① $4NH_3 + 5O_2 = 4NO + 6H_2O$ （条件：催化剂，加热）



5. 工业上制氯气（即电解饱和食盐水）：称为“氯碱工业”



6. 工业上制漂白粉: $2Cl_2 + 2Ca(OH)_2 = CaCl_2 + Ca(ClO)_2 + 2H_2O$;

使用漂白粉时发生反应的化学方程式: $Ca(ClO)_2 + H_2O + CO_2 = CaCO_3 \downarrow + 2HClO$

7. 工业上冶炼铝: $2Al_2O_3 \xrightarrow{\text{电解}} 4Al + 3O_2 \uparrow$

第五节 高中常见溶解反应现象

$Fe_2O_3 + 3H_2SO_4 = Fe_2(SO_4)_3 + 3H_2O$ 铁锈溶解, 溶液呈黄色 (铁器除锈)

$Al_2O_3 + 3H_2SO_4 = Al_2(SO_4)_3 + 3H_2O$ 白色固体溶解

$CuO + H_2SO_4 = CuSO_4 + H_2O$ 黑色固体溶解, 溶液呈蓝色

$ZnO + H_2SO_4 = ZnSO_4 + H_2O$ 白色固体溶解

$MgO + H_2SO_4 = MgSO_4 + H_2O$ 白色固体溶解

$2NaOH + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + 2H_2O$

$Cu(OH)_2 + H_2SO_4 = CuSO_4 + 2H_2O$ 蓝色固体溶解

$Ca(OH)_2 + H_2SO_4 = CaSO_4 + 2H_2O$

$Mg(OH)_2 + H_2SO_4 = MgSO_4 + 2H_2O$ 白色固体溶解

$2Al(OH)_3 + 3H_2SO_4 = Al_2(SO_4)_3 + 3H_2O$ 白色固体溶解

$2Fe(OH)_3 + 3H_2SO_4 = Fe_2(SO_4)_3 + 3H_2O$ 红褐色沉淀溶解, 溶液呈黄色

$Ba(OH)_2 + H_2SO_4 = BaSO_4 + 2H_2O$ 生成白色沉淀不溶解于稀硝酸, 检验 SO_4^{2-} 的原理

$BaCl_2 + H_2SO_4 = BaSO_4 + 2HCl$ 生成白色沉淀不溶解于稀硝酸, 检验 SO_4^{2-} 的原理

$Ba(NO_3)_2 + H_2SO_4 = BaSO_4 + 2HNO_3$ 生成白色沉淀不溶解于稀硝酸, 检验 SO_4^{2-} 的原理

$Na_2O + 2HNO_3 = 2NaNO_3 + H_2O$ 白色固体溶解

$CuO + 2HNO_3 = Cu(NO_3)_2 + H_2O$ 黑色固体溶解, 溶液呈蓝色

$ZnO + 2HNO_3 = Zn(NO_3)_2 + H_2O$ 白色固体溶解

$MgO + 2HNO_3 = Mg(NO_3)_2 + H_2O$ 白色固体溶解

$CaO + 2HNO_3 = Ca(NO_3)_2 + H_2O$ 白色固体溶解

$NaOH + HNO_3 = NaNO_3 + H_2O$

$Cu(OH)_2 + 2HNO_3 = Cu(NO_3)_2 + 2H_2O$ 蓝色固体溶解

$Mg(OH)_2 + 2HNO_3 = Mg(NO_3)_2 + 2H_2O$ 白色固体溶解

$Al(OH)_3 + 3HNO_3 = Al(NO_3)_3 + 3H_2O$ 白色固体溶解

$Ca(OH)_2 + 2HNO_3 = Ca(NO_3)_2 + 2H_2O$

$Fe(OH)_3 + 3HNO_3 = Fe(NO_3)_3 + 3H_2O$ 红褐色沉淀溶解, 溶液呈黄色

$3NaOH + H_3PO_4 = 3H_2O + Na_3PO_4$

$3NH_3 + H_3PO_4 = (NH_4)_3PO_4$

$2NaOH + CO_2 = Na_2CO_3 + H_2O$ 吸收 H_2 中的 CO_2

$2NaOH + SO_2 = Na_2SO_3 + H_2O$ $2NaOH + SO_3 = Na_2SO_4 + H_2O$ 处理硫酸工厂的尾气 (SO_2)

$FeCl_3 + 3NaOH = Fe(OH)_3 + 3NaCl$ 溶液黄色褪去, 有红褐色沉淀生成

笔记八 高中化学关键知识点集锦笔记

第一节 “元素化合物”知识模块

1. 碱金属元素原子半径越大，熔点越高，单质的活泼性越大 ×
(熔点随着原子半径增大而递减)
2. 硫与白磷皆易溶于二硫化碳、四氯化碳等有机溶剂，有机酸则较难溶于水 ×
(低级有机酸易溶于水)
3. 在硫酸铜饱和溶液中加入足量浓硫酸产生蓝色固体 √
(浓硫酸吸水后有胆矾析出)
4. 能与冷水反应放出气体单质的只有是活泼的金属单质或活泼的非金属单质 ×
(比如 $2\text{Na}_2\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{O}_2 \uparrow + 4\text{NaOH}$)
5. 将空气液化，然后逐渐升温，先制得氧气，余下氮气 ×
(N_2 的沸点低于 O_2 ，会先得到 N_2 ，留下液氧)
6. 把生铁冶炼成碳素钢要解决的主要问题是除去生铁中除 Fe 以外各种元素，把生铁提纯 ×
(是降低生铁中 C 的百分比而不是提纯)
7. 虽然自然界含钾的物质均易溶于水，但土壤中 K% 不高，故需施钾肥满足植物生长需要 ×
(自然界钾元素含量不低，但以复杂硅酸盐形式存在难溶于水)
8. CuCO_3 可由 Cu^{2+} 溶液中加入 CO_3^{2-} 制得 ×
(无法制的纯净的 CuCO_3 ， Cu^{2+} 溶液中加入 CO_3^{2-} 会马上有 $\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$ 生成)
9. 二氧化硅是酸性氧化物，它不溶于酸溶液 ×
(SiO_2 能溶于氢氟酸)
10. 铁屑溶于过量盐酸，再加入氯水或溴水或碘水或硝酸锌，皆会产生 Fe^{3+} ×
(加入碘水会得到 FeI_2 ，因为 Fe^{3+} 的氧化性虽然不如 Cl_2 ， Br_2 ，但是强于 I_2 ，在溶液中 FeI_3 是不存在的，共有 3mol 电子发生转移)
11. 常温下，浓硝酸可以用铝罐贮存，说明铝与浓硝酸不反应 ×
(钝化是化学性质，实质上是生成了致密的 Al_2O_3 氧化膜保护着铝罐)
12. NaAlO_2 、 Na_2SiO_3 、 Na_2CO_3 、 $\text{Ca}(\text{ClO})_2$ 、 NaOH 、 $\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COONa}$ 、 $\text{C}_6\text{H}_5\text{ONa}$ 等饱和溶液中通入 CO_2 出现白色沉淀，继续通入 CO_2 至过量，白色沉淀仍不消失 ×
($\text{Ca}(\text{ClO})_2$ 中继续通入 CO_2 至过量，白色沉淀消失，最后得到的是 $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$)
13. 单质的还原性越弱，则其阳离子的氧化性越强 ×
(比如 Cu 的还原性弱于铁的，而 Cu^{2+} 的氧化性同样弱于 Fe^{3+})
14. 某澄清溶液由 NH_4Cl 、 AgNO_3 、 NaOH 三种物质混合而成，若加入足量硝酸必产生白色沉淀 √
(NH_4Cl 、 AgNO_3 、 NaOH 混合后发生反应生成 $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$ 加入足量硝酸后生成 AgCl 和 NH_4NO_3)
15. 为了充分利用原料，硫酸工业中的尾气必须经净化、回收处理 ×
(是为了防止大气污染)
16. 在次氯酸钠溶液中通入少量二氧化硫可得亚硫酸钠与次氯酸 ×
(次氯酸可以氧化亚硫酸钠，会得到 NaCl 和 H_2SO_4)
17. 硫化钠既不能与烧碱溶液反应，也不能与氢硫酸反应？ ×
(硫化钠可以和氢硫酸反应： $\text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{S} = 2\text{NaHS}$)
18. 在含有较高浓度的 Fe^{3+} 的溶液中， SCN^- 、 I^- 、 AlO_2^- 、 S_2^{2-} 、 CO_3^{2-} 、 HCO_3^- 等不能大量共存？ √
(Fe^{3+} 可以于 SCN^- 配合，与 I^- 和 S^{2-} 发生氧化还原反应，与 CO_3^{2-} 、 HCO_3^- 和 AlO_2^- 发生双水解反应)
19. 在 FeBr_2 溶液中通入一定量 Cl_2 可得 FeBr_3 、 FeCl_2 、 Br_2 ×
(Fe^{2+} 和 Br_2 不共存)
20. H_2S 、 HI 、 FeCl_2 、浓 H_2SO_4 、 Na_2SO_3 、苯酚等溶液在空气中久置因发生氧化还原反应而变质 ×

(H_2SO_4 是因为吸水且放出 SO_3 而变质)

第二节 “基本概念基础理论” 知识模块

1. 与水反应可生成酸的氧化物都是酸性氧化物 ×
(是“只生成酸的氧化物”才能定义为酸性氧化物)
2. 用 1L 1mol/L FeCl_3 溶液完全水解制胶体, 生成 N_A 个胶体微粒 ×
(远远小于 N_A 个, 胶体中的一个胶粒是由许多个离子构成的)
3. 在 HF 、 PCl_3 、 P_4 、 CO_2 、 SF_6 等分子中, 所有原子都满足最外层 8e-结构 ×
(HF 和 SF_6 都不满足)
4. 最外层电子数较少的金属元素, 一定比最外层电子数较它多的金属元素活泼性强 ×
(比如 Ag 和 Ca)
5. 既能与酸反应又能与碱反应的物质是两性氧化物或两性氢氧化物 ×
(如 SiO_2 能同时与 HF/NaOH 反应, 但它是酸性氧化物)
6. 电解硫酸铜溶液或硝酸银溶液后, 溶液的酸性必定增强 ×
(如果以 Cu 做阳极电解酸性就会减弱)
7. 氯化钠晶体中, 每个钠离子周围距离最近且相等的钠离子有 6 个 ×
(有 12 个)
8. 盐和碱反应一定生成新盐和新碱; 酸和碱反应一定只生成盐和水 ×
(比如 $10\text{HNO}_3 + 3\text{Fe}(\text{OH})_2 = 3\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{NO} \uparrow + 8\text{H}_2\text{O}$)
9. $\text{pH}=2$ 和 $\text{pH}=4$ 的两种酸混合, 其混合后溶液的 pH 值一定在 2 与 4 之间 ×
(比如 $2\text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_3 = 3\text{S} \downarrow + 3\text{H}_2\text{O}$)
10. 强电解质在离子方程式中要写成离子的形式 ×
(难溶于水的强电解质和 H_2SO_4 要写成分子)
11. 电离出阳离子只有 H^+ 的化合物一定能使紫色石蕊变红 ×
(比如水)
12. 甲酸电离方程式为: $\text{HCOOH} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{COOH}^-$ ×
(首先电离可逆, 其次甲酸根离子应为 HCOO^-)
13. 离子晶体都是离子化合物, 分子晶体都是共价化合物 ×
(分子晶体许多是单质)
14. 构成分子晶体的微粒中一定含有共价键 ×
(稀有气体在固态时以单原子分子晶体形式存在)
15. 胶体能产生电泳现象, 故胶体不带有电荷 ×
(胶体带有电荷)
16. 同一主族元素的单质的熔沸点从上到下不一定升高, 但其氢化物的熔沸点一定升高 ×
(其氢化物的熔沸点也不一定升高, 考虑氢键)
17. 强电解质的饱和溶液与弱电解质的浓溶液的导电性都比较强 ×
(强电解质溶解度小的的饱和溶液、与弱电解质的浓溶液由于电离不完全导电性都较弱, 比如 BaSO_4 的饱和溶液)
18. 1mol OH^- 在电解过程中完全放电时电路中通过了 N_A 个电子 ✓
($4\text{OH}^- - 4\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 \uparrow$)
19. 将 N_A 个 NO_2 气体分子处于标准状况下, 其体积约为 22.4L ×
(NO_2 会部分双聚为 N_2O_4)
20. 常温常压下, 32g 氧气中含有 N_A 个氧气分子; 60g SiO_2 中含有 N_A 分子、 $3N_A$ 个原子 ×
(SiO_2 中没有分子)

第三节 “有机化学”知识模块

1. 甲醛加聚生成聚甲醛，乙二醇消去生成环氧乙醚，甲基丙烯酸甲酯缩聚生成有机玻璃 ×
(乙二醇取代生成环氧乙醚，甲基丙烯酸甲酯加聚生成有机玻璃)
2. 甲醛、乙醛、甲酸、甲酸酯、甲酸盐、葡萄糖、果糖、麦芽糖、蔗糖都能发生银镜反应 ×
(蔗糖不是还原性糖, 不发生银镜反应)
3. 乙炔、聚乙炔、乙烯、聚乙烯、甲苯、乙醛、甲酸、乙酸都能使 $\text{KMnO}_4(\text{H}^+)(\text{aq})$ 褪色 ×
(聚乙烯、乙酸不能使酸性高锰酸钾溶液褪色。)
4. 常温下, $\text{pH}=11$ 的溶液中水电离产生的 $c(\text{H}^+)$ 是纯水电离产生的 $c(\text{H}^+)$ 的 10^4 倍 ×
(应该是 10^{-4})
5. 甲烷与氯气在紫外线照射下的反应产物有 4 种 ×
(加上 HCl 共 5 种)
6. 醇类在一定条件下均能氧化生成醛, 醛类在一定条件下均能氧化生成羧酸 ×
(醇类在一定条件下不一定能氧化生成醛, 但醛类在一定条件下均能氧化生成羧酸)
7. CH_4O 与 $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$ 在浓硫酸作用下脱水, 最多可得到 7 种有机产物 √
(6 种醚一种烯)
8. 最简式为 CH_2O 的有机物: 甲酸甲酯、麦芽糖、纤维素 ×
(麦芽糖和纤维素都不符合)
9. 分子式 $\text{C}_8\text{H}_{16}\text{O}_2$ 的有机物 X, 水解生成两种不含支链的直链产物, 则符合题意的 X 有 7 种 √
(酸+醇的碳数等于酯的碳数)
10. 等质量甲烷、乙烯、乙炔充分燃烧时, 所耗用的氧气的量由多到少 √
(同质量的烃类, H 的比例越大燃烧耗氧越多)
11. 利用硝酸发生硝化反应的性质, 可制得硝基苯、硝化甘油、硝酸纤维 ×
(硝化甘油和硝酸纤维是用酯化反应制得的)
12. 聚四氟乙烯的化学稳定性较好, 其单体是不饱和烃, 性质比较活泼 ×
(单体是四氟乙烯, 不饱和)
13. 酯的水解产物只可能是酸和醇; 四苯甲烷的一硝基取代物有 3 种 ×
(酯的水解产物也可能是酸和酚)
14. 甲酸脱水可得 CO, CO 在一定条件下与 NaOH 反应得 HCOONa , 故 CO 是甲酸的酸酐 ×
(甲酸的酸酐为 HCOCOOH)
15. 应用取代、加成、还原、氧化等反应类型均可能在有机物分子中引入羟基 √
(取代(卤代烃), 加成(烯烃), 还原(醛基), 氧化(醛基到酸也是引入 $-\text{OH}$))
16. 常温下, 乙醇、乙二醇、丙三醇、苯酚都能以任意比例与水互溶 ×
(苯酚常温难溶于水)
17. 苯中混有己烯, 可在加入适量溴水后分液除去 ×
(苯和 1, 2-二溴乙烷可以互溶)
18. 由 2-丙醇与溴化钠、硫酸混合加热, 可制得丙烯 ×
(会得到 2-溴丙烷)
19. 应用干馏方法可将煤焦油中的苯等芳香族化合物分离出来 ×
(应当是分馏)
20. 裂化汽油、裂解气、活性炭、粗氨水、石炭酸、 CCl_4 、焦炉气等都能使溴水褪色 √
(裂化汽油、裂解气、焦炉气(加成) 活性炭(吸附)、粗氨水(碱反应)、石炭酸(取代)、 CCl_4 (萃取))

第四节 “化学实验”知识模块

1. 银氨溶液、氢氧化铜悬浊液、氢硫酸等试剂不宜长期存放, 应现配现用 √

- (银氨溶液久制易生成 Ag_3N 极为易爆)
- 实验室制取氧气完毕后, 应先取出集气瓶, 再取出导管, 后停止加热 ✓
 - 饱和纯碱溶液可除去乙酸乙酯中的乙酸; 渗析法分离油脂皂化所得的混合液 ×
(应当盐析)
 - 用标准盐酸滴定未知 NaOH 溶液时, 所用锥形瓶不能用未知 NaOH 溶液润洗 ✓
 - 为防止挥发, 浓氨水、氢氟酸、漂白粉、液溴、汽油、乙酸乙酯等均需密封保存 ×
(漂白粉不易挥发但易变质, 所以需要密封保存)
 - 浓 H_2SO_4 沾到皮肤上, 应立即用水冲洗, 再用干燥布擦净, 最后涂上 NaHCO_3 溶液 ×
(先用干燥布擦净, 再用水冲洗, 最后涂上 NaHCO_3 溶液)
 - 所谓硅胶, 即硅酸胶体。硅胶变色为物理变化 ×
(硅胶为 $n\text{SiO}_2 \cdot m\text{H}_2\text{O}$, 硅胶变色是化学变化, 由于其中 CoCl_2 的水合分子量不同而颜色不同)
[$\text{CoCl}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ (蓝色) $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ (红色)]
 - 准确量取 25.00mL 的 KMnO_4 溶液, 可用 50mL 碱式滴定管 ×
(应用酸式滴定管)
 - 试管、蒸发皿、坩埚、锥形瓶等仪器均可直接在酒精灯火焰上加热 ×
(锥形瓶应当隔石棉网微热)
 - 蒸馏时, 应使温度计水银球靠近蒸馏烧瓶支管口。分析下列实验温度计水银球位置。(测定溶解度、制乙烯、硝基苯、苯磺酸、酚醛树脂、乙酸乙酯制备与水解、糖水解) 测定溶解度(试管水)、制乙烯(反应液)、硝基苯(水浴)、苯磺酸(水浴)、酚醛树脂(沸水浴)、乙酸乙酯制备(直接加热)、水解(水浴)、糖水解(水浴)
 - 除去蛋白质溶液中的可溶性盐可通过盐析的方法 ×
(应该使用渗析)
 - 配制硫酸亚铁溶液所用的蒸馏水应预先煮沸, 以除去溶解在水中的氧气 ✓
 - 试管中注入某无色溶液密封, 加热试管, 溶液变红色, 冷却后又变无色。确定溶液成分应为 SO_4^{2-} 品红溶液 ✓
 - 只用一种试剂可以鉴别甲苯、氯仿、己烯、酒精、苯酚水溶液、纯碱溶液 ✓
(浓溴水)
 - 氢氧化钠溶液滴定醋酸时, 通常选择甲基橙作指示剂, 终点颜色由橙变黄 ×
(通常选择酚酞作指示剂)

第五节 综合易错点

- 氢离子的氧化性属于酸的通性, 即任何可溶性酸均有氧化性。
- 不是所有的物质都有化学键结合。如: 稀有气体。
- 实验中胶头滴管要伸入液面下的有: 制取 $\text{Fe}(\text{OH})_2$,
温度计要伸入液面下的有: 乙醇的催化氧化, 以乙醇制取乙烯.
不能伸到液面下的有: 石油的分馏.
- 一般情况下, 酸与酸, 碱与碱之间不发生反应, 但也有例外, 如: 氧化性酸和还原性酸 ($\text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{S}$), $\text{AgOH} + \text{NH}_4\text{OH}$ 等。
- 相同条件下通常碳酸盐的溶解度小于相应的碳酸氢盐溶解度; 但也有例外, 如: $\text{Na}_2\text{CO}_3 > \text{NaHCO}_3$, 另外, $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{HCl}$ 为放热反应; $\text{NaHCO}_3 + \text{HCl}$ 为吸热反应
- 常见气体溶解度大小: $\text{NH}_3 > \text{HCl} > \text{SO}_2 > \text{H}_2\text{S} > \text{Cl}_2 > \text{CO}_2$
- 相对分子质量相近且等电子数, 分子的极性越强, 熔点沸点越高。如: $\text{CO} > \text{N}_2$
- 有单质参加或生成的反应不一定为氧化还原反应。如: 氧气与臭氧的转化。
- 氟元素既有氧化性也有还原性。 F^- 是 F 元素能失去电子具有还原性。

10. 羧酸和碱不一定发生中和反应. 如: $HCOOH + Cu(OH)_2 \xrightarrow{\text{加热}} \neq$
11. 全部由非金属元素组成的物质可以使离子化合物。如: NH_4Cl 。
12. 有机物可以是难溶解于有机物, 而易溶解于水。如: 苯磺酸。
13. 硅烷(SiH_4)中的H是-1价, CH_4 中的H显+1价。Si的电负性比H小。
14. 金属从盐溶液中置换出单质, 这个单质可以是金属, 也可以是非金属。
如: $Fe + CuSO_4 = Cu$ (沉淀) + $FeSO_4$, $Fe + KHSO_4 = FeSO_4 + K_2SO_4 + H_2$ (气体)
15. 金属氧化物不一定为碱性氧化物, 如锰的氧化物;
非金属氧化物不一定为酸性氧化物, 如NO等。
16. Cl_2, SO_2, Na_2O_2 都有漂白作用, 但与石蕊反应现象不同: SO_2 使溶液变红, Cl_2 则先红后褪色, Na_2O_2 则先蓝后褪色。
17. 条件相同时, 物质的沸点不一定高于熔点。如: 乙炔。
18. 发烟硝酸和发烟硫酸的“发烟”原理是不相同的: 发烟硝酸发出的“烟”是 HNO_3 与水蒸气形成的酸雾; 发烟硫酸的“烟”是 SO_3
19. 镁和强酸的铵盐溶液反应得到氨气和氢气。
20. 在金属铝的冶炼中, 冰晶石起溶剂作用, 要不断补充碳块和氯化铝。
21. 判断酸碱性强弱的经验公式:
 $m = A(\text{主族}) + x(\text{化合价}) - n(\text{周期数})$
m 越大, 酸性越强; m 越小, 碱性越强:
m > 7 强酸, m = 7 中强酸, m = 4~6 弱酸, m = 2~3 两性, m = 1 弱酸, m = 0 中强碱, m < 0 强碱
22. 铅的稳定价态是+2价, 其他碳族元素为+4价, 铅的金属活动性比锡弱。(反常)
23. 钻石不是最坚硬的物质, C_3N_4 的硬度比钻石还大。
24. 在相同的条件下, 同一弱电解质, 溶液越稀, 电离度越大, 溶液中离子浓度未必增大, 溶液的导电性未必增大。
25. 浓稀的硝酸都具有氧化性, 但 NO_3^- 不一定有氧化性。如: $Fe(\text{过量}) + 2Fe(NO_3)_3 = 3Fe(NO_3)_2$
26. 纯白磷是无色透明晶体, 遇光逐渐变为黄色(白磷也叫黄磷)。
27. 非金属氧化物不一定为酸酐。如: NO_2
28. 少数的盐是弱电解质。如: $Pb(AC)_2, HgCl_2$
29. 弱酸可以制备强酸。如: $H_2S + Cu(NO_3)_2$
30. 能和碱反应生成盐的不一定为酸酐。如: $CO + NaOH (=HCOONa)$ (高温, 高压)
31. 硅的反常性质
硅在常温下很稳定, 但自然界中没有游离态的硅而只有化合态, 原因是硅以化合态存在更稳定。一般只有氢前面活泼金属才能置换酸或水中的氢。而非金属硅却与强碱溶液反应产生 H_2 。原因是硅表现出一定的金属性, 在碱作用下还原水电离的 H^+ 而生成 H_2 。
32. 铁、铝与浓硫酸、浓硝酸发生钝化: 常温下, 铁、铝分别与稀硫酸和稀硝酸反应, 而浓硫酸或浓硝酸却能使铁铝钝化, 原因是浓硫酸、浓硝酸具有强氧化性, 使它们表面生成了一层致密的氧化膜。
33. 酸可与酸反应: 一般情况下, 酸不与酸反应, 但氧化性酸与还原性酸能反应。例如: 硝酸、浓硫酸可与氢碘酸、氢溴酸及氢硫酸等反应。
34. 物质的物理性质反常
(1) 物质熔点反常
VA 主族的元素中, 从上至下, 单质的熔点有升高的趋势, 但铋的熔点比锑低;
IVA 主族的元素中, 锡铅的熔点反常;
过渡元素金属单质通常熔点较高, 而 Hg 在常温下是液态, 是所有金属中熔点最低的。
- (2) 沸点反常
常见的沸点反常有如下两种情况:
① IVA 主族元素中, 硅、锗沸点反常; VA 主族元素中, 锑、铋沸点反常。

②氢化物沸点反常，对于结构相似，相对分子质量越大，沸点越高，但在同系列氢化物中 HF、H₂O、NH₃ 沸点反常，原因是它们易形成氢键。

(3) 密度反常

碱金属单质从上至下密度有增大的趋势，但钠钾反常；碳族元素单质中，金刚石和晶体硅密度反常。

(4) 导电性反常

一般非金属导电性差，但石墨是良导体，C₆₀ 可做超导材料。

35. 化学实验中反常规情况

使用指示剂时，应将指示剂配成溶液，但使用 pH 试纸则不能用水润湿，因为润湿过程会稀释溶液，影响溶液 pH 值的测定。胶头滴管操作应将它垂直于试管口上方 1~2cm 处，否则容易弄脏滴管而污染试剂。但向溶液中滴加溶液时，应将滴管伸入液面以下，防止带入而使生成的氧化成。使用温度计时，温度计一般应插入液面以下，但蒸馏时，温度计不插入液面下而应在支管口附近，以便测量馏分温度。

第六节 关于 N_A 的问题汇总

- 1、常温常压下，22.4L O₂ 所含的原子数为 2N_A (错，<2N_A)
- 2、过量的 Fe 粉加入稀硝酸中，当溶解 5.6g 时转移的电子数为 0.3N_A (错，0.2N_A)
- 3、常温常压下，1 摩尔氦气所含原子数为 N_A (对)
- 4、2.9g 2CaSO₄ · H₂O 含有的结晶水分子数为 0.02N_A (错，0.01N_A)
- 5、2mol SO₂ 和 1mol O₂ 混合，在密闭容器中一定条件下反应，充分反应后容器中的分子数大于 2N_A (对)
- 6、标准状况下，2.24L Cl₂ 完全溶于水转移电子数为 0.1N_A (错，溶于水不等于与水反应)
- 7、标准状况下，22.4L HF 所含分子数为 N_A (标准状况下 HF 是液体)
- 8、标准状况下，2.24L Cl₂ 与氢氧化钠完全反应转移电子 0.2N_A (错，0.1N_A)
- 9、2 NO₂ 和 44g N₂O₄ 的混合气体所含原子数为 3N_A (对)
- 10、标准状况下，1L 辛烷完全燃烧生成 CO₂ 8 L (错，标准状况下辛烷是液体)
- 11、1mol CH₃⁺ 所含的电子数为 8N_A (对)
- 12、2.4g Mg 无论与 O₂ 还是 N₂ 完全反应，转移电子都是 0.2N_A (对)
- 13、5.6g Fe 与 Cl₂ 完全反应，转移电子 0.2N_A (错，0.3N_A)
- 14、6.4g Cu 与 S 完全反应，转移电子 0.2N_A (错，0.1N_A)
- 15、3.1g 白磷中含 P-P 键 0.15N_A (对)
- 16、1mol 白磷分子中含有 P-P 键为 1.5N_A (错，6N_A)
- 17、12g 金刚石中含 C-C 键 4N_A (错，2N_A)
- 18、12g 石墨中含 C-C 键 1.5N_A (对)
- 19、28 g 乙烯、丙烯的混合物中含有 6 N_A 对共用电子对 (对)
- 20、1mol C₁₇H₃₆ 含有共价键总数为 52N_A (对)
- 21、6.0g SiO₂ 晶体中含有 0.2N_A 个 Si-O 键， (错，0.4N_A)
- 22、1mol/L CH₃COOH 溶液中，所含 CH₃COO⁻ 小于 N_A (错，无体积不能确定)
- 23、1L 1mol/L CH₃COOH 溶液中，所含 CH₃COO⁻ CH₃COOH 的总数为 N_A (对)
- 24、10g 46% 的乙醇水溶液中所含 H 原子数为 0.6N_A (错，还要考虑水，应为 1.2N_A)
- 25、1L 1mol/L 饱和 FeCl₃ 溶液滴入沸水中完全水解生成 Fe(OH)₃ 胶粒 N_A 个 (错，<N_A)

解题策略:

要正确解答本类题目，首先要认真审题。审题是“审”而不是“看”，审题过程中要注意分析题目中概念的层次，要特别注意试题中一些关键性的字、词，要边阅读边思索，逐字推敲。

其次要留心“陷阱”，对常见的一些陷阱要千万警惕。考生要在认真审题的基础上利用自己掌握的概念仔细分析、比较、作出正确解答。

笔记九 熟记化学中的这些“不一定”笔记

1. 原子核不一定都是由质子和中子构成的。如氢的同位素 (${}^1\text{H}$) 中只有一个质子。
2. 酸性氧化物不一定是非金属氧化物。如 Mn_2O_7 是 HMnO_4 的酸酐, 是金属氧化物。
3. 非金属氧化物不一定是酸性氧化物。如 CO 、 NO 等都不能与碱反应, 是不成盐氧化物。
4. 活泼金属与活泼非金属的化合物不一定是离子化合物。如, AlCl_3 是共价化合物。
5. 与水反应生成酸的氧化物不一定是酸酐, 与水反应生成碱的氧化物不一定是碱性氧化物。如 NO_2 能与水反应生成酸—硝酸, 但不是硝酸的酸酐, 硝酸的酸酐是 N_2O_5 , Na_2O_2 能与水反应生成碱— NaOH , 但它不属于碱性氧化物, 是过氧化物。
6. 分子晶体中不一定含有共价键。如稀有气体在固态时均为分子晶体, 不含共价键。
7. 金属阳离子被还原不一定得到金属单质。如 Fe^{3+} 可被还原为 Fe^{2+} 。
8. 晶体中含有阳离子不一定含有阴离子。如金属晶体中含有金属阳离子和自由电子, 而无阴离子。
9. 盐跟酸反应不一定生成新盐新酸。一般情况下可以, 但也有例外, 如: $2\text{KMnO}_4 + 16\text{HCl} = 2\text{KCl} + 2\text{MnCl}_2 + 5\text{Cl}_2 \uparrow + 8\text{H}_2\text{O}$
10. 强电解质溶液的导电性不一定比弱电解质溶液的导电性强。如 AgCl 为强电解质, 尽管它在水中的溶解度很小, 而溶于水中的 AgCl 则完全电离。醋酸是较弱的酸, 在水中是部分电离, 1mol 的 AgCl 与 1mol 的醋酸分别溶于 1L 水中, 氯化钡的导电性比醋酸差, 因其中自由移动的离子少(可以通过计算来验证)。
11. 酸式盐与碱反应, 不一定都生成盐和水。如用石灰软化暂时硬水时, 则发生下列反应: $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2 + 2\text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{Mg}(\text{OH})_2 \downarrow + 2\text{CaCO}_3 \downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$
12. 酸不稳定, 其对应的盐不一定不稳定。如碳酸不稳定, 碱金属的碳酸盐却是稳定的。
13. 化学性质相似的物质不一定是同系物。如乙烯、乙炔都可以使酸性高锰酸钾溶液褪色, 但不是同系物。
14. 能发生银镜反应的有机物不一定含有醛基。如果糖能发生银镜反应, 而它是多羟基酮, 不含醛基。
15. 能发生银镜反应的物质不一定是醛。如葡萄糖、甲酸可以发生银镜反应, 但它们却不是醛。
16. 某元素由化合态变为游离态时, 该元素不一定被还原如 $2\text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_2 \uparrow + \text{O}_2 \uparrow$ 氢元素被还原而氧元素被氧化。
17. 强氧化物与强还原剂不一定能发生氧化还原反应。如浓硫酸是常见的强氧化剂, 氢气是常见的还原剂, 但可用浓硫酸干燥氢气, 因二者不发生反应。
18. 放热反应在常温下不一定很容易发生, 吸热反应在常温下不一定不能发生。如碳与氧气的反应为放热反应, 但须点燃; $\text{Ba}(\text{OH})_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$ 与 NH_4Cl 反应为吸热反应, 但在常温下很容易发生。
19. 金属与盐溶液的反应不一定发生的是置换反应。如铁跟三氯化铁溶液, 铜跟三氯化铁溶液的反应为: $2\text{FeCl}_3 + \text{Fe} = 3\text{FeCl}_2$, $\text{Cu} + 2\text{FeCl}_3 = \text{CuCl}_2 + 2\text{FeCl}_2$
20. 盐与盐溶液之间发生的化学反应不一定要全溶。一般情况下, 盐与盐的溶液间的反应都要全溶, 但有的情况例外, 如反应物是微溶的硫酸钙可以转化为难溶的碳酸钙。
21. 不能在强酸性溶液中大量存在的离子, 不一定能在强碱性溶液中大量存在。如 HCO_3^- 、 HS^- 等离子既不能在强酸性溶液中大量存在, 也不能在强碱性溶液中大量存在。
22. 组成和结构相似的物质, 相对分子质量越大, 熔沸点不一定越高。一般情况下该结论是正确的, 但因 H_2O 、 HF 、 NH_3 等分子间能形成氢键, 熔沸点均比同主族元素的氢化物高。
23. 既能与酸反应又能与碱反应的物质不一定是两性氧化物或两性氢氧化物。如 NaHCO_3 、 $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ 既能与酸反应又能与碱反应, 但它们既不是两性氧化物也不是两性氢氧化物。
24. 只含有极性键的分子不一定是极性分子。如 CCl_4 、 CO_2 等都是含有极性键的非极性分子。
25. 铁与强氧化性酸反应不一定生成三价铁的化合物。铁与浓硫酸、硝酸等反应, 若铁过量则生成亚铁离子。
26. 具有金属光泽并能导电的单质不一定是金属。如石墨、硅都具有金属光泽, 它们属于非金属单质。
27. 金属性强的元素形成相应的碱的碱性不一定强。如, 铝的金属性比铁强, 而 $\text{Al}(\text{OH})_3$ 显两性, $\text{Fe}(\text{OH})_3$ 显碱性。
28. 浓溶液不一定是饱和溶液, 饱和溶液不一定是浓溶液。如 KNO_3 的浓溶液不一定是饱和溶液, 因 KNO_3 的溶解度较大; $\text{Ca}(\text{OH})_2$ 的饱和溶液浓度很小, 因 $\text{Ca}(\text{OH})_2$ 微溶于水。
29. 强电解质溶液的导电能力不一定强。导电性的强弱与溶液中自由离子的浓度大小有关, 如果某电解质溶

液的浓度很小，那么它的导电性可以很弱，而某弱电解质虽然电离程度小，但如果离子浓度大时，该溶液的导电能力也可以较强。

30. 弱电解质被稀释时，离子浓度不一定减小。如冰醋酸在稀释时， H^+ 、 CH_3COO^- 浓度先逐渐增大而后减小。

31. 盐和碱反应不一定生成新盐和新碱。在一般情况下，盐和碱反应生成新盐新碱是对的，但在个别情况下，就会出现例外，如： $CH_3COONa+NaOH=Na_2CO_3+CH_4\uparrow$ $NaHSO_4+NaOH=Na_2SO_4+H_2O$ $NaHCO_3+NaOH=Na_2CO_3+H_2O$

32. 电离时只能电离出唯一的阳离子 H^+ 的化合物不一定能使指示剂变色。如水、苯酚都符合上述要求，但它们都不能使指示剂变色。

33. 同周期的主族元素从左到右金属性一定减弱，非金属性一定增强，但第一周期不符合上述规律。

34. 卤族元素与强碱溶液反应的方程式不一定是： $X_2+2OH^-=X^-+XO^-+H_2O$ 即活泼的非金属元素与强碱反应不一定生成无氧盐、低价态的含氧酸盐和水。如 F_2 与强碱溶液反应方程式例外。

35. AgX 见光不一定分解，有感光性。如 AgI 稳定，见光不分解。

36. 卤化银不一定不溶于水也不溶于稀酸 HNO_3 。如 AgF 溶于水。

37. 卤族元素在化合物中不一定既能是负价也能显正价。如 F 在化合物中只能显负价，不显正价。

38. 盐与碱发生复分解反应不一定生成新盐和新碱。酸式盐与碱反应一般生成正盐和水。如： $Ca(HCO_3)_2+Ca(OH)_2=2CaCO_3\downarrow+2H_2O$

39. 氢卤酸不一定不与硅或二氧化硅反应。如氢氟酸却能和硅或二氧化硅反应。

40. 卤素单质和铁反应的生成物不一定是 FeX_3 。如 I_2 与铁反应只生成 FeI_2 。

41. 强酸一般制弱酸，弱酸不一定不能制出强酸。在一般情况下，弱酸不能制强酸，但在特别情况下，弱酸可以制出强酸。如： $H_2S+CuSO_4=CuS\downarrow+H_2SO_4$

42. 非金属氧化物不一定是酸性氧化物。如 CO 、 NO 是非金属氧化物，但它们不是酸性氧化物。

43. 酸酐不一定是非金属氧化物。如 Mn_2O_7 是 $HMnO_4$ 的酸酐，但它是金属氧化物。

44. 两种盐溶液间的反应不一定生成两种新盐。在一般情况下，两种盐溶液间的反应生成两种新盐是对的，但是一定生成两种新盐，就不对了。如向硫酸铝溶液中滴加硫化钠溶液，实际上硫化铝发生水解，反应如下： $2Al^{3+}+3S^{2-}+6H_2O=2Al(OH)_3\downarrow+3H_2S\uparrow$

45. 无机物间的反应不一定属于四种基本反应类型中的一类，即化合多变一，分解一变多，置换单对单，复分解两对换。如 $CO_2+NaOH=Na_2CO_3+H_2O$ 该反应就不属四种基本反应类型中的任何一类反应。

46. 酸性氧化物之间不一定不发生反应。如如果其中一种具有较强的氧化性，另一种具有较强的还原性，则可以发生氧化还原反应，如： $SO_2+NO_2=SO_3+NO$

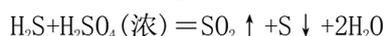
47. 饱和溶液升高温度后不一定是饱和溶液。如 $Ca(OH)_2$ 的饱和溶液升高温度后仍然为饱和溶液。

48. 饱和溶液降低温度后不一定还是饱和溶液。大部分物质的饱和溶液降低温度后，一定还是饱和溶液，而个别物质，其溶解度随着温度的降低而增大者就不是这样。如， $Ca(OH)_2$ 的饱和溶液，其降低温度因溶解度增大而使溶液成为饱和溶液。

49. 在电化腐蚀时，活动性较强的金属不一定先遭受到腐蚀。如铝铁合金，往往是铁先遭受到腐蚀，这是因为铝表面有 Al_2O_3 薄膜起了保护作用的结果。

50. 排在金属活动性顺序表氢前面的金属一定能从酸中置换出氢是指稀酸和非氧化性的酸，否则不能置换出氢，如 Mg 与 HNO_3 或浓 H_2SO_4 反应都不放出氢气，因为氢很快被氧化成水。冷的浓硫酸或浓 HNO_3 能使铁、铝钝化。

51. 酸与酸不一定不发生反应。强氧化性的酸(如浓 H_2SO_4)与强还原性的酸(如氢硫酸)可以发生氧化还原反应：



52. 一般来说，酸性氧化物与酸不一定不能发生反应。具有氧化性的酸性氧化物与具有还原性的酸则可以发生氧化还原反应： $2H_2S+SO_2=3S\downarrow+2H_2O$

53. $H^++OH^-=H_2O$ 不一定表示强酸与强碱的离子方程式。如有的酸式盐和强碱反应的离子方程式，也可以写成： $H^++OH^-=H_2O$ 例 $NaHSO_4+NaOH=Na_2SO_4+H_2O$ 的反应

54. 酸和碱发生中和反应不一定生成盐和水，如下列反应不完全合乎这条规律：



55. 使用胶头滴管或移液管时，一般滴管一定不应伸入试管内，更不准接触容器或试管内壁但不绝对，若制 $Fe(OH)_2$ 白色沉淀时，要把滴管伸入试管内，以防被空气中的 O_2 氧化成 $Fe(OH)_3$ 红褐色物质。

笔记十 化学反应速率和化学平衡笔记

【化学反应速率】

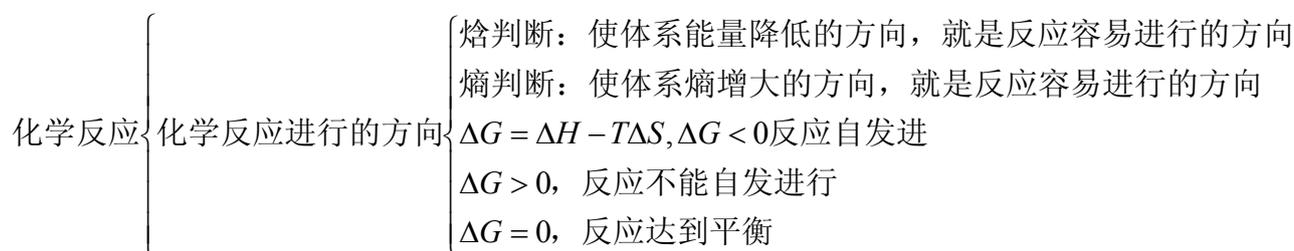
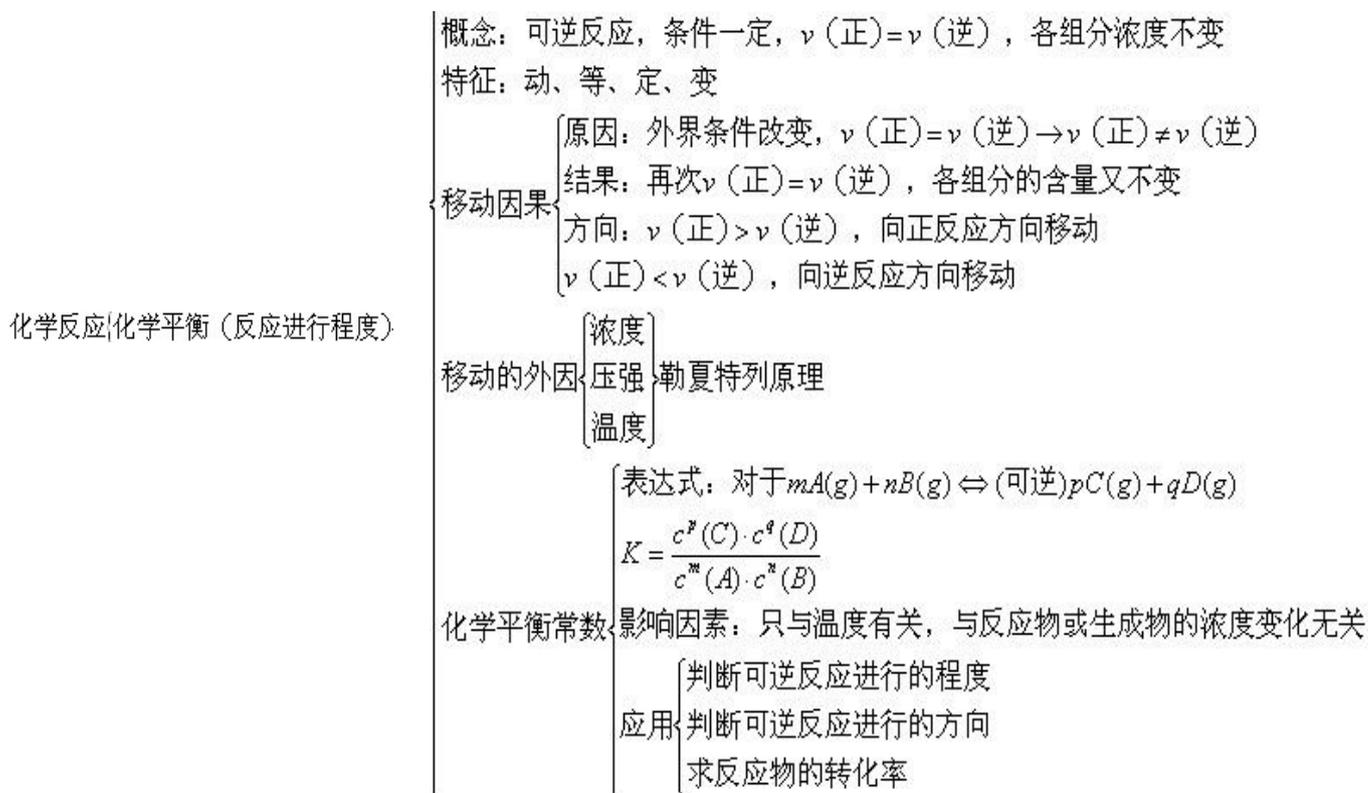
1、概念：化学反应速率通常用单位时间内反应物浓度的减少或生成物浓度的增加来表示。

化学反应速率可以用单位时间内化学反应特有的现象（如生成沉淀、气体、颜色变化等）出现的快慢来定性表示。

2、数学表达式： $v = \frac{\Delta c}{\Delta t}$ （其中 Δc 表示某物质浓度的变化量（为正值），若是反应物，表示其浓度的减少（取正值），若是生成物，表示其浓度的增加。常用单位： $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ 。 Δt 为时间的变化。常用单位： s 、 min 、 h 。

3、常用单位：化学反应速率的常用单位是： $\text{mol} \cdot (\text{L} \cdot \text{s})^{-1}$ 、 $\text{mol} \cdot (\text{L} \cdot \text{min})^{-1}$ 等。

【知识网络】



注意事项：

(1) 在整个反应过程中，反应不是以同样的速率进行的，因此，化学反应速率是平均速率，而不是瞬时速率。

(2) 对于同一化学反应，用不同物质来表示化学反应速率时，数值可能不相同。但这些不同的数值表示的

都是同一反应速率。因此，表示化学反应速率时，必须指明用哪种物质表示，在 v 的后面将该物质的化学式用小括号括起来。

(3) 在化学反应中，用不同物质表示的化学反应速率比等于各物质化学计量数比，等于变化的物质的量比或物质的量浓度比。即：对于反应 $mA+nB=pC+qD$ 有 $v_A : v_B : v_C : v_D = m : n : p : q$

(4) 一般不用纯液体或固体来表示化学反应速率。

(5) 化学反应速率不取负值而只取正值。

有效碰撞： 化学反应发生的先决条件是反应物分子(或离子)之间要相互接触并发生碰撞，但并不是反应物分子(或离子)间的每一次碰撞都能发生化学反应。能够发生化学反应的一类碰撞叫做有效碰撞。

活化分子： 能量较高的、能够发生有效碰撞的分子叫做活化分子。

说明： ①活化分子不一定能够发生有效碰撞，活化分子在碰撞时必须要有合适的取向才能发生有效碰撞。

②活化分子在反应物分子中所占的百分数叫做活化分子百分数。当温度一定时，对某一反应而言，活化分子百分数是一定的。活化分子百分数越大，活化分子数越多，有效碰撞次数越多。

【重点知识梳理】

第一节 物质状态和浓度对反应速率的影响

1. 对于有固体参加的化学反应而言，由于在一定条件下，固体的浓度是固定的，所以固体物质在化学反应中浓度不改变，因此在表示化学反应速率时，不能用固体物质。但因为固体物质的反应是在其表面进行的，故与其表面积有关，当固体颗粒变小时，会增大表面积，加快反应速率。

2. 对于有气体参加的反应而言，改变压强，对化学反应速率产生影响的根本原因是引起浓度改变所致。所以，在讨论压强对反应速率的影响时，应区分引起压强改变的原因，这种改变对反应体系的浓度产生何种影响，由此判断出对反应速率产生何种影响。

对于气体反应体系，有以下几种情况：

(1) 恒温时：

增加压强 $\xrightarrow{\text{引起}}$ 体积缩小 $\xrightarrow{\text{引起}}$ 浓度增大 $\xrightarrow{\text{引起}}$ 反应速率加快。

(2) 恒容时：①充入气体反应物 $\xrightarrow{\text{引起}}$ 浓度增大 $\xrightarrow{\text{引起}}$ 总压增大 $\xrightarrow{\text{引起}}$ 速率加快

②充入“惰气” $\xrightarrow{\text{引起}}$ 总压增大，但各分压不变，即各物质的浓度不变，反应速率不变。

(3) 恒压时：

充入：“惰气” $\xrightarrow{\text{引起}}$ 体积增大 $\xrightarrow{\text{引起}}$ 各反应物浓度减少 $\xrightarrow{\text{引起}}$ 反应速率减慢。

第二节 外界条件对化学反应速率的影响

影响因素	分子总数	活化分子百分数	活化分子总数	活化分子浓度 (单位体积活化分子数)
增大浓度	增加	不变	增加	增加
增大压强	不变	不变	不变	增加
升高温度	不变	增加	增加	增加
正催化剂	不变	增加	增加	增加

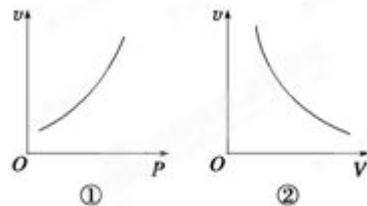
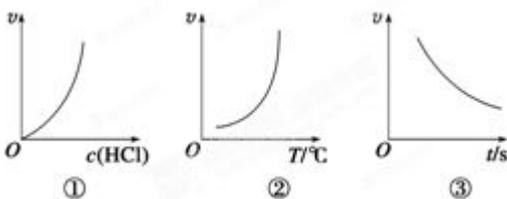
影响因素	对化学反应速率的影响	说明或举例
反应物本身的性质	不同的化学反应有不同的反应速率	Mg 粉和 Fe 粉分别投入等浓度的盐酸中时, Mg 与盐酸的反应较剧烈, 产生 H ₂ 的速率较快
浓度	其他条件不变时, 增大(减小)反应物的浓度, 反应速率增大(减小)	①增大(减小)反应物浓度, 单位体积内活化分子数增多(减少), 有效碰撞次数增多(减少), 但活化分子百分数不变②气、固反应或固、固反应时, 固体的浓度可认为是常数, 因此反应速率的大小只与反应物之间的接触面积有关, 而与固体量的多少无关. 改变固体的量不影响反应速率
压强	温度一定时, 对于有气体参加的反应, 增大(减小)压强, 反应速率增大(减小)	①改变压强, 实际是改变气体的体积, 使气体的浓度改变, 从而使反应速率改变②改变压强, 不影响液体或固体之间的反应速率
温度	升高(降低)反应温度, 反应速率增大(减小)	①通常每升高 10℃, 反应速率增大到原来的 2~4 倍 ②升温, 使反应速率加快的原因有两个方面: a. 升温后, 反应物分子的能量增加, 部分原来能量较低的分子变为活化分子, 增大了活化分子百分数, 使有效碰撞次数增多(主要方面); b. 升高温度, 使分子运动加快, 分子间的碰撞次数增多(次要方面)
催化剂	增大化学反应速率	催化剂增大化学反应速率的原因: 降低了反应所需的能量(这个能量叫做活化能), 使更多的反应物分子成为活化分子, 增大了活化分子百分数, 从而使有效碰撞次数增多
光、反应物颗粒的大小等	将反应混合物进行光照、将块状固体粉碎等均能增大化学反应速率	AgBr、HClO、浓 HNO ₃ 等见光分解加快, 与盐酸反应时, 大理石粉比大理石块的反应更剧烈

第三节 化学反应速率的图象

图象也是一种表达事物的语言符号, 化学反应速率图象是将化学反应速率变化的状况在直角坐标系中以图的形式表达的结果, 是化学反应速率变化规律的反映. 认识和应用化学反应速率图象时, 要立足于化学方程式, 应用化学反应速率变化的规律, 分析直角坐标系及其图象的涵义.



- 其他条件一定, 反应速率随着 $c(\text{HCl})$ 的增大而增大, 如图①
- 其他条件一定, 反应速率随着温度的升高而增大, 如图②。
- 随着反应时间的延长, $c(\text{HCl})$ 逐渐减小, 化学反应速率逐渐减小, 如图③。

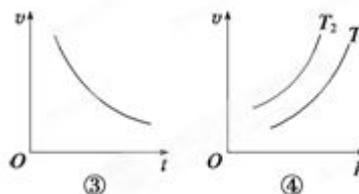


- 其他条件一定, 增大气态反应物的压强(缩小气体容器的容积), 反应速率随着压强的增大而增大. 如图①。

(2)其他条件一定,减小气态反应物的压强(扩大气体容器的容积),反应速率随着压强的减小而减小,如图②。

(3)温度、气体容器的容积都一定,随着时间的增加,SO₂、H₂S物质的量逐渐减少,气体的压强逐渐减小,反应速率逐渐减小,如图③。

(4)分别在较低温度 T₁和较高温度 T₂下反应,气态反应物的压强都是逐渐增大(缩小容器容积),反应速率随着压强的增大而增大及随着温度的升高而增大,如图④。



第四节 化学平衡状态的特征和判断方法

1. 可逆反应

①概念:在同一条件下,既能向正反应方向进行同时又能向逆反应方向进行的反应,叫做可逆反应.可逆反应用可逆符号“ \rightleftharpoons ”表示。

说明: a. 绝大多数化学反应都有一定程度的可逆性,但有的逆反应倾向较小,从整体看实际上是朝着同方向进行的,例如 $\text{NaOH} + \text{HCl} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$ 。

b. 有气体参加或生成的反应,只有在密闭容器中进行时才可能是可逆反应.如 CaCO_3 受热分解时,若在敞口容器中进行,则反应不可逆,其反应的化学方程式应写为: $\text{CaCO}_3 \xrightarrow{\text{高温}} \text{CaO} + \text{CO}_2 \uparrow$; 若在密闭容器进行时,

则反应是可逆的,其反应的化学方程式应写为: $\text{CaCO}_3 \xrightleftharpoons{\text{高温}} \text{CaO} + \text{CO}_2$

②特点:反应不能进行到底.可逆反应无论进行多长时间,反应物都不可能 100%地全部转化为生成物。

2. 化学平衡状态

①定义:一定条件(恒温、恒容或恒压)下的可逆反应里,正反应和逆反应的速率相等,反应混合物(包括反应物和生成物)中各组分的质量分数(或体积分数)保持不变的状态。

②形成过程:在一定条件下的可逆反应里,若开始时只有反应物而无生成物,根据浓度对化学反应速率的影响可知,此时 $v_{\text{正}}$ 最大而 $v_{\text{逆}}$ 为 0. 随着反应的进行,反应物的浓度逐渐减小,生成物的浓度逐渐增大,则 $v_{\text{正}}$ 越来越小而 $v_{\text{逆}}$ 越来越大. 当反应进行到某一时刻, $v_{\text{正}} = v_{\text{逆}}$, 各物质的浓度不再发生改变,反应混合物中各组分的质量分数(或体积分数)也不再发生变化,这时就达到了化学平衡状态。

③特征:化学平衡状态的特征可以概括为:逆、等、动、定、变。

(1)“逆”——研究对象是可逆反应。

(2)“等”——化学平衡状态建立的条件是正反应速率和逆反应速率相等,即 $v_{\text{正}} = v_{\text{逆}}$, 这是可逆反应达到平衡状态的重要标志。

$v_{\text{正}} = v_{\text{逆}}$ 的具体含意包含两个方面: a. 用同一种物质来表示反应速率时,该物质的生成速率与消耗速率相等,即单位时间内消耗与生成某反应物或生成物的量相等; b. 用不同物质来表示时,某一反应物的消耗速率与某一生成物的生成速率之比等于化学方程式中相应物质的化学计量数之比。

(3)“动”——指化学反应已达到化学平衡状态时,反应并没有停止,实际上正反应与逆反应始终在进行,只是正反应速率等于逆反应速率,即 $v_{\text{正}} = v_{\text{逆}} \neq 0$, 所以化学平衡状态是动态平衡状态。

(4)“定”——在一定条件下可逆反应一旦达到平衡(可逆反应进行到最大的程度)状态时,在平衡体系的混合物中,各组成成分的含量(即反应物与生成物的物质的量、物质的量浓度、质量分数、体积分数等)保持一定而不改变(即不随时间的改变而改变);对于有颜色的物质参加或生成的可逆反应,颜色不改变.同时,反应物的转化率最大.这是判断体系是否处于化学平衡状态的重要依据。

对于反应前后气体分子数不相等的可逆反应,达平衡时:气体的总体积(或总压强)一定;气体的平均相对分子质量一定;恒压时气体的密度一定(注意:反应前后气体体积不变的可逆反应,不能用这个结论判断是否达到平衡)

(5)“变”——任何化学平衡状态均是暂时的、相对的、有条件的(与浓度、压强、温度等有关),而与达到

平衡的过程无关(化学平衡状态既可从正反应方向开始达到平衡,也可以从逆反应方向开始达到平衡)。若外界条件(浓度、温度、压强)改变,使各组分的质量(体积、摩尔、压强)分数也发生变化,平衡发生移动,直至在新的条件下达到新的平衡(注意:若只是浓度或压强改变,而 $v_{正}$ 仍等于 $v_{逆}$,则平衡不移动)。反之,平衡状态不同的同一个可逆反应,也可通过改变外界条件使其达到同一平衡状态。

3. 化学平衡的建立与建立化学平衡的途径无关

对于一个可逆反应,在一定条件下,反应无论从正反应开始,还是从逆反应开始,或是正、逆反应同时开始,最终都能达到同一平衡状态。具体包括:

a. 当 T 、 V 一定时,按化学方程式中各物质化学式前系数的相应量加入,并保持容器内的总质量不变,则不同起始状态最终可达到同一平衡状态。

b. 当 T 、 P 一定(即 V 可变)时,只要保持反应混合物中各组分的组成比不变(此时在各种情况下各组分的浓度仍然相等,但各组分的物质的量和容器内的总质量不一定相等),则不同的起始状态最终也可达到同一平衡状态。

如在恒温、恒压时,对于可逆反应: $N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$,在下列起始量不同情况下达到的是同一平衡状态。

	N_2	H_2	NH_3
A	1 mol	3 mol	0
B	0.5 mol	1.5 mol	0
C	0	0	2 mol
D	1 mol	3 mol	2 mol

c. 对于反应前后气体体积相等的可逆反应,不论是恒温、恒容或是恒温、恒压,在不同的起始状态下,将生成物“归零”后,只要反应物的物质的量之比不变,就会达到同一平衡状态。如: $H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2HI(g)$ 等。

4. 化学平衡状态的判断方法

(1)直接判定: $v_{正}=v_{逆}$ (实质)

①同一物质:该物质的生成速率等于它的消耗速率。

②不同的物质:速率之比等于方程式中的系数比,但必须是不同方向的速率。

(2)间接判定:

①各组成成分的质量、物质的量、分子数、体积(气体)、物质的量浓度保持不变。

②各组成成分的质量分数、物质的量分数、气体的体积分数保持不变。

③若反应前后的物质都是气体,且系数不等,总物质的量、总压强(恒温、恒容)、平均摩尔质量、混合气体的密度(恒温、恒压)保持不变。

④反应物的转化率、产物的产率保持不变。

总之,能变的量保持不变说明已达平衡。(如下表所示)

例举反应	$mA(g) + nB(g) \rightleftharpoons pC(g) + qD(g)$	是否平衡状态
混合物体系中各成分的量	①各物质的物质的量或各物质的物质的量分数一定	是
	②各物质的质量或各物质的质量分数一定	是
	③各气体的体积或体积分数一定	是
	④总体积、总压强、总物质的量、总浓度一定	不一定
正反应速率与逆反应速率的关系	①在单位时间内消耗了 m mol A,同时生成 m mol A,即 $v_{正}=v_{逆}$	是
	②在单位时间内消耗了 n mol B,同时消耗了 p mol C,则 $v_{正}=v_{逆}$	是
	③ $v_A:v_B:v_C:v_D=m:n:p:q$, $v_{正}$ 不一定等于 $v_{逆}$	不一定
	④在单位时间内生成 n mol B,同时消耗 q mol D,均指 $v_{逆}$, $v_{正}$ 不一定等于 $v_{逆}$	不一定
压强	①若 $m+n \neq p+q$,总压强一定(其他条件不变)	是

	②若 $m+n=p+q$, 总压强一定(其他条件不变)	不一定
平均相对分子质量	① \bar{M}_r 一定, 只有当 $m+n \neq p+q$ 时	是
	② \bar{M}_r 一定, 但 $m+n=p+q$ 时	不一定
温度	任何化学反应都伴随着能量变化, 在其他条件不变的情况下, 体系温度一定时	是
体系的密度	密度一定	不一定

[判断化学平衡状态的依据]

	$mA(g) + nB(g) \rightleftharpoons pC(g) + qD(g)$	
反应混合物中各组分含量	①各组分的物质的量或各组分的摩尔分数一定	达平衡状态
	②各组分的质量或各组分的质量分数一定	达平衡状态
	③各组分的体积或体积分数一定	达平衡状态
	④总体积、总压强或总物质的量一定	不一定达平衡状态
$v_{正}$ 与 $v_{逆}$ 的关系	①单位时间内消耗 m mol A, 同时生成 m mol A,	达平衡状态
	②单位时间内消耗 m mol A (或 n mol B), 同时消耗 p mol C (或 q mol D), 既 $v_{正} = v_{逆}$	达平衡状态
	③ $v(A) : v(B) : v(C) : v(D) = m : n : p : q$, 此时 $v_{正}$ 不一定等于 $v_{逆}$	不一定达平衡状态
	④单位时间内生成了 p mol C (或 q mol D) 同时消耗了 m mol A (或 n mol B), 此时均指 $v_{正}$	不一定达平衡状态
压强	① $m+n \neq p+q$ 时, 总压强一定	达平衡状态
	② $m+n = p+q$ 时, 总压强一定	不一定达平衡状态
混合气体的平均相对分子质量 \bar{M}_r	①当 $m+n \neq p+q$ 时, \bar{M}_r 一定	达平衡状态
	②当 $m+n = p+q$ 时, \bar{M}_r 一定	不一定达平衡状态
混合气体的密度	恒温、恒压或恒温、恒容时, 密度一定	不一定达平衡状态

特别提醒: ①化学平衡的实质是 $v(正) = v(逆) \neq 0$ 时, 表现为平衡体系中各组分的物质的量或物质的量分数不再变化, 因此 $v(正) = v(逆) > 0$ 是化学平衡判断的充要条件。

②运用 $v(正) = v(逆) \neq 0$ 时, 注意方向和数量关系。

③学会“变”与“不变”判断。“变”就是到达平衡过程中量“变”, 而到达平衡后“不变”。否则, 不一定平衡。

第五节 等效平衡

1. 等效平衡

在一定条件(恒温恒容或恒温恒压)下, 同一可逆反应体系, 不管是从正反应开始, 还是从逆反应开始, 在达到化学平衡状态时, 任何相同组分的百分含量(体积分数、物质的量分数等)均相同, 这样的化学平衡互称等效平衡。

概念的理解:

(1) 外界条件相同：通常可以是①恒温、恒容，②恒温、恒压。

(2) “等效平衡”与“完全相同的平衡状态”不同：“完全相同的平衡状态”是指在达到平衡状态时，任何组分的物质的量分数（或体积分数）对应相等，并且反应的速率等也相同，但各组分的物质的量、浓度可能不同。而“等效平衡”只要求平衡混合物中各组分的物质的量分数（或体积分数）对应相同，反应的速率、压强等可以不同

(3) 平衡状态只与始态有关，而与途径无关，（如：①无论反应从正反应方向开始，还是从逆反应方向开始②投料是一次还是分成几次③反应容器经过扩大—缩小或缩小—扩大的过程，）只要起始浓度相当，就达到相同的平衡状态。

2. 等效平衡的分类

在等效平衡中比较常见并且重要的类型主要有以下三种：

第一类：对于恒温、恒容条件下反应前后气体体积改变的可逆反应如果按方程式的化学计量关系转化为方程式同一半边的物质，其物质的量与对应组分的起始加入量相同，则建立的化学平衡状态是等效的。

例如，恒温恒容下的可逆反应：



①2 mol 1 mol 0 mol

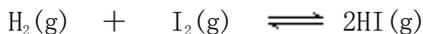
②0 mol 0 mol 2 mol

③0.5 mol 0.25 mol 1.5 mol

上述三种配比，按方程式的计量关系均转化为反应物，则 SO_2 均为 2 mol、 O_2 均为 1 mol，三者建立的平衡状态完全相同。

第二类：对于恒温、恒容条件下为反应前后气体体积不变的可逆反应如果按方程式的化学计量关系转化为方程式同一边的物质，其物质的量比与对应组分的起始加入量比相同，则建立的化学平衡是等效的。

例如，恒温恒容条件下，对于可逆反应：



①1 mol 1 mol 0 mol

②2 mol 2 mol 1 mol

上述两种配比，按方程式中化学计量关系均转化为反应物，两种情况下 H_2 与 $\text{I}_2(\text{g})$ 的物质的量比均为 1:1，因此上述两种情况建立的化学平衡状态是等效的。

第三类：对于恒温、恒压条件下的任何气体参加的可逆反应（无论反应前后气体体积可变或不变）。如果按方程式的化学计量关系转化为方程式同一边的物质，其物质的量比与对应组分的起始加入量比相同，则建立的化学平衡是等效的。

例如，恒温、恒压条件下，对于可逆反应：



①1 mol 3 mol 0 mol

②2 mol 6 mol 1 mol

③0 mol 0 mol 0.5 mol

上述三种配比，按方程式中化学计量关系均转化为反应物，三种情况下， N_2 与 H_2 的物质的量比均 1 : 3，因此上述三种情况建立的化学平衡状态是等效的。

3. 化学平衡的思维方法

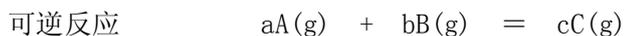
(1) 可逆反应“不为零”原则

可逆性是化学平衡的前提，达到平衡时，反应物和生成物共存，每种物质的物质的量不为零。

一般可用极限分析法推断：假设反应不可逆，则最多生成产物多少，有无反应物剩余，余多少。这样的极值点是不可能达到的，故可用确定某些范围或在范围中选择合适的量。

(2) “一边倒”原则

可逆反应，在条件相同时（如等温等容），若达到等同平衡，其初始状态必须能互变，从极限角度看，就是各物质的物质的量要相当。因此，可以采用“一边倒”的原则来处理以下问题：化学平衡等同条件（等温等容）



①起始量	a	b	0	平衡态 I
②起始量	0	0	c	平衡态 II
③起始量	x	y	z	平衡态 III

为了使平衡 I = 平衡 II = 平衡 III, 根据“一边倒”原则, 即可得: $x+a/cz=a$ 得 $x/a+z/c=1$; $y+b/cz=b$ 得 $y/b+z/c=1$ 。

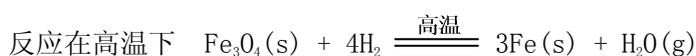
第六节 化学平衡常数

1. 概念: 对于一定条件下的可逆反应 ($aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$), 达到化学平衡时, 生成物浓度的乘积与反应物浓度的乘积之比为一定常数, 记作 K_c , 称为化学平衡常数 (浓度平衡常数)。

$$K = \frac{[c(C)]^p \cdot [c(D)]^q}{[c(A)]^m \cdot [c(B)]^n}$$

注意: a. 在平衡常数表达式中, 反应物 A、B 和生成物 C、D 的状态全是气态, $c(A)$ 、 $c(B)$ 、 $c(C)$ 、 $c(D)$ 均为平衡时的浓度。

b. 当反应混合物中有固体或纯液体时, 他们的浓度看做是一个常数, 不写入平衡常数的表达式中。例如,



$$\text{的平衡常数表达式为: } K = \frac{[c(\text{H}_2\text{O})]^4}{[c(\text{H}_2)]^4}$$

又如, 在密闭容器中进行的可逆反应 $\text{CaCO}_3(\text{s}) \xrightleftharpoons{\text{高温}} \text{CaO}(\text{s}) + \text{CO}_2 \uparrow$ 的平衡常数表达式为:

$$K = c(\text{CO}_2)$$

c. 平衡常数 K 的表达式与化学方程式的书写方式有关。例如:



显然, K_1 、 K_2 、 K_3 具有如下关系: $K_2 = \frac{1}{K_1}$, $K_3 = (K_1)^{1/2}$

2. 平衡常数的特征

①K 值的大小与浓度、压强和是否使用催化剂无关。即对于一个给定的反应, 在一定温度下, 不论起始浓度 (或压强) 和平衡浓度 (或压强) 如何, 也不论是否使用催化剂, 达平衡时, 平衡常数均相同。

②K 值随温度的变化而变化。对于一个给定的可逆反应, 温度不变时, K 值不变 (而不论反应体系的浓度或压强如何变化); 温度不同时, K 值不同。因此, 在使用平衡常数 K 值时, 必须指明反应温度。

3. 平衡常数的意义

①判断可逆反应进行的方向。对于可逆反应: $mA(\text{g}) + nB(\text{g}) \rightleftharpoons pC(\text{g}) + qD(\text{g})$, 如果知道在一定温度下的平衡常数, 并且知道某个时刻时反应物和生成物的浓度, 就可以判断该反应是否达到平衡状态, 如果没有达到平衡状态, 则可判断反应进行的方向。

将某一时刻时的生成物的浓度用化学方程式中相应的化学计量数为指数的乘积, 与某一时刻时的反应物的浓度用化学方程式中相应的化学计量数为指数的乘积之比, 叫做浓度商, 用 Q 表示。即:

$$\frac{[c(C)]^p \cdot [c(D)]^q}{[c(A)]^m \cdot [c(B)]^n} = Q$$

当 $Q=K$ 时, 体系达平衡状态; 当 $Q < K$, 为使 Q 等于 K, 则分子 (生成物浓度的乘积) 应增大, 分母 (反应物浓度的乘积) 应减小, 因此反应自左向右 (正反应方向) 进行, 直至到达平衡状态; 同理, 当 $Q > K$ 时, 则反应自右向左 (逆反应方向) 进行, 直至到达平衡状态。

②平衡常数的大小反映了化学反应进行的程度(也叫反应的限度)。

(1)K 值越大,表示反应进行得越完全,反应物转化率越大;一般认为, $K > 105$ 时,该反应进行得就基本完全了。

(2)K 值越小,表示反应进行得越不完全,反应物转化率越小。

[反应物平衡转化率的计算公式]

$$\begin{aligned} \text{某一反应物的平衡转化率} &= \frac{\text{指定反应物的起始量} - \text{指定反应物的平衡量}}{\text{指定反应物的起始量}} \times 100\% \\ &= \frac{\text{指定反应物达平衡时的消耗量}}{\text{指定反应物的起始量}} \times 100\% \end{aligned}$$

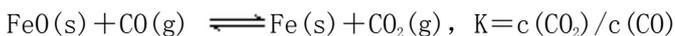
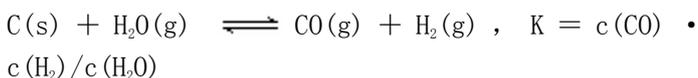
说明 计算式中反应物各个量的单位可以是 $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ 、 mol ,对于气体来说还可以是 L 或 mL,但必须注意保持分子、分母中单位的一致性。

4. 注意事项

(1)化学平衡常数只与温度有关,与反应物或生成物的浓度无关。

(2)化学平衡常数是指某一具体反应的平衡常数。若反应方向改变,则平衡常数改变。若方程式中各物质的系数等倍扩大或缩小,尽管是同一反应,平衡常数也会改变。

(3)在平衡常数表达式中:反应物或生成物中固体、纯液体、稀溶液中水的浓度不写。



5. 化学平衡常数的应用

(1)化学平衡常数值的大小是可逆反应进行程度的标志,它能够表示可逆反应进行的完全程度。一个反应的 K 值越大,表明平衡时生成物的浓度越大,反应物的浓度越小,反应物的转化率也越大,可以说,化学平衡常数是在一定温度下一个反应本身固有的内在性质的定量体现。

(2)可以利用平衡常数的值,判断正在进行的可逆反应是否平衡以及不平衡时向何方进行建立平衡。如对于可逆反应: $m\text{A(g)} + n\text{B(g)} \rightleftharpoons p\text{C(g)} + q\text{D(g)}$ 在任意时刻反应物与生成物的浓度有如下关系:

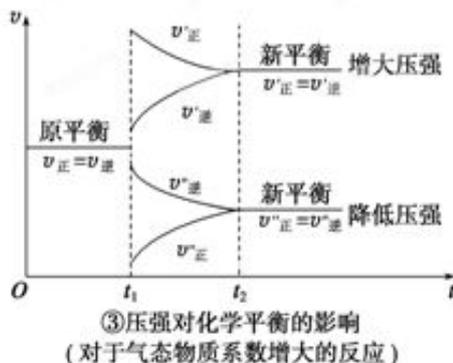
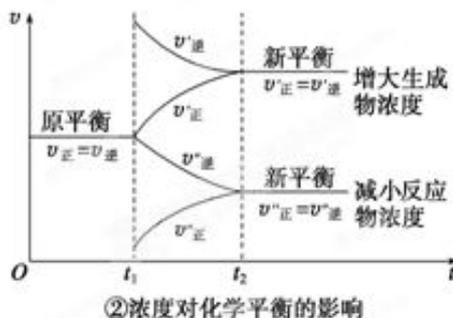
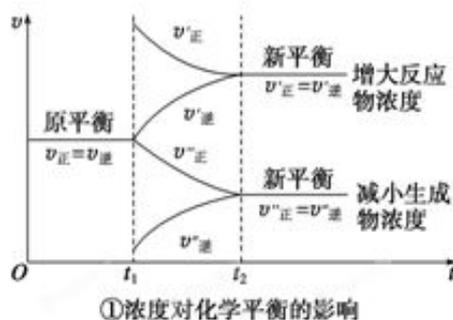
$$Q_c = \frac{c^p(\text{C}) \cdot c^q(\text{D})}{c^m(\text{A}) \cdot c^n(\text{B})}, Q_c \text{ 叫做该反应的浓度商。}$$

$$\begin{cases} Q_c < K, \text{反应向正反应方向进行} \\ Q_c = K, \text{反映处于平衡状态} \\ Q_c > K, \text{反应向逆反应方向进行} \end{cases}$$

(3)利用 K 可判断反应的热效应

若升高温度, K 值增大,则正反应为吸热反应。

若升高温度, K 值减小,则正反应为放热反应。



第七节 化学平衡移动与图像

(3) [化学平衡的移动] 已达平衡状态的可逆反应,当外界条件(浓度、温度、压强)改变时.由于对正、

逆反应速率的影响不同,致使 $v_{\text{正}} \neq v_{\text{逆}}$, 则原有的化学平衡被破坏, 各组分的质量(或体积)分数发生变化, 直至在新条件一定的情况下 $v_{\text{正}}' = v_{\text{逆}}'$, 而建立新的平衡状态. 这种可逆反应中旧化学平衡的破坏、新化学平衡的建立, 由原平衡状态向新化学平衡状态的转化过程, 称为化学平衡的移动.

说明

(1) 若条件的改变使 $v_{\text{正}} > v_{\text{逆}}$, 则平衡向正反应方向移动; 若条件的改变使 $v_{\text{正}} < v_{\text{逆}}$, 则平衡向逆反应方向移动. 但若条件改变时, $v_{\text{正}}$ 仍然等于 $v_{\text{逆}}$, 则平衡没有发生移动.

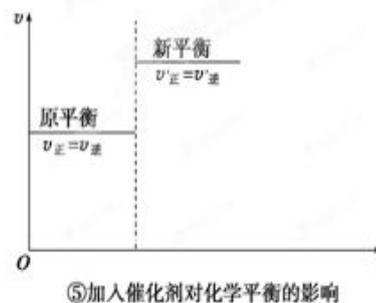
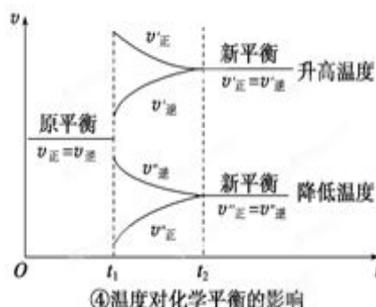
(2) 化学平衡能够发生移动, 充分说明了化学平衡是一定条件下的平衡状态, 是一种动态平衡.

(3) 化学平衡发生移动而达到新的平衡状态时, 新的平衡状态与原平衡状态主要的不同点是: ①新的平衡状态的 $v_{\text{正}}$ 或 $v_{\text{逆}}$ 与原平衡状态的 $v_{\text{正}}$ 或 $v_{\text{逆}}$ 不同; ②平衡混合物里各组分的质量(或体积)分数不同.

总结: ①只要增大浓度、增大压强、升高温度, 新平衡都在原平衡的上方, $v_{\text{正}}' = v_{\text{逆}}' > v_{\text{正}} = v_{\text{逆}}$; 只要减小浓度、降低压强、降低温度, 新平衡都在原平衡下方, $v_{\text{正}}'' = v_{\text{逆}}'' < v_{\text{正}} = v_{\text{逆}}$.

②只要是浓度改变, 一个速率一定是在原平衡的基础上改变; 两个速率同时增大或减小(中间断开)一定是压强或温度改变.

③加入催化剂能同等程度地增大正、逆反应速率, 平衡不移动.



化学平衡移动原理(勒夏特列原理)

(1) 原理内容: 如果改变影响平衡的一个条件(如温度、压强或温度等), 平衡就向能够减弱这种改变的方向移动.

(2) 勒夏特列原理适用的范围: 已达平衡的体系(如溶解平衡、化学平衡、电离平衡、水解平衡等). 勒夏特列原理不适用于未达平衡的体系, 如对于一个刚从反应物开始进行的气相可逆反应来说, 增大压强, 反应总是朝着正反应方向进行的, 由于未达平衡, 也就无所谓平衡移动, 因而不服从勒夏特列原理.

(3) 勒夏特列原理适用的条件: 只限于改变影响平衡的一个条件. 当有两个或两个以上的条件同时改变时, 如果这些条件对平衡移动的方向是一致的, 则可增强平衡移动. 但如果这些条件对平衡移动的方向影响不一致, 则需分析哪一个条件变化是影响平衡移动的决定因素.

(4) 勒夏特列原理中“减弱这种改变”的解释: 外界条件改变使平衡发生移动的结果, 是减弱对这种条件的改变, 而不是抵消这种改变. 也就是说: 外界因素对平衡体系的影响占主要方面.

[催化剂与化学平衡的关系] 使用催化剂能同等程度地增大 $v_{\text{正}}$ 、 $v_{\text{逆}}$, 因此, 在一个可逆反应中使用催化剂时, 能缩短反应达到平衡时所需的时间. 但由于 $v_{\text{正}}$ 仍等于 $v_{\text{逆}}$, 所以, 使用催化剂对化学平衡的移动没有影响, 不能改变平衡混合物中各组分的百分比组成.

[化学反应速率、化学平衡、平衡移动三者之间的关系]

对于一般反应: $mA(g) + nB(g) \rightleftharpoons pC(g) + qD(g)$; ΔH , 浓度, 温度, 压强, 催化剂等对三者的影响及其规律:

反应特征	改变条件	改变条件瞬间		达到平衡前 $v_{\text{正}}$ 与 $v_{\text{逆}}$ 的关系	平衡移动方向	达到新平衡	
		$v_{\text{正}}$	$v_{\text{逆}}$			A 转化率	B 转化率
$\Delta H < 0$	升高温度	↑	↑	<	←	↓	↓
	降低温度	↓	↓	>	→	↑	↑

$\Delta H > 0$	升高温度		↑	↑	<	→	↑	↑
	降低温度		↓	↓	<	←	↓	↓
$m+n < p+q$	加入惰 性气体	V 不变	—	—	=	—	—	—
		V 变大	↓	↓	>	→	↑	↑
	增大压强		↑	↑	<	←	↓	↓
	减小压强		↓	↓	>	→	↑	↑
$m+n = p+q$	加入惰 性气体	V 不变	—	—	=	—	—	—
		V 变大	↓	↓	=	—	—	—
	增大压强		↑	↑	=	—	—	—
	减小压强		↓	↓	=	—	—	—
$m+n > p+q$	加入惰 性气体	V 不变	—	—	=	—	—	—
		V 变大	↓	↓	<	←	↓	↓
	增大压强		↑	↑	>	→	↑	↑
	减小压强		↓	↓	<	←	↓	↓

注：用“=”表示相等，“↑”表示升高或增加，“↓”表示降低或减少“—”表示无关或不变’
“V”表示容器体积“→”、“←”分别表示平衡向右移动或向左移动。

第八节 有关化学平衡的计算

1、主要类型有：①求起始浓度、转化浓度、平衡浓度。

②求某反应物的转化率、平衡气体混合物中各成分的体积分数等。

2、化学平衡的计算模式—三段式法

设 a ($\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$)、 b ($\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$) 分别为 A、B 两物质的起始浓度， mx ($\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$) 为反应物 A 的转化浓度， nx ($\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$) 为反应物 B 的转化浓度，则

	$m\text{A}(\text{g}) + n\text{B}(\text{g})$		\rightleftharpoons	$p\text{C}(\text{g}) + q\text{D}(\text{g})$	
$c_{\text{始}} (\text{mol} \cdot \text{L}^{-1})$	a	b		0	0
$\Delta c (\text{mol} \cdot \text{L}^{-1})$	mx	nx		px	qx
$C_{\text{平}} (\text{mol} \cdot \text{L}^{-1})$	$a-mx$	$b-nx$		px	qx

物质浓度的变化关系

反应物：平衡浓度=起始浓度-转化浓度

生成物：平衡浓度=起始浓度+转化浓度

以上三种浓度中，只有转化浓度之比等于化学方程式中计量数之比

[化学反应速率和化学平衡计算的基本关系式]

对于可逆反应： $m\text{A}(\text{g}) + n\text{B}(\text{g}) \rightleftharpoons p\text{C}(\text{g}) + q\text{D}(\text{g})$

(1)用各物质表示的反应速率之比等于化学方程式中相应物质化学式前的化学计量数之比。即： $v(\text{A}) : v(\text{B}) : v(\text{C}) : v(\text{D}) = m : n : p : q$

(2)各物质的变化量之比=化学方程式中相应的化学计量数之比

(3)反应物的平衡量=起始量-消耗量

生成物的平衡量=起始量+增加量

表示为：

	$mA(g)$	+	$nB(g)$	\rightleftharpoons	$pC(g)$	+	$qD(g)$
起始量 / mol	a		b		c		d
变化量 / mol	x		$\frac{nx}{m}$		$\frac{px}{m}$		$\frac{qx}{m}$
平衡量 / mol	$a-x$		$b-x$		$c+\frac{px}{m}$		$d+\frac{qx}{m}$

(4) 达平衡时, 反应物 A(或 B) 的平衡转化率 α (%) :

$$\alpha(A) \text{ (或 } B) = \frac{A \text{ (或 } B) \text{ 的消耗浓度 (mol} \cdot L^{-1})}{A \text{ (或 } B) \text{ 的起始浓度 (mol} \cdot L^{-1})} \times 100\%$$

$$\alpha(A) \text{ (或 } B) = \frac{A \text{ (或 } B) \text{ 的消耗浓度 (mol)}}{A \text{ (或 } B) \text{ 的起始浓度 (mol)}} \times 100\%$$

$$\alpha(A) \text{ (或 } B) = \frac{A \text{ (或 } B) \text{ 的消耗浓度 (ml或L)}}{A \text{ (或 } B) \text{ 的起始浓度 (ml或L)}} \times 100\%$$

(5) 在一定温度下, 反应的平衡常数

$$K = \frac{[c(C)]^p \cdot [c(D)]^q}{[c(A)]^m \cdot [c(B)]^n}$$

(6) 阿伏加德罗定律及其三个重要推论:

① 恒温、恒容时: $\frac{p_1}{p_2} = \frac{n_1}{n_2}$, p 任何时刻时反应混合气体的总压强与其总物质的量成正比;

② 恒温、恒压时: $\frac{V_1}{V_2} = \frac{n_1}{n_2}$, 即任何时刻时反应混合气体的总体积与其总的物质的量成正比;

③ 恒温、恒容时: $\frac{\rho_1}{\rho_2} = \frac{Mr_1}{Mr_2}$, 即任何时刻时反应混合气体的密度与其反应混合气体的平均相对分子质量成正比.

比.

(7) 混合气体的密度:

$$\rho_{\text{混}} = \frac{\text{混合气体的总质量 } m_{\text{总}}}{\text{容器的体积 } V}$$

(8) 混合气体的平均相对分子质量 Mr 的计算:

$$\text{① } Mr = M(A) \cdot a\% + M(B) \cdot b\% + \dots$$

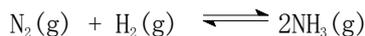
其中 $M(A)$ 、 $M(B)$... 分别是气体 A、B... 的相对分子质量; $a\%$ 、 $b\%$... 分别是气体 A、B... 的体积(或摩尔)分数.

$$\text{② } Mr = \frac{\text{混合气体的总质量 (g)}}{\text{混合气体总物质的量 (mol)}}$$

第九节 合成氨条件的选择

[合成氨条件的选择]

(1) 合成氨反应的特点: 反应物、生成物均为气体且正反应是气体体积减小、放热的可逆反应.



(2) 选择适宜条件的目的: 尽可能增大合成氨的反应速率, 缩短到达平衡的时间, 提高氨的产率.

(3) 选择适宜条件的依据: 外界条件对化学反应速率和化学平衡影响的规律.

(4) 选择适宜条件的原则:

① 既要注意外界条件对二者(合成氨的反应速率和氨的产率)影响的一致性, 又要注意对二者影响的矛盾性;

② 既要注意温度、催化剂对反应速率影响的一致性, 又要注意催化剂的活性对温度的限制;

③ 既要注意理论上生产的要求, 又要注意实际操作的可能性.

(5) 合成氨的适宜条件:

- ①温度为 500℃左右；
- ②压强为 20MPa~50MPa；
- ③使用以铁为主体的多成分催化剂(称为铁触媒)。

说明

①选择合成氨温度为 500℃的原因：a. 温度高时，虽然能增大合成 NH₃ 的反应速率，但温度越高越会使平衡向逆反应方向移动，越不利于 NH₃ 的合成；温度低时，虽有利于平衡向合成 NH₃ 的方向移动，但反应速率太小，达到平衡所需的时间太长。b. 铁触媒在 500℃左右时活性最大。

②选择合成氨压强为 20 MPa~50 MPa 的原因：压强增大时，既能提高合成氨的反应速率，又能使平衡向合成氨的方向移动，但压强大时，对设备的要求和技术操作的要求就高，消耗的动力也大。

(6)在合成氨生产中同时采取的措施：

①将生成的氨及时从平衡混合气体中分离出去，未反应的 N₂、H₂ 重新送回合成塔中进行循环操作，使平衡向合成氨的方向移动，以提高 N₂ 和 H₂ 的转化率。

②不断向循环气体中补充 N₂、H₂，以提高反应物的浓度。

③加入过量的 N₂，使成本较高的 H₂ 得以充分利用。

[合成氨工业]

(1)原料：空气、焦炭(或天然气、石油)、水。

(2)有关的化学反应：



(3)设备：氨合成塔、氨分离器。

(4)工艺流程：N₂、H₂ 的制取→N₂、H₂ 的净化→压缩机中压缩+合成塔中合成→氨分离器中分离液氨(同时将未反应的 N₂、H₂ 重新送回合成塔中)

[化学反应速率和化学平衡图像题的解答关键]

(1)弄清曲线的起点是否是从“0”点开始；弄清转折点和终点的位置。先出现转折点的曲线表示反应速率大、先达到平衡，该曲线对应的温度高或压强大；后出现转折点的曲线则表示反应速率小、后达到平衡，该曲线所对应的温度低或压强小；

(2)弄清曲线的变化是呈上升趋势还是下降趋势；

(3)弄清横坐标、纵坐标所代表的意义。

笔记十一 热化学考点笔记

第一节 热化学方程式的书写

与普通化学方程式相比，书写热化学方程式除了遵循书写普通化学方程式外，还应该注意以下几点：

①反应热 ΔH 与测定的条件（温度、压强）有关，因此书写热化学方程式时应注明反应热 ΔH 的测定条件。若没有注明，就默认为是在 25°C 、 101KPa 条件下测定的。

②反应热 ΔH 只能写在标有反应物和生成物状态的化学方程式的右边。 ΔH 为“-”表示放热反应， ΔH 为“+”表示吸热反应。 ΔH 的单位一般为 $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ (kJ/mol)。

③反应物和生成物的聚集状态不同，反应热 ΔH 不同。因此热化学方程式必须注明物质的聚集状态固体用“s”、液体用“l”、气体用“g”、溶液用“aq”等表示，只有这样才能完整地体现出热化学方程式的意义。热化学方程式中不标“↑”或“↓”。

④热化学方程式中各物质化学式前面的化学计量数仅表示该物质的物质的量，不表示物质的分子数或原子数，因此化学计量数可以是整数，也可以是分数。

⑤热化学方程式是表示反应已完成的数量。由于 ΔH 与反应完成物质的量有关，所以方程式中化学前面的化学计量系数必须与 ΔH 相对应，如果化学计量系数加倍，那么 ΔH 也加倍。当反应逆向进行时，其反应热与正反应的反应热数值相等，符号相反。

⑥在稀溶液中，酸跟碱发生中和反应生成 1 mol 水时的反应热叫中和热。书写中和热的化学方程式应以生成 1 mol 水为基准。

⑦反应热可分为多种，如燃烧热、中和热、溶解热等，在 101KPa 时， 1 mol 纯物质完全燃烧生成稳定的氧化物时所放出的热量，叫做该物质的燃烧热。

第二节 热化学方程式的计算及盖斯定律

①根据能量： $\Delta H = E_{\text{总}}(\text{生成物}) - E_{\text{总}}(\text{反应物})$

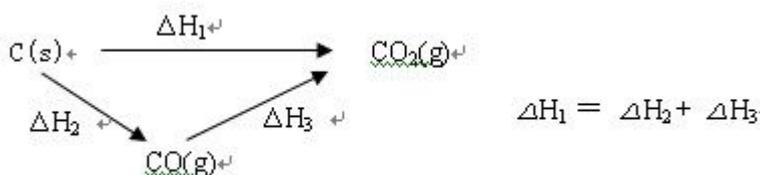
②根据键能： $\Delta H = E_{\text{总}}(\text{断键}) - E_{\text{总}}(\text{成键})$

③燃烧热： $Q_{(\text{放})} = n(\text{可燃物}) \cdot \Delta H(\text{燃烧热})$

④中和热： $Q_{(\text{放})} = n(\text{H}_2\text{O}) \cdot \Delta H(\text{中和热})$

⑤将 ΔH 看作是热化学方程式中的一项，再按普通化学方程式的计算步骤、格式进行计算，得出有关数据。

⑥如果一个反应可以分几步进行，则各分步反应的反应热之和与该反应一步完成时的反应热是相同的，即盖斯定律，如：



盖斯定律：化学反应的反应热只与反应的始态（各反应物）和终态（各生成物）有关，而与反应的途径无关。

应用盖斯定律进行简单计算，关键在于设计反应过程，同时注意：

(1) 当反应式乘以或除以某数时， ΔH 也应乘以或除以某数。

(2) 反应式进行加减运算时， ΔH 也同样要进行加减运算，且要带“+”、“-”符号，即把 ΔH 看作一个整体进行运算。

(3) 通过盖斯定律计算比较反应热的大小时，同样要把 ΔH 看作一个整体。

(4) 在设计反应过程中常会遇到同一物质固、液、气三态的相互转化，状态由固 \rightarrow 液 \rightarrow 气变化时，会吸热；反之会放热。

(5) 当设计的反应逆向进行时，其反应热与正反应的反应热数值相等，符号相反。

第三节 燃烧热、中和热、反应热

(一) 三者之间关系

1. 燃烧热的含义：在 101kPa 时，1mol 物质完全燃烧生成稳定的氧化物时所放出的热量，叫该物质的燃烧热。

例如： $C(s)+O_2(g)=CO_2(g)$ ； $\Delta H=-393.5kJ/mol$ ，碳的燃烧热是 393.5kJ/mol。

2. 中和热的含义：中和热是在稀溶液中，强酸强碱中和反应生成 1mol 水时放出的热量，中和热为 57.3kJ/mol，反应热为 $\Delta H=-57.3kJ/mol$ 。

3. 反应热随反应物的物质的量变化而变化，一个“可逆的”化学反应，它的正反应和逆反应的焓变大小相等符号相反。

4. 三者既有联系又有区别：燃烧热和中和热都是正值，并且都是定值，反应热既有正值又有负值，符号不表示大小而表示吸热或放热，反应热随反应物的物质的量变化而变化。

(二) 燃烧热、中和热的简单计算

在 101KPa 时，1mol 可燃物完全燃烧生成稳定的氧化物时所放出的热量，叫做该物质的燃烧热。在稀溶液中酸跟碱发生中和反应而生成 1molH₂O，这时的反应热叫中和热。

计算时注意：(1) 各物质化学式前面的化学计量数与 ΔH (ΔH 取正值) 成正比。

(2) 可燃物前的化学计量数为 1；中和所得 H₂O 前的化学计量数为 1。

(3) 当用文字说明物质燃烧放出多少热量时，不标“-”符号（“-”仅表示放热）。

一、 燃烧热

1. 燃烧热

(1)定义：在 101 kPa 时，1 mol 物质完全燃烧生成稳定的氧化物时所放出的热量，叫做该物质的燃烧热。

(2)注意事项

①燃烧热是以 1mol 物质完全燃烧所放出的热量来定义的，因此在书写燃烧热的化学方程式时，一般以燃烧物前系数为 1 的标准来配平其余物质的化学计量数。

②燃烧产物必须是稳定的氧化物，例如 $C \rightarrow CO_2$ ， $H \rightarrow H_2O(l)$ 等。

(3)燃料的充分燃烧

①化石燃料主要包括：煤、石油、天然气以及它们的产品等。

②可燃物的燃烧条件是：温度达到着火点、与氧气充分接触。

③充分燃烧的 necessary 条件是：氧气要充足、可燃物与氧气接触面要大。实施方案：故体燃料粉碎，或液化、汽化。

④不充分燃烧的危害是产热少、浪费资源、污染环境。

(4)化石燃料提供能量的弊端以及预防措施：

①弊端：化石燃料为不可再生能源、燃烧产物中含有 SO₂ 造成环境污染、CO₂ 引起温室效应。

②预防措施：开发新能源、对燃料进行脱硫或固硫处理。

二、中和热

1. 中和热

(1)定义：在稀溶液中，酸和碱发生中和反应而生成 1mol H₂O，这时的反应热叫做中和热。

(2)注意事项

中和反应的实质是 H⁺ 和 OH⁻ 反应生成 H₂O。若反应过程中有其他物质生成（如生成沉淀或弱电解质），则其反应热不等于中和热。

(3)对于强酸强碱的稀溶液反应，其中和热基本上是相等的。都约为 57.3 kJ/mol

(4)对于强酸与弱碱或弱酸与强碱的反应，中和热一般低于 57.3 kJ/mol。因为弱电解质的电离属于吸热反应。

2. 中和热的测定

(1) 实验步骤：

①保温装置的准备：大烧杯底部垫泡沫塑料(或纸条)使放入的小烧杯口与大烧杯口相平。在大小烧杯之

间也同时填满碎泡沫塑料或纸条，大烧杯上用泡沫塑料板(或硬纸板)作盖板，在板中间开两个小孔，正好使温度计和环形玻璃搅拌棒通过。

②用量筒量取 50ml, 0.50mol/L 盐酸，倒入小烧杯中，并用温度计测量其温度。(t_{HCl})

③另取一量筒量取 50ml, 0.55mol/L NaOH 溶液，用温度计测量 NaOH 溶液的温度:(t_{NaOH})

④将量筒内的 NaOH 溶液全部倒入盛有 HCl 的小烧杯中，用玻璃搅拌棒轻轻搅动溶液，准确记录混合溶液的最高温度(t₂)。

⑤计算：起始温度 $t_1^{\circ}\text{C}=(t_{\text{HCl}}+t_{\text{NaOH}})/2$ ，终止温度 $t_2^{\circ}\text{C}$ ，温度差 $=(t_2-t_1)^{\circ}\text{C}$

(2) 注意的几个问题：

①作为量热器的仪器装置，其保温隔热的效果一定要好。因此可以用保温杯来做，也可按课本中方法做，一定要使小烧杯口与大烧杯口相平，这样可以减少热量的损失。

②盐酸和 NaOH 溶液浓度的配制须准确，且 NaOH 溶液的浓度须稍大于盐酸的浓度。为使测得的中和热更准确，因此 HCl 和 NaOH 溶液的浓度宜小不宜大，如果浓度偏大，则溶液中阴、阳离子间的相互牵制作用就大，表观电离度就会减小。这样酸碱中和时产生的热量势必要用去一部分来补未电离分子的离解热，造成较大误差。

③宜用有 0.1 分刻度的温度计，且测量应尽可能读准，并估读到小数点后第二位。温度计的水银球部分要完全浸没在溶液中，而且要稳定一段时间后再读数，以提高所测温度的精度。

④不宜用弱酸、弱碱代替强酸、强碱，来测中和热，否则会因中和过程中电离吸热，使测得的中和热数值不准确。

⑤实验操作时动作要快。以尽量减少热量的散失。

⑥实验过程要至少重复两次，取测量所得数据的平均值作为计算依据，可以使中和热测定尽量准确。

(三) 反应热计算的常见类型及方法

1. 单一反应的计算：根据热化学方程式的数据列比例关系式。

2. 多步反应的计算：运用盖斯定律将热化学方程式(包括 ΔH)进行加或减，得到新的热化学方程式后，再列比例关系式。

3. 混合物的计算方程组法、十字交叉法、极限分析法、平均值法、估算法

4. 计算反应热的规范书写：

(1) 设未知量，写方程式，列比例式，求解，答。

(2) 必须代数据，且数据后必须带单位。

(3) 热化学方程式必须标明每种物质的聚集状态。

(4) 注意正负号：放热反应的 ΔH 必然为负，但题目要求放出的热量时，放出的热量必须为正！

(5) ΔH 为对应于某一特定反应的反应热，而不是某种物质的反应热，因此不能在 ΔH 后用下标或加括号代表某种物质的反应热！

(6) 不能出现“3molC₂H₂的燃烧热”类似的表述！

(7) 热化学方程式的加减用数字代表即可，不需要写出中间方程式。

第四节 放热反应与吸热反应

1. 基本概念：

(1) 反应热：在化学反应过程中放出或吸收的热量。反应热用符号“ ΔH ”表示。单位“kJ/mol”。

(2) 吸热反应和放热反应：

在化学反应过程中，通常用 $E_{\text{反}}$ 表示反应物所具有的总能量， $E_{\text{生}}$ 表示生成物所具有的总能量。

①若 $E_{\text{反}} > E_{\text{生}}$ ，为放热反应；当 ΔH 为“-”或 $\Delta H < 0$ 。

②若 $E_{\text{反}} < E_{\text{生}}$ ，为吸热反应；当 ΔH 为“+”或 $\Delta H > 0$ 。

2. 吸热反应和放热反应的判断方法

(1) 根据反应类型判断

①常见的放热反应：所有可燃物的燃烧、所有金属与酸的反应、所有中和反应、绝大多数化合反应、少数分解反应、多数置换反应、某些复分解反应。

②常见的吸热反应:极个别的化合反应(CO_2 和 C 的反应)、绝大多数的分解反应、少数置换反应[$\text{C}+\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ 、 $\text{Fe}+\text{H}_2\text{O}(\text{g})$]、某些复分解反应(铵盐与强碱的反应)、电解质的电离、盐类的水解。

若正反应为吸热反应,则逆反应为放热反应。

(2) 根据反应物和生成物的相对稳定性判断:由稳定的物质生成不稳定的物质的反应为吸热反应,反之为释放能量的反应。

(3) 根据反应条件判断,凡是持续加热才能进行的反应一般就是吸热反应,反之,一般为释放能量的反应。

(4) 根据实验现象判断:使反应体系温度升高的反应,为放热反应。反之为吸热反应。

如:钠与水反应的现象:钠“熔”成一个小球,可以说明这一反应为放热反应;Fe 粉与硫的混合物稍微受热后反应继续剧烈进行,且保持红热状态,说明这一反应为放热反应。

在燃烧很旺的炉火中加入煤,炉火马上“暗”下来,说明 CO_2 与 C 反应为吸热反应; $\text{Ba}(\text{OH})_2$ 与 NH_4Cl 反应,烧杯与玻璃片粘在一起,说明该反应为吸热反应。

(5) 由盖斯定律判断:如一个反应可分步进行,则各分步反应的反应热之和与该反应一步完成时的反应热相同,通过化学反应的能量变化值来进行计算,若 $\Delta H > 0$,则反应为吸热反应,反之则为放热反应。

(6) 溶解热:浓硫酸、强碱、强碱的碱性氧化物溶于水时放热,铵盐溶于水吸热。

第五节 结合热化学方程式进行定量描述

1. 等质量的碳完全燃烧生成二氧化碳时放出的热量比不完全燃烧生成一氧化碳时放出的热量多, ΔH 越小;
2. 等质量的气态硫单质完全燃烧生成二氧化硫时放出的热量比固态硫单质完全燃烧生成二氧化硫时放出的热量多, ΔH 越小;
3. 等质量的氢气完全燃烧生成液态水时放出的热量比完全燃烧生成气态水时放出的热量多, ΔH 越小;
4. 都生成气态水或都生成液态水的前提下:同一含氢燃料(N_2H_4 、 CH_4 、 C_3H_8)完全燃烧,燃料的质量越大,放出的热量越多, ΔH 越小;
5. 都生成气态水或都生成液态水的前提下:同一含氢燃料(N_2H_4 、 CH_4 、 C_3H_8)完全燃

高考典型例题分析:

例题 1: 25 °C, 101 k Pa 时,强酸与强碱的稀溶液发生中和反应的中和热为 57.3 kJ/mol,辛烷的燃烧热为 5518 kJ/mol。下列热化学方程式书写正确的是

- A. $2\text{H}^+(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq}) + \text{Ba}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{OH}^-(\text{aq}) = \text{BaSO}_4(\text{s}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \quad \Delta H = -57.3 \text{ kJ/mol}$
- B. $\text{KOH}(\text{aq}) + 1/2\text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq}) = 1/2\text{K}_2\text{SO}_4(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \quad \Delta H = -57.3 \text{ kJ/mol}$
- C. $\text{C}_8\text{H}_{18}(\text{l}) + 25/2\text{O}_2(\text{g}) = 8\text{CO}_2(\text{g}) + 9\text{H}_2\text{O} \quad \Delta H = -5518 \text{ kJ/mol}$
- D. $2\text{C}_8\text{H}_{18}(\text{g}) + 25\text{O}_2(\text{g}) = 16\text{CO}_2(\text{g}) + 18\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \quad \Delta H = -5518 \text{ kJ/mol}$

答案: B

分析: 书写表示燃烧热的化学方程式时,可燃物的化学计量系数为 1;产物应为完全燃烧生成的稳定氧化物,如 C 燃烧产物为 CO_2 而不是 CO, H_2 燃烧生成的是 $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$, 而不是 $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ 。书写表示中和热的热化学方程式时, H_2O 的化学计量系数为 1, 并以此配平其余物质的化学计量系数。

例题 2: 下列反应中生成物总能量高于反应物总能量的是 ()

- A. 碳酸钙受热分解
- B. 乙醇燃烧
- C. 铝粉与氧化铁粉末反应
- D. 氧化钙溶于水

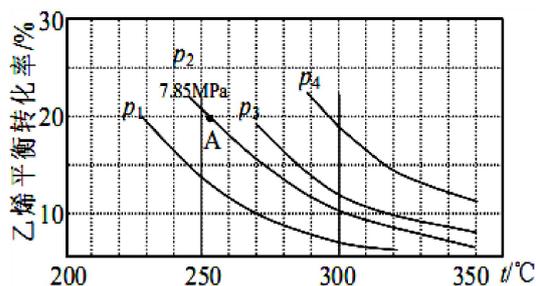
解题思路: 首先判断四个选项的反应是放热反应还是吸热反应,然后回忆相关理论:放热反应、吸热反应中反应物和生成物能量的大小关系,结合选项做出判断。

答案: A

分析: 碳酸钙受热分解是吸热反应,乙醇燃烧、铝粉与氧化铁粉末反应、氧化钙溶于水都是放热反应。在热化学反应里,能量的变化以热量的形式体现,当反应物总能量高于生成物总能量(生成物总能量低于反应物总能量)时,反应物能量的亏损主要是以热量的形式散发,表现为放热反应;当反应物总能量低于生成物总能量(生成物总能量高于反应物总能量)时,生成物能量的增加主要是以热量的形式吸收,表现为吸热反应。本题中生成物总能量高于反应物总能量为吸热反应,选 A

(3) 如图为气相直接水合法中乙烯的平衡转化率与温度、压强的关系

(其中 $n_{H_2O} : n_{C_2H_4} = 1:1$)



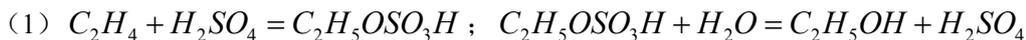
①列式计算乙烯水合制乙醇反应在图中 A 点的平衡常数

$K_p =$ _____ (用平衡分压代替平衡浓度计算, 分压=总压×物质的量分数)。

②图中压强 (p_1 、 p_2 、 p_3 、 p_4) 的大小关系为 _____, 理由是 _____。

③气相直接水合法常采用的工艺条件为: 磷酸/硅藻土为催化剂, 反应温度为 290°C 、压强为 6.9MPa , $n_{H_2O} : n_{C_2H_4} = 0.6:1$ 。乙烯的转化率为 5%, 若要进一步提高乙烯的转化率, 除了可以适当改变反应温度和压强外, 还可以采取的措施有 _____、_____。

【答案】



(2) -45.5 ; 污染小、腐蚀性小等

(3) ①
$$K_p = \frac{p(C_2H_5OH)}{p(C_2H_4) \cdot p(H_2O)} = \frac{\frac{20\%np}{2n - 20\%n}}{\left(\frac{80\%np}{2n - 20\%n}\right)^2} = \frac{20 \times 180}{80^2 \times 7.85} \text{MPa} = 0.07(\text{MPa})$$

② $p_1 < p_2 < p_3 < p_4$; 反应分子数减少, 相同温度下, 压强升高, 乙烯的转化率提高

③将生成的产物乙烯液化移去; 增加 $n_{H_2O} : n_{C_2H_4}$ 比值

笔记十二 原电池和电解池知识总结笔记

第一节 原电池

1. 原电池的形成条件

从能量转化角度看，原电池是将化学能转化为电能的装置；从化学反应角度看，原电池的原理是氧化还原反应中的还原剂失去的电子经导线传递给氧化剂，使氧化还原反应分别在两个电极上进行。

原电池的**构成条件**有三个：

(1) 电极材料由两种金属活动性不同的金属或由金属与其他导电的材料（非金属或某些氧化物等）组成。

(2) 两电极必须浸泡在电解质溶液中。

(3) 两电极之间有导线连接，形成闭合回路。

形成**前提**：总反应为自发的氧化还原反应

电极的构成：

- 活泼性不同的金属—锌铜原电池，锌作负极，铜作正极；
- 金属和非金属（非金属必须能导电）—锌锰干电池，锌作负极，石墨作正极；
- 金属与化合物—铅蓄电池，铅板作负极，二氧化铅作正极；
- 惰性电极—氢氧燃料电池，电极均为铂。

电解液的选择：电解液一般要能与负极材料发生自发的氧化还原反应。

原电池**正负极判断**：

负极发生氧化反应，失去电子；正极发生还原反应，得到电子。

电子由负极流向正极，电流由正极流向负极。溶液中，阳离子移向正极，阴离子移向负极

2. 电极反应方程式的书写

负极：活泼金属失电子，看阳离子能否在电解液中大量存在。如果金属阳离子不能与电解液中的离子共存，则进行进一步的反应。例：甲烷燃料电池中，电解液为 KOH，负极甲烷失 8 个电子生成 C O₂ 和 H₂O，但 CO₂ 不能与 OH⁻ 共存，要进一步反应生成碳酸根。

正极：①当负极材料能与电解液直接反应时，溶液中的阳离子得电子。例：锌铜原电池中，电解液为 HCl，正极 H⁺ 得电子生成 H₂。②当负极材料不能与电解液反应时，溶解在电解液中的 O₂ 得电子。如果电解液呈酸性，O₂+4e⁻+4H⁺=2H₂O；如果电解液呈中性或碱性，O₂+4e⁻+2H₂O=4OH⁻。

特殊情况：

①Mg-Al-NaOH，Al 作负极 负极：Al-3e⁻+4OH⁻=AlO₂⁻+2H₂O； 正极：2H₂O+2e⁻=H₂↑+2OH⁻

②Cu-Al-HNO₃，Cu 作负极

注意：Fe 作负极时，氧化产物是 Fe²⁺ 而不可能是 Fe³⁺；肼（N₂H₄）和 NH₃ 的电池反应产物是 H₂O 和 N₂

无论是总反应，还是电极反应，都必须满足电子守恒、电荷守恒、质量守恒。

pH 变化规律

电极周围：消耗 OH⁻ (H⁺)，则电极周围溶液的 pH 减小（增大）；反应生成 OH⁻ (H⁺)，则电极周围溶液的 pH 增大（减小）。

溶液：若总反应的结果是消耗 OH⁻ (H⁺)，则溶液的 pH 减小（增大）；若总反应的结果是生成 OH⁻ (H⁺)，则溶液的 pH 增大（减小）；若总反应消耗和生成 OH⁻ (H⁺) 的物质的量相等，则溶液的 pH 由溶液的酸碱性决定，溶液呈碱性则 pH 增大，溶液呈酸性则 pH 减小，溶液呈中性则 pH 不变。

3. 原电池表示方法

原电池的组成用图示表达，未免过于麻烦。为书写简便，原电池的装置常用方便而科学的符号来表示。其写法习惯上遵循如下几点规定：

1. 一般把负极（如 Zn 棒与 Zn^{2+} 离子溶液）写在电池符号表示式的左边，正极（如 Cu 棒与 Cu^{2+} 离子溶液）写在电池符号表示式的右边。

2. 以化学式表示电池中各物质的组成，溶液要标上活度或浓度（mol/L），若为气体物质应注明其分压（Pa），还应标明当时的温度。如不写出，则温度为 298.15K，气体分压为 101.325kPa，溶液浓度为 1mol/L。

3. 以符号“|”表示不同物相之间的接界，用“||”表示盐桥。同一相中的不同物质之间用“，”隔开。

4. 非金属或气体不导电，因此非金属元素在不同氧化值时构成的氧化还原电对作半电池时，需外加惰性导体（如铂或石墨等）做电极导体。其中，惰性导体不参与电极反应，只起导电（输送或接送电子）的作用，故称为“惰性”电极。

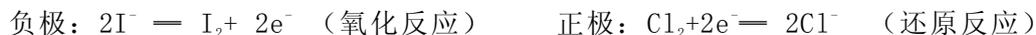
按上述规定，Cu-Zn 原电池可用如下电池符号表示：



理论上，任何氧化还原反应都可以设计成原电池，例如反应：



此反应可分解为两个半电池反应：

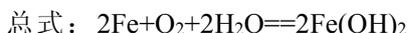
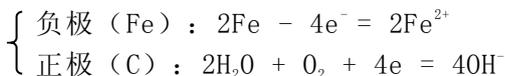


第二节 两类原电池

1. 吸氧腐蚀

1. 吸氧腐蚀：金属在酸性很弱或中性溶液里，空气里的氧气溶解于金属表面水膜中而发生的电化腐蚀，叫吸氧腐蚀。

例如：钢铁在接近中性的潮湿的空气中腐蚀属于吸氧腐蚀，其电极反应如下：



钢铁等金属的电化腐蚀主要是吸氧腐蚀。

2. 必要条件

以氧的还原反应为阴极过程的腐蚀，称为氧还原腐蚀或吸氧腐蚀。发生吸氧腐蚀的必要条件是金属的电位比氧还原反应的电位低：

3. 控制过程及特点

金属发生氧去极化腐蚀时，多数情况下阳极过程发生金属活性溶解，腐蚀过程处于阴极控制之下。氧去极化腐蚀速度主要取决于溶解氧向电极表面的传递速度和氧在电极表面上的放电速度。因此，可粗略地将氧去极化腐蚀分为三种情况。

(1) 如果腐蚀金属在溶液中的电位较高，腐蚀过程中氧的传递速度又很大，则金属腐蚀速度主要由氧在电极上的放电速度决定。

(2) 如果腐蚀金属在溶液中的电位非常低，不论氧的传输速度大小，阴极过程将由氧去极化和氢离子去极化两个反应共同组成。

(3) 如果腐蚀金属在溶液中的电位较低，处于活性溶解状态，而氧的传输速度又有限，则金属腐蚀速度由氧的极限扩散电流密度决定。

扩散控制的腐蚀过程中，由于腐蚀速度只决定于氧的扩散速度，因而在一定范围内，腐蚀电流将不受阳极极化曲线的斜率和起始电位的影响。

扩散控制的腐蚀过程中，金属中不同的阴极性杂质或微阴极数量的增加，对腐蚀速度的增加只起很小的作用。

4. 影响吸氧腐蚀的因素

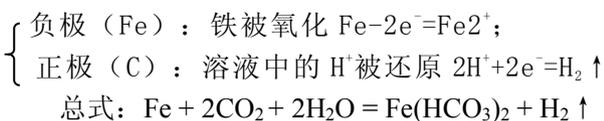
(1) 溶解氧浓度的影响

- (2) 温度的影响
- (3) 盐浓度的影响
- (4) 溶液搅拌和流速的影响

2. 析氢腐蚀

1. 在**酸性较强的溶液**中发生电化腐蚀时放出氢气，这种腐蚀叫做析氢腐蚀。

在钢铁制品中一般都含有碳。在潮湿空气中，钢铁表面会吸附水汽而形成一层薄薄的水膜。水膜中溶有二氧化碳后就变成一种电解质溶液，使水里的 H^+ 增多。是就构成无数个以铁为负极、碳为正极、酸性水膜为电解质溶液的微小原电池。这些原电池里发生的氧化还原反应是：



$Fe(HCO_3)_2$ 水解、空气氧化、风吹日晒得 Fe_2O_3

这样就形成无数的微小原电池。最后氢气在碳的表面放出，铁被腐蚀。

2. 析氢腐蚀：金属在酸性较强的溶液中发生电化腐蚀时放出氢气的反应。

3. 析氢腐蚀与吸氧腐蚀的比较

电化腐蚀类型	吸氧腐蚀	析氢腐蚀
条件	水膜酸性很弱或呈中性	水膜酸性较强
正极反应	$O_2 + 4e^- + 2H_2O == 4OH^-$	$2H^+ + 2e^- == H_2 \uparrow$
负极反应	$Fe - 2e^- == Fe^{2+}$	$Fe - 2e^- == Fe^{2+}$
腐蚀作用	是主要的腐蚀类型，具有广泛性	发生在某些局部区域内
去极化剂性质	中性氧分子，只能靠扩散和对流传输	带电氢离子，迁移速度和扩散能力都很大
去极化剂浓度	中性或碱性溶液中 H_2O 做去极化剂，浓度不大，其溶解度通常随温度升高和盐浓度增大而减小	浓度大，酸性溶液中 H^+ 放电

4. 金属的防护

(1) 改变金属的内部组织结构。合金钢中含有合金元素，使组织结构发生变化，耐腐蚀。如：不锈钢。

(2) 在金属表面覆盖保护层。常见方式有：涂油脂、油漆或覆盖搪瓷、塑料等；使表面生成致密氧化膜；在表面镀一层有自我保护作用的另一种金属。

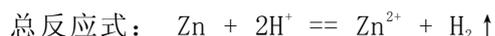
(3) 电化学保护法

① 外加电源的阴极保护法：接上外加直流电源构成电解池，被保护的金属作阴极。

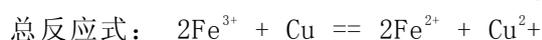
② 牺牲阳极的阴极保护法：外加负极材料，构成原电池，被保护的金属作正极。

第三节 常用原电池方程式

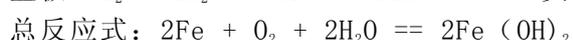
1. $Cu-H_2SO_4-Zn$ 原电池



2. $Cu-FeCl_3-C$ 原电池



3. 钢铁在潮湿的空气中发生吸氧腐蚀



4. 氢氧燃料电池 (中性介质)



总反应式： $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}$

5. 氢氧燃料电池（酸性介质）

正极： $\text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^- \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$

负极： $2\text{H}_2 - 4\text{e}^- \rightarrow 4\text{H}^+$

总反应式： $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}$

6. 氢氧燃料电池（碱性介质）

正极： $\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4\text{e}^- \rightarrow 4\text{OH}^-$

负极： $2\text{H}_2 - 4\text{e}^- + 4\text{OH}^- \rightarrow 4\text{H}_2\text{O}$

总反应式： $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}$

7. 铅蓄电池（放电）

正极（ PbO_2 ）： $\text{PbO}_2 + 2\text{e}^- + \text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ \rightarrow \text{PbSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$

负极（ Pb ）： $\text{Pb} - 2\text{e}^- + (\text{SO}_4)^{2-} \rightarrow \text{PbSO}_4$

总反应式： $\text{Pb} + \text{PbO}_2 + 4\text{H}^+ + 2(\text{SO}_4)^{2-} \rightleftharpoons 2\text{PbSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$

铅蓄电池（充电）

阴极： $\text{PbSO}_4 + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Pb} + \text{SO}_4^{2-}$

阳极： $\text{PbSO}_4 - 2\text{e}^- + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{PbO}_2 + 4\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$

总反应式： $2\text{PbSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Pb} + \text{PbO}_2 + 2(\text{SO}_4)^{2-} + 4\text{H}^+$

总式： $\text{Pb} + \text{PbO}_2 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \xrightleftharpoons[\text{充电}]{\text{放电}} 2\text{PbSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$

8. Al—NaOH—Mg 原电池

正极： $6\text{H}_2\text{O} + 6\text{e}^- \rightarrow 3\text{H}_2 \uparrow + 6\text{OH}^-$

负极： $2\text{Al} - 6\text{e}^- + 8\text{OH}^- \rightarrow 2\text{AlO}_2^- + 4\text{H}_2\text{O}$

总反应式： $2\text{Al} + 2\text{OH}^- + 2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons 2\text{AlO}_2^- + 3\text{H}_2 \uparrow$

9. CH_4 燃料电池（碱性介质）

正极： $2\text{O}_2 + 4\text{H}_2\text{O} + 8\text{e}^- \rightarrow 8\text{OH}^-$

负极： $\text{CH}_4 - 8\text{e}^- + 10\text{OH}^- \rightarrow (\text{CO}_3)^{2-} + 7\text{H}_2\text{O}$

总反应式： $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 + 2\text{OH}^- \rightleftharpoons (\text{CO}_3)^{2-} + 3\text{H}_2\text{O}$

10. 熔融碳酸盐燃料电池

（ Li_2CO_3 和 Na_2CO_3 熔融盐作电解液，CO 作燃料）：

正极： $\text{O}_2 + 2\text{CO}_2 + 4\text{e}^- \rightarrow 2(\text{CO}_3)^{2-}$ （持续补充 CO_2 气体）

负极： $2\text{CO} + 2(\text{CO}_3)^{2-} - 4\text{e}^- \rightarrow 4\text{CO}_2$

总反应式： $2\text{CO} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{CO}_2$

11. 银锌纽扣电池（碱性介质）

正极（ Ag_2O ）： $\text{Ag}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Ag} + 2\text{OH}^-$

负极（ Zn ）： $\text{Zn} + 2\text{OH}^- - 2\text{e}^- \rightarrow \text{ZnO} + \text{H}_2\text{O}$

总反应式： $\text{Zn} + \text{Ag}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{ZnO} + 2\text{Ag}$

12. 锂电池

正极： $\text{I}_2 + 2\text{e}^- = 2\text{I}^-$ 负极： $2\text{Li} - 2\text{e}^- = 2\text{Li}^+$

总式： $2\text{Li} + \text{I}_2 = 2\text{LiI}$

第四节 电解池

（一）电解原理

1、电解和电解池：使电流通过电解质溶液而在阴、阳两极上引起氧化还原反应的过程叫做电解。把电能转变为化学能的装置叫做电解池或电解槽。

2、电解池的组成： $\text{CuCl}_2 \xrightarrow{\text{电解}} \text{Cu} + \text{Cl}_2 \uparrow$

①有两个电极插入电解质溶液（或熔融状态的电解质）中。②两极连外接直流电源。3、离子的放电顺序：**阴离子失去电子而阳离子得到电子的过程叫放电**。电解电解质溶液时，在阴阳两极上首先发生放电反应的离子分别是溶液里最容易放电的阳离子和最容易放电的阴离子。

(1) 阳极：(还原性强的先放电)

惰性电极 (Pt、Au、石墨、钛等) 时： $S^{2-} > I^- > Br^- > Cl^- > OH^-$ (水) $> NO_3^- > SO_4^{2-} > F^-$

活性电极时：电极本身溶解放电。

(2) 阴极：(氧化性强的先放电)

无论是惰性电极还是活性电极都不参与电极反应，发生反应的是溶液中的阳离子。阳离子在阴极上的放电顺序是：

$Ag^+ > Hg^{2+} > Cu^{2+} > H^+$ (水) $> Pb^{2+} > Fe^{2+} > \dots > Na^+ > Ca^{2+} > K^+$

4、电解规律：(惰性电极)

阳极 (阴离子放电) 无氧酸根 $> OH^- >$ 含氧酸根

阴极 (阳离子放电) 不活泼金属阳离子 $> H^+ >$ 活泼金属阳离子

(1) **电解电解质**：阳离子和阴离子放电能力均强于水电离出 H^+ 和 OH^- 。如无氧酸和不活泼金属的无氧酸盐。

①HCl (aq)

阳极 ($Cl^- > OH^-$) $2Cl^- - 2e^- = Cl_2 \uparrow$ 阴极 (H^+) $2H^+ + 2e^- = H_2 \uparrow$

总方程式 $2HCl \xrightarrow{\text{电解}} H_2 \uparrow + Cl_2 \uparrow$

②CuCl₂ (aq)

阳极 ($Cl^- > OH^-$) $2Cl^- - 2e^- = Cl_2 \uparrow$ 阴极 ($Cu^{2+} > H^+$) $Cu^{2+} + 2e^- = Cu$

总方程式 $CuCl_2 \xrightarrow{\text{电解}} Cu + Cl_2 \uparrow$

(2) **电解水**：阳离子和阴离子放电能力均弱于水电离出 H^+ 和 OH^- 。如含氧酸、强碱、活泼金属的含氧酸盐。

①H₂SO₄ (aq)

阳极 ($SO_4^{2-} < OH^-$) $4OH^- - 4e^- = 2H_2O + O_2 \uparrow$ 阴极 (H^+) $2H^+ + 2e^- = H_2 \uparrow$

总方程式 $2H_2O \xrightarrow{\text{电解}} 2H_2 \uparrow + O_2 \uparrow$

②NaOH (aq)

阳极 (OH^-) $4OH^- - 4e^- = 2H_2O + O_2 \uparrow$ 阴极：($Na^+ < H^+$) $2H^+ + 2e^- = H_2 \uparrow$

总方程式 $2H_2O \xrightarrow{\text{电解}} 2H_2 \uparrow + O_2 \uparrow$

③Na₂SO₄ (aq)

阳极 ($SO_4^{2-} < OH^-$) $4OH^- - 4e^- = 2H_2O + O_2 \uparrow$ 阴极：($Na^+ < H^+$) $2H^+ + 2e^- = H_2 \uparrow$

总方程式 $2H_2O \xrightarrow{\text{电解}} 2H_2 \uparrow + O_2 \uparrow$

(3) **电解水和电解质**：阳离子放电能力强于水电离出 H^+ ，阴离子放电能力弱于水电离出 OH^- ，如活泼金属的无氧酸盐；阳离子放电能力弱于水电离出 H^+ ，阴离子放电能力强于水电离出 OH^- ，如不活泼金属的含氧酸盐。

①NaCl (aq)

阳极 ($Cl^- > OH^-$) $2Cl^- - 2e^- = Cl_2 \uparrow$ 阴极：($Na^+ < H^+$) $2H^+ + 2e^- = H_2 \uparrow$

总方程式 $2NaCl + 2H_2O \xrightarrow{\text{电解}} 2NaOH + H_2 \uparrow + Cl_2 \uparrow$

②CuSO₄ (aq)

阳极 ($SO_4^{2-} < OH^-$) $4OH^- - 4e^- = 2H_2O + O_2 \uparrow$ 阴极 ($Cu^{2+} > H^+$) $Cu^{2+} + 2e^- = Cu$

总方程式 $2CuSO_4 + 2H_2O \xrightarrow{\text{电解}} 2Cu + 2H_2SO_4 + O_2 \uparrow$

总结:

电解方程式的实例 (用惰性电极电解):

电解质溶液	阳极反应式	阴极反应式	总反应方程式 (条件: 电解)	溶液酸碱性变化
CuCl ₂	2Cl ⁻ -2e ⁻ =Cl ₂ ↑	Cu ²⁺ +2e ⁻ =Cu	CuCl ₂ =Cu+Cl ₂ ↑	—
HCl	2Cl ⁻ -2e ⁻ =Cl ₂ ↑	2H ⁺ +2e ⁻ =H ₂ ↑	2HCl=H ₂ ↑+Cl ₂ ↑	酸性减弱
Na ₂ SO ₄	4OH ⁻ -4e ⁻ =2H ₂ O+O ₂ ↑	2H ⁺ +2e ⁻ =H ₂ ↑	2H ₂ O=2H ₂ ↑+O ₂ ↑	不变
H ₂ SO ₄	4OH ⁻ -4e ⁻ =2H ₂ O+O ₂ ↑	2H ⁺ +2e ⁻ =H ₂ ↑	2H ₂ O=2H ₂ ↑+O ₂ ↑	消耗水, 酸性增强
NaOH	4OH ⁻ -4e ⁻ =2H ₂ O+O ₂ ↑	2H ⁺ +2e ⁻ =H ₂ ↑	2H ₂ O=2H ₂ ↑+O ₂ ↑	消耗水, 碱性增强
NaCl	2Cl ⁻ -2e ⁻ =Cl ₂ ↑	2H ⁺ +2e ⁻ =H ₂ ↑	2NaCl+2H ₂ O=H ₂ ↑+Cl ₂ ↑ +2NaOH	H ⁺ 放电, 碱性增强
CuSO ₄	4OH ⁻ -4e ⁻ =2H ₂ O+O ₂ ↑	Cu ²⁺ +2e ⁻ =Cu	2CuSO ₄ +2H ₂ O=2Cu+O ₂ ↑ +2H ₂ SO ₄	OH ⁻ 放电, 酸性增强

【归纳总结】(1) 电解的四种类型 (惰性电极):

类型	电极反应	实例	电解对象	pH	电解质浓度	电解质溶液恢复
电解水型	阴: 4H ⁺ +4e ⁻ =2H ₂ ↑ 阳: 4OH ⁻ -4e ⁻ =O ₂ ↑+2H ₂ O	强碱	水	增	增大	加水
		硫酸	水	减	增大	加水
		硫酸钠	水	不变	增大	加水
电解电解质型	电解质的离子在两极放电	盐酸	电解质	增	降低	加氯化钠
		氯化铜	电解质	增	降低	加无水氯化钠
电解溶液放 H ₂ 产生碱性型	阳极: 阴离子放电 阴极: H ₂ +碱	氯化钠	电解质+水	增	降低	加氯化氢
电解溶液放 O ₂ 产生酸性型	阳极: O ₂ +酸 阴极: 阳离子放电	硫酸铜	电解质+水	降低	降低	加氧化铜
		硝酸银				加氧化银

(2) 电解质溶液浓度复原: 先让析出的产物 (气体或沉淀) 恰好完全反应, 再将其化合物投入电解后的溶液中即可。加入物质与电解产物的反应必须符合电解方程式生成物的化学计量数。

如: ①NaCl 溶液: 通 HCl 气体 (不能加盐酸); ②AgNO₃ 溶液: 加 Ag₂O 固体 (不能加 AgOH); ③CuCl₂ 溶液: 加 CuCl₂ 固体; ④KNO₃ 溶液: 加 H₂O; ⑤CuSO₄ 溶液: CuO (不能加 Cu₂O、Cu(OH)₂、Cu₂(OH)₂CO₃) 等。

(3) 电极方程式的书写: ①先看电极; ②再将溶液中的离子放电顺序排队, 依次放电; ③注意要遵循电荷守恒, 电子得失的数目要相等。

如 (1) 电解 NaCl 溶液: $2\text{NaCl}+2\text{H}_2\text{O}\xrightarrow{\text{电解}}\text{H}_2\uparrow+\text{Cl}_2\uparrow+2\text{NaOH}$ 溶质、溶剂均发生电解反应, pH 增大

(2) 电解 CuSO₄ 溶液: $2\text{CuSO}_4+2\text{H}_2\text{O}\xrightarrow{\text{电解}}2\text{Cu}+\text{O}_2\uparrow+2\text{H}_2\text{SO}_4$ 溶质、溶剂均发生电解反应, pH 减小。

(3) 电解 CuCl₂ 溶液: $\text{CuCl}_2\xrightarrow{\text{电解}}\text{Cu}+\text{Cl}_2\uparrow$

电解盐酸： $2\text{HCl} \xrightarrow{\text{电解}} \text{H}_2 \uparrow + \text{Cl}_2 \uparrow$ 溶剂不变，实际上是电解溶质，pH 增大。

(4) 电解稀 H_2SO_4 、 NaOH 溶液、 Na_2SO_4 溶液： $2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{电解}} 2\text{H}_2 \uparrow + \text{O}_2 \uparrow$ ，溶质不变，实际上是电解水，PH 分别减小、增大、不变。酸、碱、盐的加入增加了溶液导电性,从而加快电解速率（不是起催化作用）。

(5) 电解熔融 NaOH ： $4\text{NaOH} \xrightarrow{\text{电解}} 4\text{Na} + \text{O}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O} \uparrow$

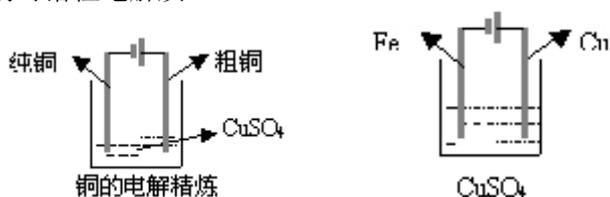
(6) 用铜电极电解 Na_2SO_4 溶液： $\text{Cu} + 2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{电解}} \text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{H}_2 \uparrow$ （注意：不是电解水。）

(二) 电解原理的应用

1、铜的电解精炼

阳极（粗铜棒）： $\text{Cu} - 2\text{e}^- = \text{Cu}^{2+}$ 阴极（精铜棒）： $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Cu}$

电解质溶液：含铜离子的可溶性电解质



分析：因为粗铜中含有金、银、锌、铁、镍等杂质，电解时，比铜活泼的锌、铁、镍会在阳极放电形成阳离子进入溶液中， $\text{Zn} - 2\text{e}^- = \text{Zn}^{2+}$ 、 $\text{Fe} - 2\text{e}^- = \text{Fe}^{2+}$ 、 $\text{Ni} - 2\text{e}^- = \text{Ni}^{2+}$ ， Fe^{2+} 、 Zn^{2+} 、 Ni^{2+} 不会在阴极析出，最终留存溶液中，所以电解质溶液的浓度、质量、pH 均会改变。还原性比铜差的银、金等不能失去电子，它们以单质的形式沉积在电解槽溶液中，成为阳极泥。阳极泥可再用于提炼金、银等贵金属。

2、电镀

阳极（镀层金属）： $\text{Cu} - 2\text{e}^- = \text{Cu}^{2+}$

阴极（镀件）： $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Cu}$

电镀液：含镀层金属的电解质

分析：因为由得失电子数目守恒可知，阳极放电形成的 Cu^{2+} 离子和阴极 Cu^{2+} 离子放电的量相等，所以电解质溶液的浓度、质量、pH 均不会改变。

(1) 电镀是电解的应用。电镀是以镀层金属为阳极，待镀金属制品为阴极，含镀层金属离子为电镀液。

(2) 电镀过程的特点：牺牲阳极；电镀液的浓度（严格说是镀层金属离子的浓度）保持不变；在电镀的条件下，水电离产生的 H^+ 、 OH^- 一般不放电。

3、电镀铜、精炼铜比较

	电镀铜	精炼铜
形成条件	镀层金属做阳极，镀件作阴极，电镀液必须含有镀层金属的离子	粗铜金属作阳极，精铜作阴极， CuSO_4 溶液作电解液
电极反应	阳极： $\text{Cu} - 2\text{e}^- = \text{Cu}^{2+}$ 阴极： $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Cu}$	阳极： $\text{Zn} - 2\text{e}^- = \text{Zn}^{2+}$ $\text{Cu} - 2\text{e}^- = \text{Cu}^{2+}$ 等 阴极： $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Cu}$
溶液变化	电镀液的浓度不变	溶液中溶质浓度减小

电解饱和食盐水——氯碱工业

氯碱工业所得的 NaOH 、 Cl_2 、 H_2 都是重要的化工生产原料，进一步加工可得多种化工产品，涉及多种化工行业，如：有机合成、医药、农药、造纸、纺织等，与人们的生活息息相关。

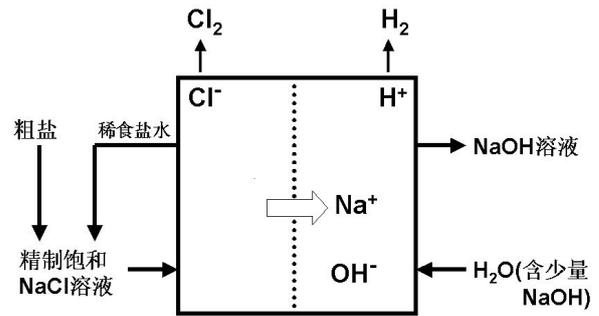
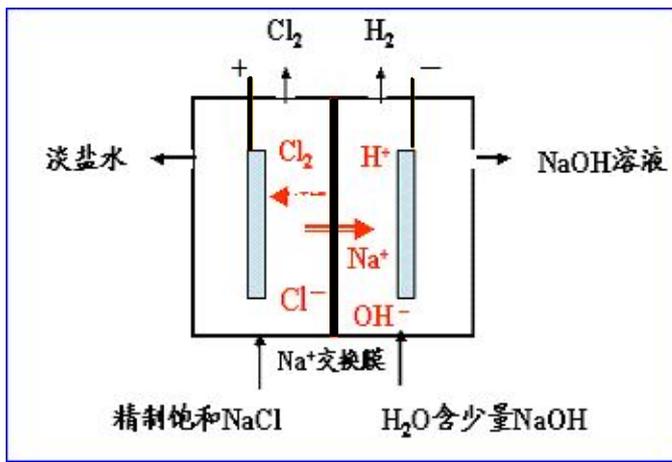


图 20-1

①反应原理:

阳极: 石墨或金属钛 $2\text{Cl}^- - 2\text{e}^- = \text{Cl}_2 \uparrow$

阴极: 铁网 $2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{H}_2 \uparrow$

电解质溶液: 饱和食盐水

总方程式: $2\text{NaCl} + 2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{电解}} 2\text{NaOH} + \text{H}_2 \uparrow + \text{Cl}_2 \uparrow$

②设备 (阳离子交换膜电解槽)

1) 组成: 阳极—Ti、阴极—Fe

2) 阳离子交换膜的作用: 它只允许阳离子通过而阻止阴离子和气体通过。

③制烧碱生产过程 (离子交换膜法)

1) 食盐水的精制: 粗盐 (含泥沙、 Ca^{2+} 、 Mg^{2+} 、 Fe^{3+} 、 SO_4^{2-} 等) → 加入 NaOH 溶液 → 加入 BaCl_2 溶液 → 加入 Na_2CO_3 溶液 → 过滤 → 加入盐酸 → 加入离子交换剂(NaR)

2) 电解生产主要过程 (见图 20-1): NaCl 从阳极区加入, H_2O 从阴极区加入。阴极 H^+ 放电, 破坏了水的电离平衡, 使 OH^- 浓度增大, OH^- 和 Na^+ 形成 NaOH 溶液。

分析: 在饱和食盐水中接通直流电源后, 溶液中带负电的 OH^- 和 Cl^- 向阳极移动, 由于 Cl^- 比 OH^- 容易失去电子, 在阳极被氧化成氯原子, 氯原子结合成氯分子放出; 溶液中带正电的 Na^+ 和 H^+ 向阴极移动, 由于 H^+ 比 Na^+ 容易失去电子, 在阴极被还原成氢原子, 氢原子结合成氢分子放出; 在阴极上得到 NaOH。

(1) 饱和食盐水的精制:

原因: 除去 NaCl 中的 MgCl_2 、 Na_2SO_4 等杂质, 防止生成氢氧化镁沉淀影响溶液的导电性, 防止氯化钠中混有硫酸钠影响烧碱的质量。

试剂加入的顺序: 先加过量的 BaCl_2 和过量的 NaOH (顺序可换), 再加入过量的 Na_2CO_3 , 过滤, 加盐酸调节 pH 为 7。

(2) 隔膜的作用: 防止氢气和氯气混合发生爆炸; 防止氯气和氢氧化钠反应影响烧碱的质量。

4、电解法冶炼活泼金属:

(1) 电解熔融的氯化钠制金属钠: $2\text{NaCl} (\text{熔融}) \xrightarrow{\text{电解}} 2\text{Na} + \text{Cl}_2 \uparrow$

(2) 电解熔融的氯化镁制金属镁: $\text{MgCl}_2 (\text{熔融}) \xrightarrow{\text{电解}} \text{Mg} + \text{Cl}_2 \uparrow$

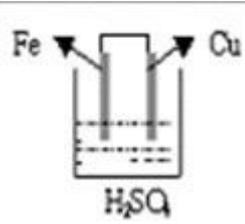
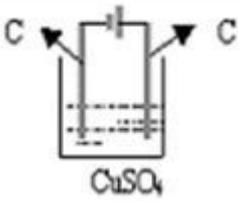
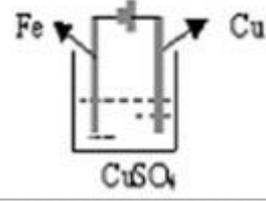
(3) 电解熔融的氧化铝制金属铝: $2\text{Al}_2\text{O}_3 (\text{熔融}) \xrightarrow{\text{电解}} 4\text{Al} + 3\text{O}_2 \uparrow$

分析: 在金属活动顺序表中 K、Ca、Na、Mg、Al 等金属的还原性很强, 这些金属都很容易失电子, 因此不能用一般的方法和还原剂使其从化合物中还原出来, 只能用电解其化合物熔融状态方法来冶炼。

注意: 电解熔融 NaCl 和饱和 NaCl 溶液的区别; 不能用 MgO 替代 MgCl_2 的原因; 不能用 AlCl_3 替代 Al_2O_3 的原因。

第五节 比较

原电池、电解池和电镀池的比较

	原电池	电解池	电镀池
定义	将化学能转化为电能的装置	将电能转化成化学能的装置	应用电解原理在某些金属表面镀上一层其他金属的装置
装置			
形成条件	①活泼性不同的两电极 ②电解质溶液 ③形成闭合回路	①两电极接直流电源 ②两电极插入电解质溶液中 ③形成闭合回路	①镀层金属接电源正极，作为阳极 待镀金属接电源负极，作为阴极 ②电镀液必须含有镀层金属的离子
电极名称	负极：较活泼金属 正极：较不活泼金属（或能导电的非金属）	阳极：与电源正极相连 阴极：与电源负极相连	名称同电解，但有限制条件 阳极：必须是镀层金属 阴极：镀件（待镀的物件）
电极反应	负极：氧化反应（负失氧） 正极：还原反应（正得还）	阳极：氧化反应，溶液中的阴离子或金属电极失电子（阳失氧） 阴极：还原反应，一定是溶液中的阳离子得电子（阴得还）	阳极：氧化反应，金属电极失电子，并不断溶解（阳失氧） 阴极：还原反应，电镀液中的镀层金属阳离子得电子（阴得还）
电子流向	负极→正极	负极→阴极 阳极→正极	同电解池
电流方向	正极→负极	正极→阳极→电解质溶液→ 阴极→负极	同电解池
对比	电解质导电的过程实质上就是电解过程；电解是在外电源的作用下被迫发生的氧化还原的过程，把电能转化为化学能，而在原电池中正好相反，是自发的氧化还原反应的过程，把化学能转化为电能。		

化学腐蚀和电化腐蚀的区别

	化学腐蚀	电化腐蚀
一般条件	金属直接和强氧化剂接触	不纯金属，表面潮湿
反应过程	氧化还原反应，不形成原电池。	因原电池反应而腐蚀
有无电流	无电流产生	有电流产生
反应速率	电化腐蚀 > 化学腐蚀	
结果	使金属腐蚀	使较活泼的金属腐蚀

金属腐蚀快慢的规律的对比

电解、电离和电镀的区别

	电解	电离	电镀
条件	受直流电作用	受热或水分子作用	受直流电作用
实质	阴阳离子定向移动, 在两极发生氧化还原反应	阴阳离子自由移动, 无明显的化学变化	用电解的方法在金属表面镀上一层金属或合金
实例	$\text{CuCl}_2 \xrightarrow{\text{电解}} \text{Cu} + \text{Cl}_2$	$\text{CuCl}_2 \rightleftharpoons \text{Cu}^{2+} + 2\text{Cl}^-$	阳极 $\text{Cu} - 2\text{e}^- = \text{Cu}^{2+}$ 阴极 $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Cu}$
关系	先电离后电解, 电镀是电解的应用		

高考回顾 2014 年高考理综化学新课标 I 卷

次磷酸(H_3PO_2)是一种精细磷化工产品, 具有较强还原性, 回答下列问题: (15 分)

(1) H_3PO_2 是一元中强酸, 写出其电离方程式: _____。

(2) H_3PO_2 及 NaH_2PO_2 均可将溶液中的 Ag^+ 还原为银, 从而可用于化学镀银。

① H_3PO_2 中, 磷元素的化合价为_____。

几种不同情况	腐蚀快慢规律
①一般规律	电解原理引起的腐蚀>原电池原理引起的腐蚀>化学腐蚀>有防护腐蚀措施的腐蚀
②对于同一种金属	在强电解质溶液中的腐蚀>在弱电解质溶液中的腐蚀>在非电解质中的腐蚀
③对于活泼性不同的两种金属	形成原电池, 活泼型差别与大, 较活泼的金属腐蚀越快
④对于同一种电解质溶液	浓度越大, 腐蚀越快

②利用 H_3PO_2 进行化学镀银反应中, 氧化剂与还原剂的物质的量之比为 4:1, 则氧化产物为_____ (填化学式)。

③ NaH_2PO_2 为_____ (填“正盐”或“酸式盐”), 其溶液显_____ (填“弱酸性”、“中性”或“弱碱性”)

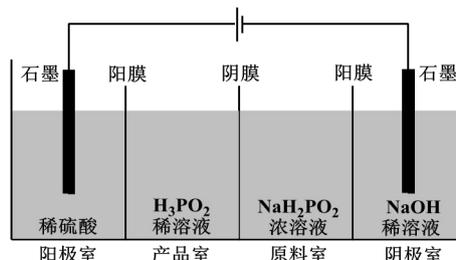
(3) H_3PO_2 的工业制法是: 将白磷(P_4)与氢氧化钡溶液反应生成 PH_3 气体和 $\text{Ba}(\text{H}_2\text{PO}_2)_2$, 后者再与 H_2SO_4 反应。写出白磷与氢氧化钡溶液反应的化学方程式: _____。

(4) H_3PO_2 也可用电渗析法制备。“四室电渗析法”工作原理如图所示(阳膜和阴膜分别只允许阳离子、阴离子通过):

①写出阳极的电极反应式_____。

②分析产品室可得到 H_3PO_2 的原因_____。

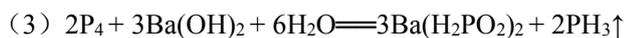
③早期采用“三室电渗析法”制备 H_3PO_2 : 将“四室电渗析法”中阳极室的稀硫酸用 H_3PO_2 稀溶液代替, 并撤去阳极室与产品室之间的阳膜, 从而合并了阳极室与产品室。其缺点是产品中混有杂质。该杂质产生的原因是: _____。



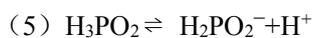
【答案】

(1) $\text{H}_3\text{PO}_2 \rightleftharpoons \text{H}_2\text{PO}_2^- + \text{H}^+$

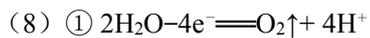
(2) ①+1; ② H_3PO_4 ; ③正盐; 弱碱性



(4) ① $2H_2O - 4e^- \rightleftharpoons O_2\uparrow + 4H^+$ ②阳极室的 H^+ 穿过阳膜扩散至产品室，原料室的 $H_2PO_2^-$ 穿过阴膜扩散至产品室，二者反应生成 H_3PO_2 ③ PO_3^{4-} ； $H_2PO_2^-$ 或 H_3PO_2 被氧化



(6) ①+1； ② H_3PO_4 ； ③正盐； 弱碱性



②阳极室的 H^+ 穿过阳膜扩散至产品室，原料室的 $H_2PO_2^-$ 穿过阴膜扩散至产品室，二者反应生成 H_3PO_2

③ PO_3^{4-} ； $H_2PO_2^-$ 或 H_3PO_2 被氧化

笔记十三 氧化还原反应知识点归纳笔记

第一节 化学反应分类

分类依据	反应类型	具体分类与实例
按反应的物质种类与数目分	无机反应	分解反应、化合反应、置换反应、得分解反应
	有机反应	取代反应、加成反应、消去反应、聚合反应
按进行反应的微粒分	分子反应	如常见气体间的反应
	离子反应	如常见在溶液中进行的反应
按反应的进行程度分	非可逆反应	如燃烧、中和反应
	可逆反应	如合成氨、弱电解质的电离
按反应的热效应分	放热反应	燃烧、中和、金属置换 H_2 、铝热反应
	吸热反应	盐的水解、电离、 $Ba(OH)_2 \cdot 8H_2O$
按是否有电子转移	氧化还原反应	略
	非氧化还原反应	略

第二节 氧化还原反应基本概念

概念	定义	注意点
氧化还原反应	有电子转移（得失或电子对的偏移）的反应	电子转移是本质，化合价的升降是标志、特征
氧化反应	物质失去电子的反应	物质失去电子的外部表现为化合价的升高
还原反应	物质得到电子的反应	物质得到电子的外部表现为化合价的降低
被氧化	元素失去电子的过程	元素失去电子的外部表现为化合价的升高
被还原	元素得到电子的过程	元素得到电子的外部表现为化合价的降低
氧化产物	通过发生氧化反应所得到的生成物	在氧化还原反应中，氧化产物与还原产物可以是同一种产物，也可以是不同的产物；氧化（还原）产物可以只有一种产物，也可以有多种产物。
还原产物	通过发生还原反应所得到的生成物	
氧化剂	得到电子的反应物	常见氧化剂：活泼的非金属单质、高价金属阳离子、高价或较高价含氧化合物、过氧化物
还原剂	失去电子的反应物	常见还原剂：活泼或较活泼的金属、一些非金属单质、较低价态的化合物
氧化性	得到电子的能力	物质的氧化性、还原性的强弱与其得失电子能力有关，与得失电子数目无关。
还原性	失去电子的能力	

友情提示:

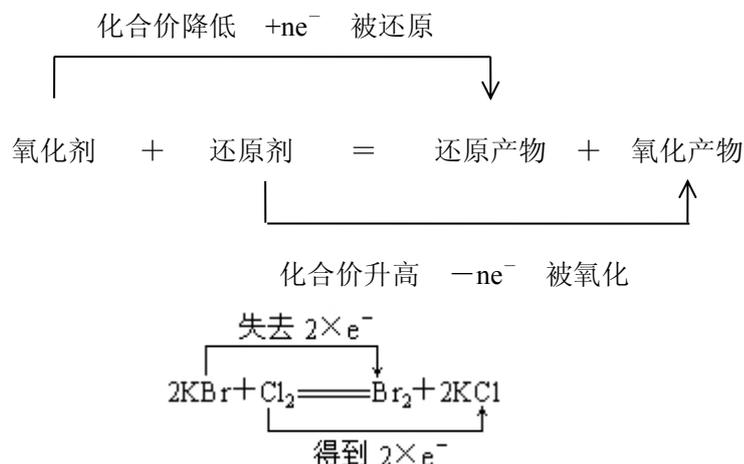
1、氧化还原反应的实质: 电子的转移(电子的得失或共用电子对的偏移)

口诀: 失电子, 化合价升高, 被氧化(氧化反应), 还原剂;

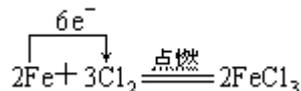
得电子, 化合价降低, 被还原(还原反应), 氧化剂;

2、氧化还原反应中电子转移(或得失)的表示方法

第七节双线桥法: 表示同种元素在反应前后得失电子的情况。用带箭头的连线从化合价升高的元素开始, 指向化合价降低的元素, 再在连线上方标出电子转移的数目。



第八节单线桥法: 表示反应物中氧化剂、还原剂间电子转移的方向和数目。在单线桥法中, 箭头的指向已经表明了电子转移的方向, 因此不能再在线桥上写“得”、“失”字样。



二者的表格对比

对比项目	双线桥	单线桥
起点	反应物中化合价发生变化前的元素	反应物中化合价升高的元素
终点	生成物中化合价发生变化后的元素	反应物中化合价降低的元素
桥上标注	电子转移的方向(得或失)和数值	电子转移的数值

第三节 物质的氧化性强弱、还原性强弱的比较

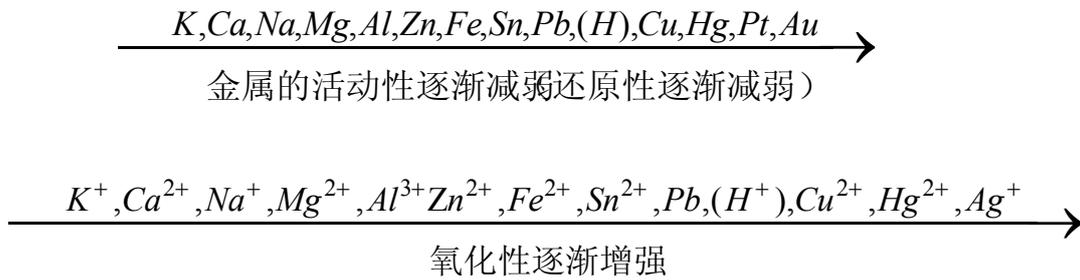
氧化性→得电子性, 得到电子越容易→氧化性越强

还原性→失电子性, 失去电子越容易→还原性越强

由此, 金属原子因其最外层电子数较少, 通常都容易失去电子, 表现出还原性, 所以, 一般来说, 金属性也就是还原性; 非金属原子因其最外层电子数较多, 通常都容易得到电子, 表现出氧化性, 所以, 一般来说, 非金属性也就是氧化性。

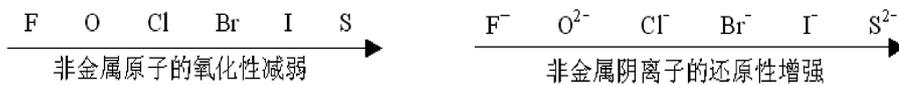
1、根据金属活动性顺序来判断:

一般来说，越活泼的金属，失电子氧化成金属阳离子越容易，其阳离子得电子还原成金属单质越难，氧化性越弱；反之，越不活泼的金属，失电子氧化成金属阳离子越难，其阳离子得电子还原成金属单质越容易，氧化性越强。

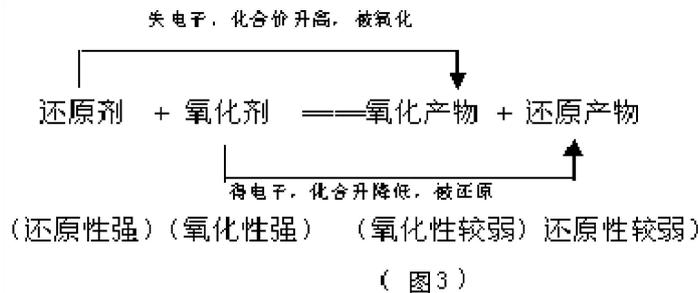


2、根据非金属活动性顺序来判断:

一般来说，越活泼的非金属，得到电子还原成非金属阴离子越容易，其阴离子失电子氧化成单质越难，还原性越弱。

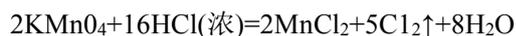


3、根据氧化还原反应发生的规律来判断: 氧化还原反应可用如下式子表示:



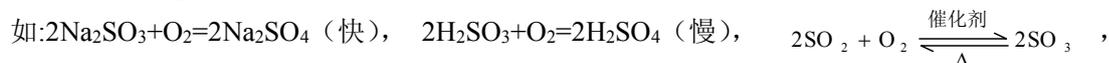
规律：反应物中氧化剂的氧化性强于生成物中氧化产物的氧化性，反应物中还原剂的还原性强于生成物中还原产物的还原性。

4、根据氧化还原反应发生的条件来判断:



后者比前者容易(不需要加热)，可判断氧化性 $KMnO_4 > MnO_2$

5、根据反应速率的大小来判断:



其还原性: $Na_2SO_4 > H_2SO_3 > SO_2$

6、根据被氧化或被还原的程度来判断:

如： $\text{Cu} + \text{Cl}_2 \xrightarrow{\text{点燃}} \text{CuCl}_2$ ， $2\text{Cu} + \text{S} \xrightarrow{\Delta} \text{Cu}_2\text{S}$ ，即氧化性： $\text{Cl}_2 > \text{S}$ 。

又如： $2\text{HBr} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{浓})} \xrightarrow{\Delta} \text{Br}_2 + \text{SO}_2 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ ， $8\text{HI} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{浓})} = 4\text{I}_2 + \text{H}_2\text{S} \uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$ ，
即有还原性： $\text{HI} > \text{HBr}$ 。

7、根据原电池的正负极来判断：

在原电池中，作负极的金属的还原性一般比作正极金属的还原性强。

8、根据电解池中溶液里阴、阳离子在两极放电顺序来判断。

如： Cl^- 失去电子的能力强于 OH^- ，还原性： $\text{Cl}^- > \text{OH}^-$ 。

9、根据元素在周期表中位置判断：

(1)对同一周期金属而言，从左到右其金属活泼性依次减弱。如Na、Mg、Al金属性依次减弱，其还原性也依次减弱。

(2)对同主族的金属而言，从上到下其金属活泼性依次增强。如Li、Na、K、Rb、Cs金属活泼性依次增强，其还原性也依次增强。

(3)对同主族的非金属而言，从上到下其非金属活泼性依次减弱。如F、Cl、Br、I非金属活泼性依次减弱，其氧化性也依次减弱。

10、根据(氧化剂、还原剂)元素的价态进行判断：

元素处于最高价只有氧化性，最低价只有还原性，处于中间价态既有氧化又有还原性。一般来说，同种元素价越高，氧化性越强；价越低还原性越强。如氧化性： $\text{Fe}^{3+} > \text{Fe}^{2+} > \text{Fe}$ ， $\text{S}(+6 \text{价}) > \text{S}(+4 \text{价})$ 等，还原性： $\text{H}_2\text{S} > \text{S} > \text{SO}_2$ ，但是，氧化性： $\text{HClO}_4 < \text{HClO}_3 < \text{HClO}_2 < \text{HClO}$ 。

注意：①物质的氧化性、还原性不是一成不变的。同一物质在不同的条件下，其氧化能力或还原能力会有所不同。如：氧化性： $\text{HNO}_3(\text{浓}) > \text{HNO}_3(\text{稀})$ ；Cu与浓 H_2SO_4 常温下不反应，加热条件下反应； KMnO_4 在酸性条件下的氧化性比在中性、碱性条件下强。

②原子的氧化性一般都强于分子的氧化性。如：氧化性 $\text{F} > \text{F}_2$ 、 $\text{Cl} > \text{Cl}_2$ 、 $\text{O} > \text{O}_2$ 等。

第四节 常见的氧化剂还原剂

常见氧化剂 (1) 非金属性较强的单质： F_2 、 Cl_2 、 Br_2 、 I_2 、 O_3 、 O_2 等

(2) 变价元素中高价态化合物： KClO_3 、 KMnO_4 、 Fe^{3+} 盐、 $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ 、浓 H_2SO_4 、 HNO_3 等

(3) 其它 HClO 、 MnO_2 、 Na_2O_2 、 H_2O_2 、 NO_2 等

常见还原剂 (1) 金属性较强的单质K、Na、Mg、Al、Fe、Zn

(2) 某些非金属单质： H_2 、C、Si等

(3) 变价元素中某些低价态化合物： H_2S 、 HBr 、 HI 、 Fe^{2+} 及盐， SO_2 等

第五节 氧化还原反应类型：

1. 一般的氧化还原反应：指氧化剂和还原剂分别属于不同物质的氧化还原反应。如：

H_2 还原氧化铜，实验室用二氧化锰和浓盐酸反应制氯气等。

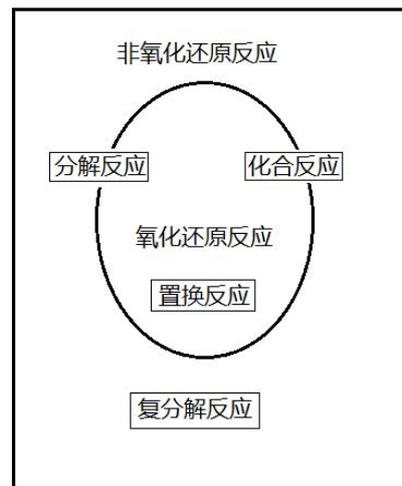
3. 自身氧化还原反应：指氧化剂和还原剂属于同一种物质的氧化还原反应。如：实验室用氯酸钾和二氧化锰加热制氧气，氯气和水的反应等等。

4.歧化反应：指发生在同一物质分子内、同一价态的同一元素之间的氧化还原反应。其反应规律是：所得产物中，该元素一部分价态升高，一部分价态降低，即“中间价→高价+低价”。具有多种价态的元素(如氯、硫、氮和磷元素等)均可发生歧化反应。

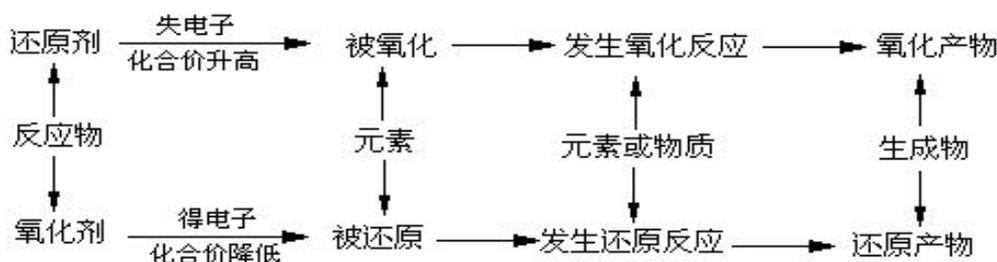
4.归中反应：指含不同价态同种元素的物质间发生氧化还原反应。其反应规律是：反应物中，该元素一部分价态升高，一部分价态降低，该元素价态的变化一定遵循“高价+低价→中间价”，而不会出现交错现象。如： $\text{KClO}_3+6\text{HCl}=\text{KCl}+3\text{Cl}_2+3\text{H}_2\text{O}$ ；对于归中反应，

可通过分析参加氧化还原反应的元素的来源，从而确定氧化产物、还原产物的物质的量之比。

[氧化还原反应与四种基本反应类型的关系] 如右图所示。由图可知：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，化合反应、分解反应不一定是氧化还原反应。



【氧化还原反应概念之间的关系】(重点)



氧化还原反应中氧化剂和还原剂、氧化产物和还原产物之间存在如下关系：

例如：氧化还原反应： $\text{CuO} + \text{H}_2 = \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$ 可以这样解析：

$\text{CuO} \rightarrow \text{Cu}$ ：氧化铜变成单指铜，铜元素化合价从+2 降低到 0， CuO 为氧化剂，铜元素被还原，氧化铜或铜元素发生还原反应， CuO 生成还原产物 Cu 。

$\text{H}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$ ：氢气变成水，氢元素化合价从 0 升高到+1， H_2 为还原剂，氢元素被氧化，氢气或氢元素发生氧化反应， H_2 生成氧化产物 H_2O 。

其它氧化还原反应方程式的分析方法与上叙分析方法一样。

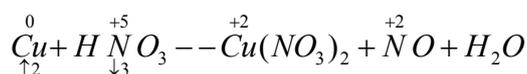
第六节 氧化还原反应方程式的配平方法

1、配平原则：电子守恒、原子守恒、电荷守恒

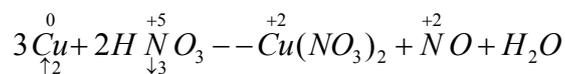
2、配平的基本方法(化合价升降法)

化合价升降法的基本步骤为：“一标、二等、三定、四平、五查”。

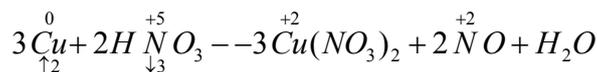
“一标”指的是标出反应中发生氧化和还原反应的元素的化合价，注明每种物质中升高或降低的总价数。



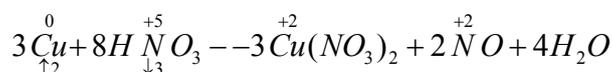
“二等”指的是化合价升降总数相等，即为两个互质(非互质的应约分)的数交叉相乘。



“三定”指的是用跟踪法确定氧化产物、还原产物化学式前的系数。



“四平”指的是通过观察法配平其它各物质化学式前的系数。



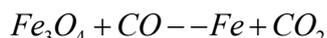
“五查”指的是在有氧元素参加的反应中可通过查对反应式左右两边氧原子总数是否相等进行复核(离子反应还应检查电荷数是否相等)，如相等则方程式已配平，最后将方程式中“—”改为“=”。



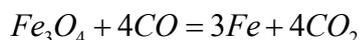
3、配平的基本技巧(特殊方法)

(一) 观察法

1、观察法适用于简单的氧化-还原方程式配平。配平关键是观察反应前后原子个数变化，找出关键是观察反应前后原子个数相等。



分析：找出关键元素氧，观察到每一分子 Fe_3O_4 反应生成铁，至少需 4 个氧原子，故此 4 个氧原子必与 CO 反应至少生成 4 个 CO_2 分子。

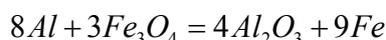


2、最小公倍数法

最小公倍数法也是一种较常用的方法。配平关键是找出前后出现“个数”最多的原子，并求出它们的最小公倍数

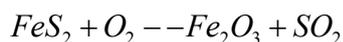


分析：出现个数最多的原子是氧。它们反应前后最小公倍数为“3’4”，由此把 Fe_3O_4 系数乘以 3， Al_2O_3 系数乘以 4，最后配平其它原子个数。

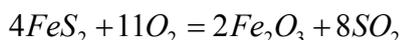


3、奇数偶配法

奇数法配平关键是找出反应前后出现次数最多的原子，并使其单（奇）数变双（偶）数，最后配平其它原子的个数。



分析：由反应找出出现次数最多的原子，是具有单数氧原子的 FeS₂ 变双（即乘 2），然后配平其它原子个数。



（二）零价法

对于 Fe₃C, Fe₃P 等化合物来说，某些元素化合价难以确定，此时可将 Fe₃C, Fe₃P 中各元素视为零价。零价法思想还是把 Fe₃C, Fe₃P 等物质视为一整价。



（三）歧化反应的配平

同一物质内同一元素间发生氧化-还原反应称为歧化反应。配平时将该物质分子式写两遍，一份作氧化剂，一份作还原剂。接下来按配平一般氧化-还原方程式配平原则配平，配平后只需将该物质前两个系数相加就可以了。

（四）逆向配平法

当配平反应物（氧化剂或还原剂）中的一种元素出现几种变价的氧化—还原方程式时，如从反应物开始配平则有一定的难度，若从生成物开始配平，则问题迎刃而解。



分析：这一反应特点是反应前后化合价变化较多，在配平时可选择变化元素较多的一侧首先加系数。本题生成物一侧变价元素较多，故选右侧，采取从右向左配平方法（逆向配平法）。应注意，下列配平时电子转移都是逆向的。



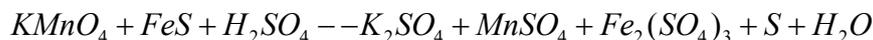
所以，Cu₃P 的系数为 5，H₃PO₄ 的系数为 6，其余观察配平。

解：11P+15CuSO₄+24H₂O====5Cu₃P+6H₃PO₄+15 H₂SO₄

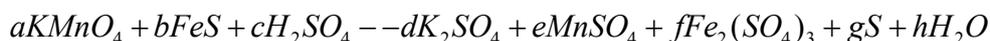
（五）、原子个数守恒法（待定系数法）

任何化学方程式配平后，方程式两边各种原子个数相等，由此我们可以设反应物和生成物的系数分别是 a、b、c/4。

然后根据方程式两边系数关系，列方程组，从而求出 a、b、c/4 最简数比。



分析：此方程式甚为复杂，不妨用原子个数守恒法。设方程式为：



根据各原子守恒，可列出方程组：

$$a=2d \quad (\text{钾守恒})$$

$$a=e \quad (\text{锰守恒})$$

$$b=2f \quad (\text{铁守恒})$$

$$b+c=d+e+3f+g \quad (\text{硫守恒})$$

$$4a+4c=4d+4e+12f+h \quad (\text{氧守恒})$$

$$c=h \quad (\text{氢守恒})$$

解方程组时，可设最小系数（此题中为 d）为 1，则便于计算：得 a=6,b=10,d=3,

e=6,f=5,g=10,h=24。

解: $6\text{KMnO}_4 + 10\text{FeS} + 24\text{H}_2\text{SO}_4 = 3\text{K}_2\text{SO}_4 + 6\text{MnSO}_4 + 5\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 10\text{S} + 24\text{H}_2\text{O}$

(六)、离子电子法

在水溶液中进行的氧化还原反应,除用化合价升降法配平外,一般常用离子-电子法配平。其配平原则是:反应过程中,氧化剂获得的电子总数等于还原剂失去的电子总数。现在结合以下实例说明其配平步骤。在酸性介质中, KMnO_4 与 K_2SO_3 反应生成 MnSO_4 和 K_2SO_4 , 配平此化学方程式。配平的具体步骤如下:

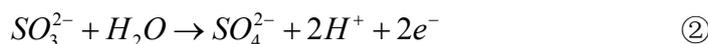
(1) 根据反应写出未配平的离子方程式



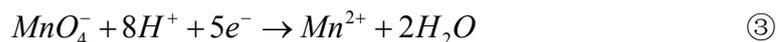
(2) 写出两个半反应式, 一个表示还原剂被氧化的反应, 另一个表示氧化剂被还原的反应:



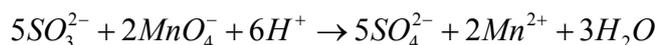
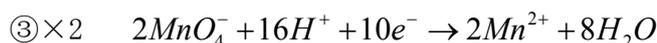
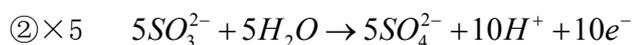
式中产物的氧原子数较反应物中的多, 反应又在酸性介质中进行, 所以可在上式反应物中加 H_2O , 生成物中加 H^+ , 然后进行各元素原子数及电荷数的配平, 可得:



式中产物中的氧原子数减少, 应加足够多的氢离子(氧原子减少数的 2 倍), 使它结合为水, 配平后则得:



(3) 根据氧化剂和还原剂得失电子数相等的原则, 在两个半反应式中各乘以适当的系数, 即以② \times 5, ③ \times 2, 然后相加得到一个配平的离子方程式:



(4) 写出完全的反应方程式: $5\text{K}_2\text{SO}_3 + 2\text{KMnO}_4 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 = 6\text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{MnSO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$

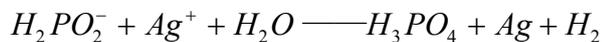
(4) 平均化合价法:

此法适用于有机氧化还原方程式的配平，步骤为：先根据氢+1价，氧-2价来确定碳原子平均化合价，再用化合价升降法配平。如：

$$5\overset{-1}{C}_2\overset{\uparrow 2}{H}_4O + 2K\overset{+7}{Mn}\overset{\downarrow 5}{O}_4 + 3H_2SO_4 = 5\overset{0}{C}_2H_4O_2 + K_2SO_4 + 2\overset{+2}{Mn}SO_4 + 3H_2O$$

(八) 双配法

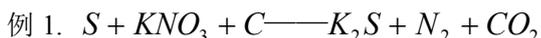
某些特殊的氧化还原反应，从方程式两边同时开始配平。



简析：选择 $H_2PO_2^-$ 、 Ag^+ 和 H_2 作为研究对象。为了满足电荷守恒关系， $H_2PO_2^-$ 、 Ag^+ 的化学计量数必定相等。反应中，1个 $H_2PO_2^-$ 升4价，1个 Ag^+ 降1价，每生成1个 H_2 需降2价，为了使化合价总数相等，在 $H_2PO_2^-$ 、 Ag^+ 前均配1时， H_2 前配3/2，最后将各化学计量数均乘以2，以此配平其余物质的化学计量数，即 $2H_2PO_2^- + 2Ag^+ + 4H_2O = 2H_3PO_4 + 2Ag + 3H_2$

(九) 组合法

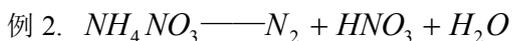
两种或两种以上的物质同时作氧化剂（或还原剂），可把它们按比例进行组合来配平。



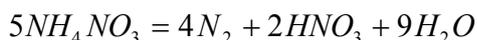
简析：因为 KNO_3 中 K、N 原子个数比为 1:1，为了保证产物中 K、N 原子个数比亦为 1:1， K_2S 、 N_2 的化学计量数必定相等，因此可把 K_2S 、 N_2 组合为一个整体作为研究对象之一， CO_2 为另一研究对象。每生成1个 ($K_2S + N_2$) 需降12价，每生成1个 CO_2 需升4价，故 K_2S 和 N_2 前均配1， CO_2 前配3，以此配平其余物质的化学计量数，即 $S + 2KNO_3 + 3C = K_2S + N_2 + 3CO_2$

(十)、拆分法

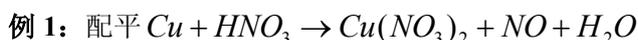
某些情况下，需要把某个化学式人为拆开进行分析。



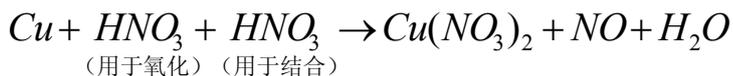
简析：这是一个归中反应，有关价态变化是，-3价的N全部升高到0价的N，+5价的N部分降低到0价的N。前述几种方法均不适合，此时可将 N_2 拆成两部分，即升价而来的N和降价而来的N。每生成一个N，若升价而来，需升3价，若降价而来，需降5价，故升价而来的N原子数为5，降价而来的N原子数为3， $(5+3) \div 2 = 4$ ，即 N_2 的化学计量数，以此配平其余物质的化学计量数，即：



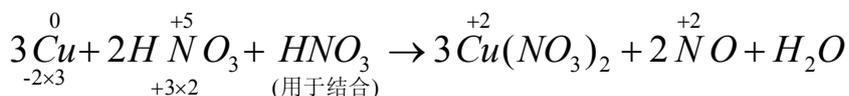
1. 氧化剂或还原剂除了用在氧化、还原中外，还用于和产物结合的情况，把此物质写两次。



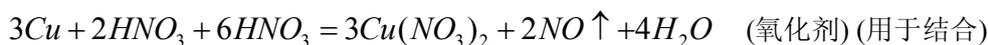
解析： HNO₃既用于作氧化，还用于和氧化产物结合，把 HNO₃写两次：



先按氧化还原配好氧化剂及其还原产物、还原剂及其氧化产物的系数：



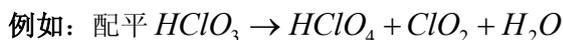
再把用于结合的系数配上，并调整其他物质的系数。



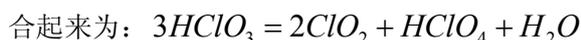
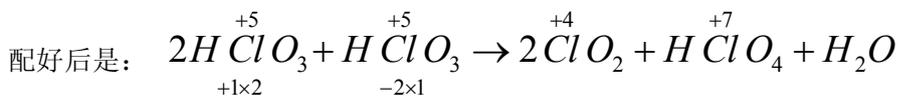
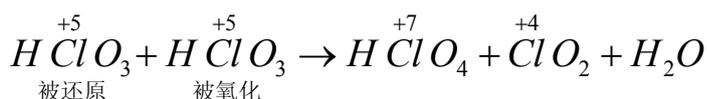
最后把 HNO₃的系数合并： $3Cu + 8HNO_3 = 3Cu(NO_3)_2 + 2NO \uparrow + 4H_2O$

以上那样配平还有一个很大的好处，可以看出做氧化剂的 HNO₃和做酸的 HNO₃之间物质的量之比为 2 : 6 = 1 : 3；可以清楚看出氧化剂(HNO₃)的还原产物(NO)与还原剂(Cu)的氧化物(Cu(NO₃)₂)的物质的量之比为 2 : 3。

2. 被氧化和被还原的两种元素同在一个物质中的情况，把这种情况写两次。

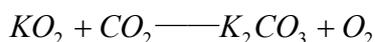


解析： HClO₃中的+5价Cl反应后变成+7和+4价，即被氧化还原，把 HClO₃写两次：



(十一) 定1法

定化学式较为复杂的物质的化学计量数为1，以此配平其余物质的化学计量数。



简析：若规定 K_2CO_3 前配1，则 $2KO_2 + 1CO_2 = 1K_2CO_3 + \frac{3}{2}O_2$

最后将各化学计量数乘以2，则有： $4KO_2 + 2CO_2 = 2K_2CO_3 + 3O_2$

氧化还原反应的配平重点注意以下几点：

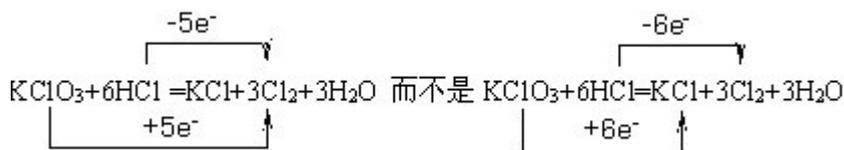
- 1: “集合原子”应做到优先配平。
- 2: 先拆后合的拆项配平法中，需要拆的项是那些在反应中化合价既升高又降低（既作氧化剂又作还原剂）的物质。
- 3: 整体法配平法中，选择把哪个化合价升降过程“捆绑”作为一个过程是关键，选择时一定要把在反应中存在固定物质的量之比的升降过程过程进行“捆绑”，不存在固定物质的量之比的升降过程就不能进行“捆绑”。如 $S+KNO_3+C \rightarrow K_2S+CO_2+N_2$
- 4: 离子反应配平：关键在于能否充分利用“电荷守恒”
- 5: 缺项配平：注意两点：
★如果是化学后应方程式其缺项一般为：水、酸、碱。如果是离子反应方程式其缺项一般为：水、 H^+ 、 OH^- 。

★在离子反应方程式配平其缺项时如有两种可能如 $(H_2O、H^+)$ 或 $(H_2O、OH^-)$ ，还应考虑离子共存的问题如： $Cu^{2+}+FeS_2+\square \rightarrow Cu_2S+SO_4^{2-}+Fe^{2+}+\square$

可有两种选择： $(14、5、12H_2O、7、3、5、24H^+)$ 或 $(14、5、24OH^-、7、3、5、12H_2O)$ 后一种配平由于 OH^- 与 Cu^{2+} 不能共存所以不正确。

第七节 氧化还原反应的五条基本规律

- (1) 电子得失守恒规律：氧化剂得到电子总数=还原剂失去电子总数；
- (2) “以强制弱”规律：氧化剂+还原剂=较弱氧化剂+较弱还原剂；这是氧化还原反应发生的条件。
- (3) 价态归中规律：同一元素不同价态间发生的氧化还原反应，化合价的变化规律遵循：高价+低价→中间价态，中间价态可相同、可不同，但只能靠近不能相互交叉（即价态向中看齐）。



- (4) 歧化反应规律：发生在同一物质分子内、同一价态的同一元素之间的氧化还原反应，叫做歧化反应。其反应规律是：所得产物中，该元素一部分价态升高，一部分价态降低，即“中间价→高价+低价”。具有多种价态的元素(如氯、硫、氮和磷元素等)均可发生歧化反应，如： $Cl_2 + 2NaOH = NaCl + NaClO + H_2O$
- (5) 优先反应原理：在溶液中如果存在多种氧化剂（还原剂），当向溶液中加入一种还原剂（或氧化剂）时，还原剂（或氧化剂）先把氧化性（或还原性）强的氧化剂（或还原剂）还原（或氧化）。

第八节 补充

1. 化合价口诀：一价氢钾钠铵银，二价铜钙钡镁锌，亚铁正二铁正三，常用还有铝正三，负一氟氯氢氧根，还有一个硝酸根，负二硫酸碳酸根，氧硫负二记得深！

2. 在化合物中，若无特别说明则氢元素显+1、氧元素显-2.但是在 NaH 中 H 显-1，在 H_2O_2 和 Na_2O_2 氧元素显-1。

3. 在一些不常见的化合物中按照化合物化合价代数和为 0 计算。 $K_2Cr_2O_7$ 设 Cr 元素化合价为 X ，则 $(+1)*2+X*2+(-2)*7=0$ $X=+6$

4. 原子团中某元素化合价的计算方法。如 $X_2O_7^{2-}$ 离子。设 X 化合价为 a ，则 $2a+(-2)*7=-2$ ，则 $X=+6$

(1) 电解质的强弱与溶解性无关, 某些盐如 BaSO_4 、 CaCO_3 等, 虽难溶于水却是强电解质, 因为它们溶于水的部分是完全电离的, 尽管很难测出它们的导电性。某些盐如 HgCl_2 、 $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ 等尽管能溶于水, 却部分电离, 是弱电解质。

(2) 电解质的强弱与溶液的导电性没有必然的联系, 其导电能力强弱由自由离子的浓度决定, 也与离子所带电荷多少有关, 很稀的强电解质溶液的导电性很弱, 浓度较大的弱电解质溶液导电性可能较强。因此强电解质溶液的导电能力不一定强, 弱电解质溶液的导电能力不一定弱。

(3) 某些离子型氧化物, 如 Na_2O 、 CaO 、 Na_2O_2 等, 它们虽然溶于水后的电离出来的自由离子不是自身的, 但在融化时却可自身完全电离, 属于强电解质。

(4) 强电解质的电离用 “=” , 弱电解质的电离用 “ \rightleftharpoons ” 表示。

(5) NaHSO_4 在水溶液中的电离方程式为: $\text{NaHSO}_4 = \text{Na}^+ + \text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$, 在熔融时的电离方程式为: $\text{NaHSO}_4 = \text{Na}^+ + \text{HSO}_4^-$

4. 电离

(1) 概念: 电解质在水溶液中或熔融状态下, 离解成自由移动的离子的过程, 叫电解质的电离。电离不需通电, 且一般为吸热过程。

(2) 电离方程式及其书写

用化学式和离子符号来表示电解质的电离过程的式子叫电离方程式。书写原则和方法如下:

强电解质: 完全电离, 符号用 “=”。如: $\text{HCl} = \text{H}^+ + \text{Cl}^-$ $\text{CH}_3\text{COONH}_4 = \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{NH}_4^+$ $\text{Ba}(\text{OH})_2 = \text{Ba}^{2+} + 2\text{OH}^-$ 。

所有强酸、强碱和大部分盐是强电解质。

弱电解质: 部分电离, 符号用 “ \rightleftharpoons ”。如: $\text{CH}_3\text{COOH} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}^+$ $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$ 。

所有的弱酸、弱碱、水和少部分盐是弱电解质。

(3) 常见强酸: HCl 、 HNO_3 、 H_2SO_4 、 HBr 、 HIO_3 、 HClO_4 等。

常见强碱: KOH 、 NaOH 、 $\text{Ba}(\text{OH})_2$ 等。

常见弱酸: CH_3COOH 、 H_2CO_3 、 HClO 、 H_2S 、 H_2SO_3 、 HF 、 HCN 、 HNO_2 等。

常见弱碱: $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ 、 $\text{Cu}(\text{OH})_2$ 、 $\text{Fe}(\text{OH})_3$ 等。

(4) 注意问题:

① 多元弱酸是分步电离的, 必须分步书写电离方程式或只写一步; 多元弱碱也分步电离, 但可按一步电离写出。如氢硫酸: $\text{H}_2\text{S} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HS}^-$, $\text{HS}^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{S}^{2-}$ 。氢氧化铁: $\text{Fe}(\text{OH})_3 \rightleftharpoons \text{Fe}^{3+} + \text{OH}^-$ 。

② 强酸的酸式盐完全电离, 弱酸的酸式盐中酸式根不完全电离。如 NaHSO_4 : $\text{NaHSO}_4 = \text{Na}^+ + \text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$ (水溶液中)。
 $\text{NaHCO}_3 = \text{Na}^+ + \text{HCO}_3^-$ (同时存在 $\text{HCO}_3^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-}$)

③ 在熔融状态时 $\text{NaHSO}_4 = \text{Na}^+ + \text{HSO}_4^-$ (HSO_4^- 中的共价键不断裂)。

④ 复盐能完全电离, 如 $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$: $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 = \text{K}^+ + \text{Al}^{3+} + 2\text{SO}_4^{2-}$

⑤ 两性强氧化物同时存在酸式电离和碱式电离, 如: $\text{H}^+ + \text{AlO}_2^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Al}(\text{OH})_3 \rightleftharpoons \text{Al}^{3+} + 3\text{OH}^-$

5. 一元强酸与一元弱酸的比较

① 相同物质的量浓度、相同体积的一元强酸 (如盐酸) 与一元弱酸 (如醋酸) 的比较

	$\text{C}(\text{H}^+)$	pH	中和碱的能力	与活泼金属反应生成 H_2	与活泼金属反应的 ν (始)
一元强酸	大	小	相同	相同	大
一元弱酸	小	大			小

② 相同 pH、相同体积的一元强酸与一元弱酸的比较见下表:

	$\text{C}(\text{H}^+)$	pH	中和碱的能力	与活泼金属反应生成 H_2	与活泼金属反应的 ν (始)
一元强酸	相同	小	小	小	相同
一元弱酸		大	大	大	

第二节 弱电解质的电离平衡

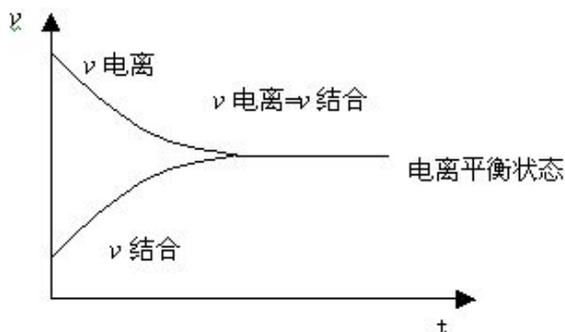
1. 概念

弱电解质的电离平衡是指在一定条件下 (湿度、浓度), 弱电解质电离成离子的速率和离子结合成分子的速率相等的状态。

2. 特点

- ①逆：可逆反应，所有弱电解质的电离都是可逆的，只是达到平衡的前提条件。
- ②等：弱电解质分子的电离速率等于离子结合成分子的速率，即 $v_{\text{电离}} = v_{\text{结合}}$ 。
- ③动：动态平衡： $v_{\text{离子化}} = v_{\text{分子化}} \neq 0$ 。
- ④定：平衡时各组成成分一定，即平衡时溶液中离子浓度和分子浓度保持不变。
- ⑤变：条件改变，电离平衡被破坏，平衡发生移动，重新达到新的平衡。

3. 电离平衡的建立： $\text{CH}_3\text{COOH} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}^+$



4. 电离平衡常数

(1) 定义：电离常数受温度影响，与溶液浓度无关，温度一定，电离常数一定。根据同一温度下电离常数的大小可判断弱电解质电离能力的相对强弱。

(2) 表达式： $\text{CH}_3\text{COOH} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}^+$ $K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$

注：弱酸的电离常数越大， $[\text{H}^+]$ 越大，酸性越强；反之，酸性越弱。



注：多元弱酸各级电离常数逐级减少，且一般相差很大，故氢离子主要由第一步电离产生弱碱与弱酸具类似规律： $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$ $K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}]}$

室温： $K_b(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}) = 1.7 \times 10^{-5} \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$

5. 电离度

$\alpha = \frac{\text{已电离的溶质分子数}}{\text{原始溶质分子总数}} \times 100\%$

注：①同温同浓度，不同的电解质的电离度不同

②同一弱电解质，在不同浓度的水溶液中，电离度不同；溶液越稀，电离度越大。

6. 影响电离平衡的因素

与化学平衡一样，外界条件的改变也会引起移动。

内因：电解质本身的性质

外因：(符合勒夏特列原理)

(1) 温度：升高温度，电离平衡向电离的方向移动（若温度变化不大，一般不考虑其影响）

(2) 浓度：

①加水稀释，电离平衡向电离的方向移动，即溶液浓度越小，弱电解质越易电离。

②加入某强电解质（含弱电解离子），电离平衡向生成弱电解质的方向移动。

③加入某电解质，消耗弱电解质，电离平衡向电离的方向移动，但电离度减小。

以 $0.1 \text{mol}/\text{L}$ CH_3COOH 溶液为例：

变化项目 \ 项目	加水	升温	加入固体 NaOH	加入无水 CH ₃ COONa	通入气体 HCl	加入等浓度的 CH ₃ COOH
平衡移动	右移	右移	右移	左移	左移	不移动
H ⁺ 的物质的量 (mol)	增大	增大	减小	减小	增大	增大
[H ⁺]浓度 (mol)	减小	增大	减小	减小	增大	不变
pH 值	增大	减小	增大	增大	减小	不变
导电能力	减弱	增强	增强	增强	增强	不变

7. 电离方程式的书写

①质量守恒：即：“=”两边原子种类，数目、质量不变。

②电荷守恒：即：正电荷总数=负电荷总数。

③元素或原子团的化合价数等于形成的阳离子所带的正电荷数。同理，元素或原子团的负价数等于形成的阴离子所带的负电荷数。离子的个数用阿拉伯数字标在离子符号之前。

(1) 强电解质，完全电离用“====”



(2) 弱电解质，部分电离用“ \rightleftharpoons ”

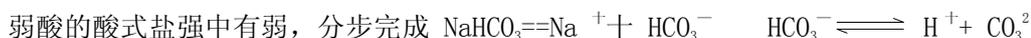


(3) 多元弱酸，分步电离，以第一步为主



(4) 多元弱碱一步电离 $\text{Cu}(\text{OH})_2 \rightleftharpoons \text{Cu}^{2+} + 2\text{OH}^-$

(5) 酸式盐：



第三节 电解质溶液导电能力的强弱与电解质强弱影响溶液导电能力的因素

①自由移动离子浓度的大小。(主要决定因素)湿度一定，离子浓度越大，导电能力越强。

②温度：温度越高，导电能力越强。(与金属导电相反)

③离子电荷数：电荷数越高，导电能力越强。

由此可知：强电解质溶液的导电能力不一定比弱电解质强。

如：醋酸的导电能力可比极稀 HCl 溶液强。CaCO₃ 虽为强电解质，但溶于水所得溶液极稀，导电能力极差。

思考：若在某溶液中加入一种物质，出现沉淀，则溶液的导电能力一定减弱吗？(湿度不变)

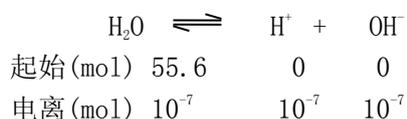
分析：不一定。关键要看溶液中离子浓度有无显著变化。如：

(1) 若在 H₂SO₄ 溶液中加入 Ba(OH)₂，因生成 BaSO₄ 沉淀和极难电离的水，使溶液中离子浓度降低，导电能力降低。(2) 若在 H₂SO₄ 溶液中加入 BaCl₂，虽有沉淀 BaSO₄ 生成，但同时生成了 HCl，相当于 1mol SO₄²⁻ 被 2mol Cl⁻ 替代，故导电能力有所增强。(3) 若在 HCl 溶液中加入 AgNO₃，则导电能力几乎不变。

第四节 水的电离平衡

1. 实验证明，纯水微弱的导电性，是极弱的电解质：

2. 25℃ 1L H₂O 的物质的量 $n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{1000}{18} = 55.6(\text{mol})$ 共有 10^{-7}mol 发生电离



平衡(mol) 5.6×10^{-7} 10^{-7} 10^{-7}
 25°C $[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-7} = 10^{-14} = K_w$ 的离子积常数。

2. 影响 K_w 的因素

K_w 与溶液中 $[\text{H}^+]$ 、 $[\text{OH}^-]$ 无关，与温度有关。

水的电离为吸热过程，所以当温度升高时，水的电离程度增大， K_w 也增大。

例如 100°C ， $1\text{LH}_2\text{O}$ 有 10^{-6}mol 电离，此时水的离子积常数为 $K_w = 10^{-6} \cdot 10^{-6} = 10^{-12}$ 。

3. 影响水的电离平衡因素

- (1) 温度，升高温度促进水的电离，降温则相反
 - (2) 向纯水中引入 H^+ 或 OH^- ，会抑制水的电离
 - (3) 向纯水中引入弱酸根阴离子或弱碱阳离子，将促进水的电离，此乃为盐类水解的实质。
- 酸、碱、盐溶液中水电离的定量计算。(列表比较如下:)

		$[\text{H}^+]_{\text{水}}$ 与 $[\text{OH}^-]_{\text{水}}$ 关系	x 的计算式	室温 x 值	对水电离影响
纯水		$[\text{H}^+]_{\text{水}} = [\text{OH}^-]_{\text{水}}$	$x = \sqrt{K_w}$	$x = 1 \times 10^{-7} \text{mol/L}$	对水电离影响
酸溶液			$x = \frac{K_w}{[\text{H}^+]}$	$x < 1 \times 10^{-7} \text{mol/L}$	抑制
碱溶液			$x = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]}$		
正盐溶液	强酸弱碱盐		$x = [\text{H}^+]$	$x > 1 \times 10^{-7} \text{mol/L}$	促进
	强碱弱酸盐		$x = [\text{OH}^-]$		
	强碱强酸盐	$x = \sqrt{K_w}$	$x = 1 \times 10^{-7} \text{mol/L}$	无	

注: $[\text{H}^+]_{\text{水}}$ 、 $[\text{OH}^-]_{\text{水}}$ 指水电离出的 H^+ 、 OH^- 浓度。 $[\text{H}^+]_{\text{指}}$ 、 $[\text{OH}^-]_{\text{指}}$ 指溶液中的 H^+ 、 OH^- 浓度
 由上表可得重要规律:

- (1) 在任意温度、任意物质的水溶液中(含纯水)的水本身电离出的 $[\text{H}^+]_{\text{水}} \equiv [\text{OH}^-]_{\text{水}}$
 - (2) 酸和碱对水的电离均起抑制作用
- ① 只要碱的 pH 值相等(不论强弱、不论几元)对水的抑制程度相等，碱也同理。
 ② 若酸溶液的 pH 值与碱溶液的 pOH 值相等，则两种溶液中水的电离度相等。

如 pH=3 的盐酸溶液与 pH=11 的氨水溶液在室温下，由水电离出的 $[\text{H}^+]_{\text{水}} = [\text{OH}^-]_{\text{水}} = \frac{10^{-14}}{10^{-3}} = 10^{-11} \text{mol/L}$

(3) 在凡能水解的盐溶液中，水的电离均受到促进，且当强酸弱的碱盐的 pH 和强碱弱酸盐的 pOH 值相等时(同一湿度)，则促进程度相等。

(4) 较浓溶液中水电离出 $[\text{H}^+]$ 的大小:

- ① 酸溶液中 $[\text{OH}^-]$ 等于水电离的 $[\text{H}^+]$
- ② 碱溶液中 $[\text{H}^+]$ 等于水电离的 $[\text{H}^+]$
- ③ 强酸弱碱盐溶液中的 $[\text{H}^+]$ 等于水电离出 $[\text{H}^+]$
- ④ 强碱弱酸盐溶液中的 $[\text{OH}^-]$ 等于水电离出的 $[\text{H}^+]$

如 pH=4 的 NH_4Cl 溶液与 pH=10 的 NaAc 溶液中，(室温)由水电离出的 $[\text{H}^+]_{\text{水}} = [\text{OH}^-]_{\text{水}} = \frac{10^{-14}}{10^{-10}} = 10^{-4} \text{mol/L}$

第五节 盐类的水解

1. 盐类水解的实质及规律

(1) 定义

盐电离出来的一种或多种离子跟水电离出来的 H^+ 或 OH^- 生成弱电解质的反应叫盐类的水解(有弱才水解)。

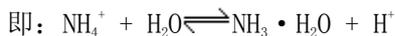
如: NH_4Cl 水解: $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} + \text{HCl}$ 又如 CH_3COONa 水解: $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOH} + \text{OH}^-$

(2) 原理

① CH_3COONa 溶液: $\text{CH}_3\text{COONa} = \text{Na}^+ + \text{CH}_3\text{COO}^-$



故: 溶液中 $[\text{OH}^-] > [\text{H}^+]$, 溶液显碱性。



故: 溶液中 $[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$, 溶液呈酸性。

(3) 实质

盐电离出来的离子与水电离出的 H^+ 或 OH^- 结合生成弱电解质, 从而破坏了水的电离, 使溶液显示出不同程度的酸性、碱性或中性, 从而促进了水的电离。

(4) 条件

①盐必须溶于水中。

②盐中须有弱酸根阴离子或弱碱阳离子(有弱才水解, 强酸强碱盐不水解)。

(5) 特征

①从形式上看, 盐类的水解可看做酸碱中和反应的逆反应: 盐+水 \rightleftharpoons 酸+碱

②水解反应为吸热反应。 $(\Delta H > 0)$

③强酸弱碱盐和强碱弱酸盐的水解反应程度一般较小, 因此水解方程式中的生成物一般不写“ \downarrow ”和“ \uparrow ”, 不写成分解产物的形式, 如 H_2CO_3 不写为 CO_2 和 H_2O 。

(6) 规律

规律: “有弱才水解, 无弱不水解, 谁弱谁水解, 都弱双水解, 越弱越水解, 谁强显谁性, 同强显中性。”

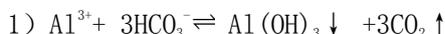
①组成盐的弱碱阳离子(M^+)能水解显酸性, 组成盐的弱酸阴离子(A^-)能水解显碱性。



②盐对应的酸(或碱)越弱, 水解程度越大, 溶液碱性(或酸性)越强。

③多元弱酸根, 正酸根离子比酸式酸根离子水解程度大得多, 如 CO_3^{2-} 比 HCO_3^- 的水解程度大, 溶液的碱性更强。

④双水解, 双水解反应的离子方程式的书写遵循“有氢无水, 无氢有水”的规律, 如:



HCO_3^- 中有氢, 虽水解过程中有水参加反应, 但水解后又有水生成, 且量相等, 故离子方程式中无水的分子式。



注: NH_4^+ 同 SiO_3^{2-} 、 AlO_2^- 要考虑双水解; Al^{3+} 同 S^{2-} 、 SiO_3^{2-} 、 CO_3^{2-} 、 HCO_3^- 、 ClO^- 、 AlO_2^- 等要考虑双水解; Fe^{3+} 同 SiO_3^{2-} 、 CO_3^{2-} 、 HCO_3^- 、 ClO^- 、 AlO_2^- 等要考虑双水解。

⑤多元弱酸根离子的水解分步进行 $\text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$ $\text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{OH}^-$ (很小, 可忽略) 多元弱碱阳离子的水解分步进行复杂, 以总反应表示: $\text{Al}^{3+} + 3\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{H}^+$

【说明】水解反应一般程度都很小, 水解产物很少, 无明显沉淀、气体生成。

2. 盐类水解离子方程式的书写

(1) 左边写水解的离子符号和水的化学式, 右边写生成的弱电解质的化学式和相应生成的 H^+ (或 OH^-)。

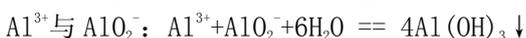
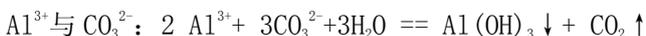
(2) 由于水解较弱, 除完全双水解以外, 一般都不可能进行完全, 所以中间用“ \rightleftharpoons ”连接, 但完全双水解中间用“=”连接。

(3) 除完全双水解外, 在生成物中一般不标气体符号“ \uparrow ”和沉淀符号“ \downarrow ”, 但完全双水解要标。

(4) 多元弱酸根的正酸根离子的水解是分步进行的, 其水解离子方程式要分步写, 不能一步完成, 其水解程度正酸根离子要远大于酸式酸根离子。举例:



双水解:



3. 影响盐类水解平衡的因素

(1) 内因

主要因素是盐本身的性质，组成盐的酸根对应的酸越弱或阳离子对应的碱越弱，水解程度就越大（越弱越水解）。

(2) 外因

①温度：水解过程是吸热过程，故升温使水解程度增大，反之则减小。

②浓度：盐溶液越稀，水解程度越大，反之越小。外加酸、碱等物质抑制或促进盐的水解。盐的浓度越大，水解程度越小，但水解产生的 H^+ 浓度或 OH^- 浓度越大，该盐溶液的酸性（或碱性）比该盐的稀溶液酸性（或碱性）强。

③外加酸碱液对盐水解反应的影响：

向盐溶液中加入 H^+ ，可抑制阳离子水解，促进阴离子水解；向盐溶液中加入 OH^- ，能抑制阴离子水解，促进阳离子水解。

水解反应 $CH_3COO^- + H_2O \rightleftharpoons CH_3COOH + OH^-$ ，现以 $0.1 \text{ mol} \cdot L^{-1}$ 的醋酸钠溶液为例：

改变条件	平衡移动方向	水解程度	$[OH^-]$	pH
加水	向右	增大	减小	减小
通 HCl 气体	向右	增大	减小	减小
加入少量 NaOH	向左	减小	增大	增大
加入少量醋酸钠	向左	减小	增大	增大
加热	向右	增大	增大	增大

(3) 某些弱酸弱碱盐双水解

泡沫灭火器的灭火原理： $3HCO_3^- + Al^{3+} = Al(OH)_3 \downarrow + 3CO_2 \uparrow$

Al_2S_3 ： $Al_2S_3 + 6H_2O = 2Al(OH)_3 \downarrow + 3H_2S \uparrow$

4. 盐类水解的应用

(1) 判断盐溶液的酸碱性（或 pH 范围）。例如， $AlCl_3$ 溶液的 $pH < 7$ ，显酸性。

(2) 判断酸碱完全中和（恰好反应）时溶液的酸碱性。例如，等体积、等物质的量浓度的氨水跟盐酸混合后，因为完全反应生成了强酸弱碱盐 NH_4Cl ，故 $pH < 7$ ，显酸性。

(3) 比较盐溶液中离子浓度的大小或离子数目的多少。例如，在碳酸钠晶体中， $n(Na^+) = 2n(CO_3^{2-})$ ，但在 Na_2CO_3 溶液中，由于 CO_3^{2-} 的水解 $c(Na^+) > c(CO_3^{2-})$ 。

(4) 配制盐溶液。配制强酸弱碱盐（如含 Fe^{3+} 、 Al^{3+} 、 Cu^{2+} 、 Sn^{2+} 、 Fe^{2+} 的盐）溶液时，加入少量对应酸以防止水解。

配制弱酸强碱盐时，加入少量对应的碱以防止水解。例如，配制 Na_2S 溶液时，需加入少量的 $NaOH$ 固体，以抑制 S^{2-} 的水解。

(5) 利用盐水解的原理，使某些弱碱阳离子水解生成氢氧化物沉淀而将其除去。例如，固体 KNO_3 中含有 $Fe(NO_3)_3$ 时，先将其溶于蒸馏水中，再加热，使 Fe^{3+} 水解生成 $Fe(OH)_3$ 沉淀后过滤除去。又如，在酸性 $MgCl_2$ 溶液中混有 $FeCl_3$ ，要除去 Fe^{3+} ，可利用 Fe^{3+} 比 Mg^{2+} 水解程度大得多的原理，向溶液中加入 MgO 、 $Mg(OH)_2$ 或 $MgCO_3$ 等，使 Fe^{3+} 转变成 $Fe(OH)_3$ 沉淀除去。

(6) Mg 、 Zn 等较活泼金属溶于某些强酸弱碱盐（如 NH_4Cl 、 $AlCl_3$ 、 $FeCl_3$ 等）溶液中，产生 H_2 。例如，将镁条投入浓 NH_4Cl 溶液中，有 H_2 、 NH_3 两种气体产生。有关离子方程式：



(7) 用铁盐、铝盐等作净水剂。铁盐、铝盐易发生水解： $Fe^{3+} + 3H_2O \rightleftharpoons Fe(OH)_3 + 3H^+$ ， $Al^{3+} + 3H_2O \rightleftharpoons Al(OH)_3 + 3H^+$ 。水解后生成的 $Fe(OH)_3$ 、 $Al(OH)_3$ 胶体能吸附水中的悬浮物而使水澄清。

(8) 挥发性酸对应的盐（如 $AlCl_3$ 、 $FeCl_3$ 等）加热蒸干、灼烧。例如，将 $FeCl_3$ 溶液加热蒸干、灼烧，最后的固体残留物为 Fe_2O_3 。原因是 $FeCl_3 + 3H_2O \rightleftharpoons Fe(OH)_3 + 3HCl$ ，升温促进了 $FeCl_3$ 的水解，同时加热使生成的 HCl 从溶液中逸出而产生大量的 $Fe(OH)_3$ ，蒸干后再灼烧，反应的化学方程式： $Fe(OH)_3 = Fe_2O_3 + 3H_2O$ 。

(9) 某些试剂的实验室贮存要考虑盐的水解。如： Na_2CO_3 、 $NaHCO_3$ 溶液，因 CO_3^{2-} 、 HCO_3^- 水解使溶液呈碱

性, OH⁻与玻璃中的 SiO₂ 反应生成硅酸盐, 使试剂瓶口与瓶塞粘结, 因而不能用带玻璃塞的实际瓶贮存, 必须用带橡皮塞的试剂瓶保存。

(10) 水解显酸性的溶液与水解显碱性的溶液混合——双水解反应。强酸弱碱盐和强碱弱酸盐的水溶液相遇时, 如果水解时所生成的氢氧化物溶解度小于两种盐按复分解反应方式进行反应所生成的难溶盐的溶解度时, 将发生双水解反应。因反应能进行到底, 故书写双水解反应的化学方程式时要用“=”和“↑”、“↓”。

例如, 将 Al₂(SO₄)₃ 溶液与 NaHCO₃ 溶液混合发生反应: $Al^{3+} + 3 HCO_3^- = 3 Al(OH)_3 \downarrow + 3 CO_2 \uparrow$ (泡沫灭火器原理), 又如氯化铝溶液与偏铝酸钠溶液混合, 也发生双水解: $3 AlO_2^- + Al^{3+} + 6 H_2O = 4 Al(OH)_3 \downarrow$ 。

此外, 还有盐溶液的鉴别、化肥的混施等也需要考虑盐类的水解。

明矾做净水剂: $Al^{3+} + 3 H_2O \rightleftharpoons Al(OH)_3 + 3 H^+$ 热碱水洗油污: $CO_3^{2-} + H_2O \rightleftharpoons HCO_3^- + OH^-$

配制 FeCl₃ 溶液, SnCl₂ 溶液, 向其中滴入盐酸, 抑制离子水解:

Fe³⁺ 的水解: $Fe^{3+} + 3 H_2O \rightleftharpoons Fe(OH)_3 + 3 H^+$ Sn²⁺ 的水解: $Sn^{2+} + H_2O + Cl^- \rightleftharpoons Sn(OH)Cl + H^+$

第六节 水解过程中的守恒问题

(以 NaHCO₃ 水解为例, HCO₃⁻既水解又电离)

NaHCO₃ 溶液中存在 Na⁺, H⁺, OH⁻, HCO₃⁻, CO₃²⁻, H₂CO₃

① 电荷守恒——溶液中所有阳离子带的正电荷等于所有阴离子带的负电荷 (即溶液呈电中性)

$c(Na^+) + c(H^+) = c(OH^-) + 2c(CO_3^{2-}) + c(HCO_3^-)$

② 物料守恒 (原子守恒) ——溶液中某些离子能水解或电离, 这些粒子中某些原子总数不变, 某些原子数目之比不变

$n(Na) : n(C) = 1 : 1$ 所以 $c(Na^+) = c(HCO_3^-) + c(CO_3^{2-}) + c(H_2CO_3)$

③ 水的电离守恒 (质子守恒) (也可以由上述两式相减得到, 最好由上述两式相减得到)

$c(H^+) + c(H_2CO_3) = c(OH^-) + c(CO_3^{2-})$

第七节 难溶电解质的溶解平衡

1. 固体物质的溶解度

在一定温度下, 某固体物质在 100g 溶剂里达到饱和状态时所溶解的质量, 叫做这种物质在这种溶剂里

的溶解度。溶解度的符号是 S, 单位是 g, 定义式是 $S = \frac{m(\text{溶质})}{m(\text{溶剂})} \times 100g$ 。

从溶解度这一角度讲, 可将物质进行如下分类:

溶解性	易溶	可溶	微溶	难溶
溶解度	>10g	1~10g	0.01~1g	<0.01g
示例	AgNO ₃ 、NaCl	NaHCO ₃	Ca(OH) ₂ 、CaSO ₄	CaCO ₃ 、AgCl

注: 绝大多数固体的溶解度随温度的升高而增大, 如 KNO₃、CuSO₄ 等, 少数物质的溶解度随温度升高, 变化并不明显, 如 NaCl, 个别物质的溶解度随温度的升高反而减小, 如 Ca(OH)₂。当溶液中某离子的浓度 ≤ 10⁻⁵ mol/L 时, 可认为该离子沉淀完全了。

2. 沉淀溶解平衡

(1) 沉淀溶解平衡的建立

将固体 (如蔗糖或食盐) 溶于水中, 一方面, 在水分子的作用下, 分子或离子脱离固体表面进入水中, 这一过程叫做溶解 (或扩散) 过程; 另一方面, 溶液中的分子或离子又在未溶解的固体表面聚集成晶体,

这一过程叫做结晶（或析出）过程。当这两个过程的速率相等时，物质的溶解度达到最大限度，形成饱和溶液，达到溶解平衡状态。

以 AgCl 溶解为例：

从固体溶解度平衡的角度，AgCl 在溶液中存在上述两个过程：一方面，在水分子的作用下，少 Ag^+ 和 Cl^- 脱离 AgCl 表面溶于水中；另一方面，溶液中 Ag^+ 和 Cl^- 受 AgCl 表面正负离子的吸引，回到 AgCl 的表面析出沉淀，在一定温度下，当沉淀溶解和生成速率相等时，便得到： $\text{AgCl} \rightleftharpoons \text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$ 。

(2) 溶解平衡的特征

- ① “逆”：溶解平衡的过程是可逆的。
- ② “等”： $v(\text{溶解}) = v(\text{沉淀})$ 。
- ③ “动”：动态平衡： $v(\text{溶解}) = v(\text{沉淀}) \neq 0$ 。
- ④ “定”：达到平衡时，溶液中离子浓度保持不变。
- ⑤ “变”：当外界条件改变时，溶解平衡平衡发生移动，重新达到新的平衡。

3. 影响沉淀溶解平衡的因素

(1) 内因：难溶性电解质本身的性质。

(2) 外因：

- ① 浓度：加水稀释，沉淀溶解平衡向溶解方向移动，但 K_{sp} 不变。
- ② 温度：多数难溶性电解质溶解于水是吸热的，所以升高温度，沉淀溶解平衡向溶解方向移动，同时 K_{sp} 变大。
- ③ 同离子效应：向沉淀溶解平衡体系中加入相同离子，使平衡向沉淀方向移动，但 K_{sp} 不变。
- ④ 其他：向沉淀溶解平衡体系中，加入可与体系中某些离子反应生成更难溶物质或其他的离子，使平衡向溶解方向移动， K_{sp} 不变。

第八节 电离水解平衡的特点

① 弱电解质溶于水，在水分子的作用下，弱电解质分子的离子化过程和阴阳离子的分子化过程的速率相同建立了该化学平衡，电离平衡的移动遵循化学平衡移动的一般性规律。

② 影响电离平衡的主要因素有：温度的升降；溶质浓度的降低（稀释）；通过离子消耗降低生成离子的浓度；同离子效应——增大生成离子的浓度。

③ 遵循勒夏特列原理，平衡的移动是减弱外界条件的改变而不是逆转外界条件的改变。例如：加水稀释醋酸，平衡正向移动，但是溶液中的 $C(\text{H}^+)$ 依然是减小的，增加的只是 $n(\text{H}^+)$ 。

第九节 加热浓缩或蒸干盐溶液

① 盐水解生成挥发性酸，蒸干后得到其氢氧化物，如 FeCl_3 蒸干后得到 $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ，如继续蒸则最终产物是 Fe_2O_3

盐水解生成难挥发性酸或强碱，蒸干后得到原溶质，如 CuSO_4

② 阴阳离子均易水解的盐，蒸干后得不到任何物质，如 $(\text{NH}_4)_2\text{S}$

③ 易被氧化的物质，蒸干后得到其氧化产物，如 Na_2SO_3 溶液蒸干后得到 Na_2SO_4

④ 受热易分解的物质，蒸干后得到其分解产物，如 $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$ 蒸干后得到 $\text{Mg}(\text{OH})_2$

弱碱易挥发性酸盐 $\xrightarrow{\text{蒸干}}$ 氢氧化物固体（除铵盐）

弱碱难挥发性酸盐 $\xrightarrow{\text{蒸干}}$ 同溶质固体

笔记十五 高中有机化学知识点总结笔记

第一节 基础知识

1. 需水浴加热的反应有：银镜反应、乙酸乙酯的水解、苯的硝化、糖的水解

凡是在不高于 100℃ 的条件下反应，均可用水浴加热，其优点：温度变化平稳，不会大起大落，有利于反应的进行。

2. 需用温度计的实验有：

实验室制乙烯（170℃）、蒸馏、乙酸乙酯的水解（70—80℃）、制硝基苯（50—60℃）

说明：（1）凡需要准确控制温度者均需用温度计。

（2）注意温度计水银球的位置。

3. 能发生银镜反应的物质有：醛、甲酸、甲酸盐、甲酸酯、葡萄糖、麦芽糖——凡含醛基的物质。

4. 浓硫酸（H₂SO₄）、加热条件下发生的反应有：

苯及苯的同系物的硝化、磺化、醇的脱水反应、酯化反应、水解反应。

5. 有硫酸参与的有机反应：

（1）浓硫酸做反应物（苯、苯酚的磺化反应）

（2）浓硫酸做催化剂和吸水剂（乙醇脱水制乙烯或制乙醚、苯的硝化反应、酯化反应）

（3）稀硫酸作催化剂（酯类的水解）

6. 重要反应方程式

苯：1. 1、取代（溴）

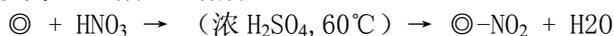


注：V 苯：V 溴=4：1

长导管：冷凝 回流 导气、防倒吸 NaOH 除杂

现象：导管口白雾、浅黄色沉淀（AgBr）、CCl₄：褐色不溶于水的液体（溴苯）

1. 2、取代——硝化（硝酸）



注：先加浓硝酸再加浓硫酸 冷却至室温再加苯

50℃-60℃ 【水浴】 温度计插入烧杯

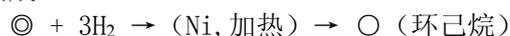
除混酸：NaOH

硝基苯：无色油状液体 难溶 苦杏仁味 毒

1. 3、取代——磺化（浓硫酸）



2、加成



醇：1、置换（活泼金属）：2CH₃CH₂OH + 2Na → 2CH₃CH₂ONa + H₂↑

2、消去（分子内脱水）：C₂H₅OH → (浓 H₂SO₄, 170℃) → CH₂=CH₂↑ + H₂O

3、取代（分子间脱水）：2CH₃CH₂OH → (浓 H₂SO₄, 140°) → CH₃CH₂OCH₂CH₃（乙醚）+ H₂O

（乙醚：无色 无毒 易挥发 液体 麻醉剂）

4、催化氧化：2CH₃CH₂OH + O₂ → (Cu, 加热) → 2CH₃CHO（乙醛）+ 2H₂O

现象：铜丝表面变黑 浸入乙醇后变红 液体有特殊刺激性气味

酸：取代（酯化）：CH₃COOH + C₂H₅OH → (浓 H₂SO₄, 加热) → CH₃COOC₂H₅ + H₂O

（乙酸乙酯：有香味的无色油状液体）

注：【酸脱羟基醇脱氢】（同位素示踪法）

碎瓷片：防止暴沸 浓硫酸：催化 脱水 吸水

饱和 Na₂CO₃：1、减小乙酸乙酯的溶解，利于分层；2、除掉乙酸，避免乙酸干扰乙酸

乙酯的气味；3、吸收挥发出来的乙醇

饱和碳酸钠不能换成氢氧化钠，否则会造成酯的水解

卤代烃：1、取代（水解）【NaOH 水溶液】：CH₃CH₂X + NaOH → (H₂O, 加热) → CH₃CH₂OH + NaX

注：NaOH 作用：中和 HBr 加快反应速率

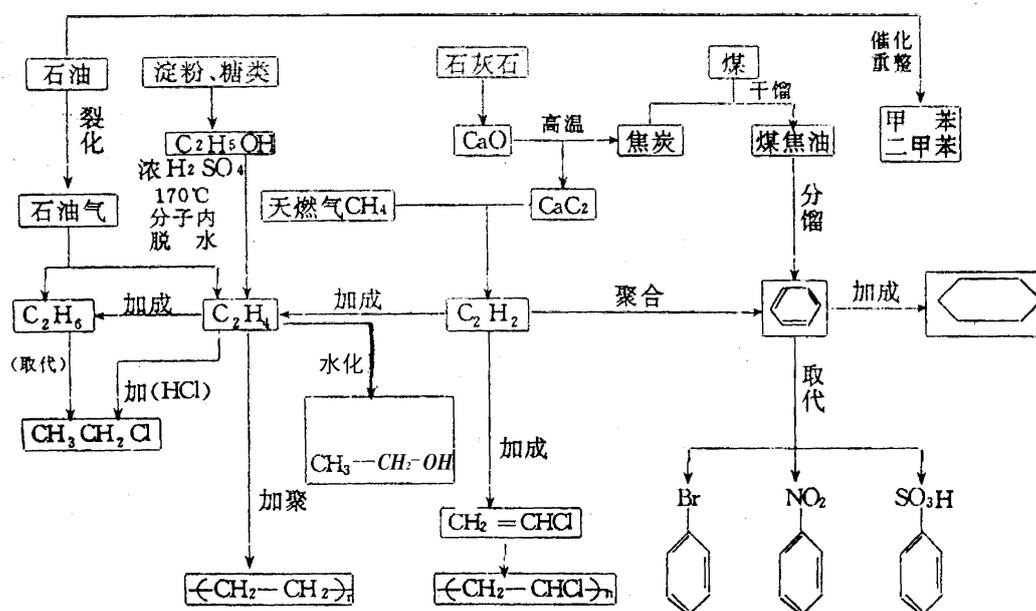
检验 X：加入硝酸酸化的 AgNO₃ 观察沉淀

2、消去【NaOH 醇溶液】：CH₃CH₂Cl + NaOH → (醇, 加热) → CH₂=CH₂↑ + NaCl + H₂O

注：相邻C原子上有H才可消去
 加H加在H多处，脱H脱在H少处（马氏规律）
 醇溶液：抑制水解（抑制NaOH电离）

7. 各类化合物的鉴别方法

- 烯烃、二烯、炔烃：（1）溴的四氯化碳溶液，红色腿去；（2）高锰酸钾溶液，紫色腿去。
- 小环烃：三、四元脂环烃可使溴的四氯化碳溶液褪色
- 卤代烃：硝酸银的醇溶液，生成卤化银沉淀
 白色沉淀证明有Cl、浅黄色沉淀证明有Br、黄色沉淀证明有I；
- 醇：与金属钠反应放出氢气（鉴别6个碳原子以下的醇）；
- ①酚或烯醇类化合物：（1）用三氯化铁溶液产生颜色（苯酚产生兰紫色）。
 （2）苯酚与溴水生成三溴苯酚白色沉淀。
 ②有机物与NaOH反应：有苯酚 羧基 -COOH ③有机物与Na反应：有苯酚、羧基-COOH、羟基-OH
 ④钠与醇、苯酚、RCOOH发生置换反应，放出氢气；与醚（ROR'）、酯（RCOOR'）不发生反应。（羧酸与醇、酚可用NaHCO₃溶液区别开，羧酸可与NaHCO₃反应放出二氧化碳气体。）
 ⑤银氨溶液用于检验醛基的存在
 ⑥与新制氢氧化铜悬浊液的作用：1. 羧酸的水溶液：沉淀消失呈蓝色溶液 2. 含醛基的有机物，加热后出现砖红色沉淀 3. 含羟基的有机物（多元醇）生成绛蓝色溶液
 ⑦用溴水鉴别时要注意：有可能是由于溴在不同溶剂中的溶解度不同，发生萃取造成的，而且根据萃取后的分层情况也可以鉴别不同物质。
 ⑧常温下，与苯环直接相连的碳原子上有氢原子（即α氢原子）时，苯的同系物才能被酸性高锰酸钾氧化。



8. 解有机物的结构题一般有两种思维程序：

程序一：有机物的分子式—已知基团的化学式=剩余部分的化学式+其它已知条件=该有机物的结构简式
 程序二：有机物的分子量—已知基团的式量=剩余部分的式量=剩余部分的化学式→推断该有机物的结构简式。

第二节 同系物

结构相似，在分子组成上相差一个或若干个 CH₂ 原子团的物质物质。

同系物的判断要点：

- 通式相同，但通式相同不一定是同系物。
- 组成元素种类必须相同

- 3、**结构相似指具有相似的原子连接方式，相同的官能团类别和数目。**结构相似不一定完全相同，如 $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_3$ 和 $(\text{CH}_3)_4\text{C}$ ，前者无支链，后者有支链仍为同系物。
- 4、在分子组成上必须相差一个或几个 CH_2 原子团，但通式相同组成上相差一个或几个 CH_2 原子团不一定是同系物，如 $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{Br}$ 和 $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{Cl}$ 都是卤代烃，且组成相差一个 CH_2 原子团，但不是同系物。
- 5、同分异构体之间不是同系物。

第三节 同分异构体

化合物具有**相同的分子式**，但具有**不同结构**的现象叫做同分异构现象。具有同分异构现象的化合物互称同分异构体。

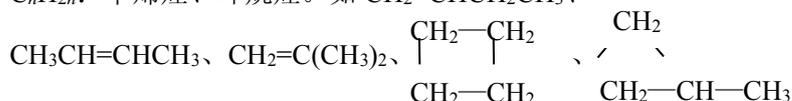
1、同分异构体的种类：

- (1) **碳链异构**：指碳原子之间连接成不同的链状或环状结构而造成的异构。如 C_5H_{12} 有三种同分异构体，即正戊烷、异戊烷和新戊烷。
- (2) **位置异构**：指官能团或取代基在碳链上的位置不同而造成的异构。如 1—丁烯与 2—丁烯、1—丙醇与 2—丙醇、邻二甲苯与间二甲苯及对二甲苯。
- (3) **异类异构**：指官能团不同而造成的异构，也叫**官能团异构**。如 1—丁炔与 1, 3—丁二烯、丙烯与环丙烷、乙醇与甲醚、丙醛与丙酮、乙酸与甲酸甲酯、葡萄糖与果糖、蔗糖与麦芽糖等。
- (4) **其他异构方式**：如顺反异构、对映异构（也叫做镜像异构或手性异构）等，在中学阶段的信息题中屡有涉及。

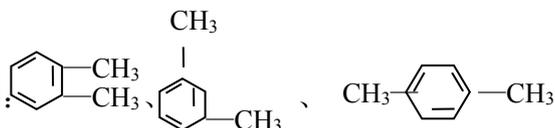
各类有机物异构体情况：

- (1) $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$ ：只能是烷烃，而且只有碳链异构。如 $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_3\text{CH}_3$ 、 $\text{CH}_3\text{CH}(\text{CH}_3)\text{CH}_2\text{CH}_3$ 、 $\text{C}(\text{CH}_3)_4$

- (2) C_nH_{2n} ：单烯烃、环烷烃。如 $\text{CH}_2=\text{CHCH}_2\text{CH}_3$ 、

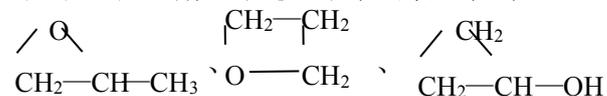


- (3) $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$ ：炔烃、二烯烃。如： $\text{CH}\equiv\text{CCH}_2\text{CH}_3$ 、 $\text{CH}_3\text{C}\equiv\text{CCH}_3$ 、 $\text{CH}_2=\text{CHCH}=\text{CH}_2$

- (4) $\text{C}_n\text{H}_{2n-6}$ ：芳香烃（苯及其同系物）。如：

- (5) $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}\text{O}$ ：饱和脂肪醇、醚。如： $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$ 、 $\text{CH}_3\text{CH}(\text{OH})\text{CH}_3$ 、 $\text{CH}_3\text{OCH}_2\text{CH}_3$

- (6) $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}$ ：醛、酮、环醚、环醇、烯基醇。如： $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CHO}$ 、 CH_3COCH_3 、 $\text{CH}_2=\text{CHCH}_2\text{OH}$ 、



- (7) $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}_2$ ：羧酸、酯、羟醛、羟基酮。如： $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH}$ 、 $\text{CH}_3\text{COOCH}_3$ 、 $\text{HCOOCH}_2\text{CH}_3$ 、 $\text{HOCH}_2\text{CH}_2\text{CHO}$ 、 $\text{CH}_3\text{CH}(\text{OH})\text{CHO}$ 、 $\text{CH}_3\text{COCH}_2\text{OH}$

- (8) $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{NO}_2$ ：硝基烷、氨基酸。如： $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NO}_2$ 、 $\text{H}_2\text{NCH}_2\text{COOH}$

- (9) $\text{C}_n(\text{H}_2\text{O})_m$ ：糖类。如：

$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ ： $\text{CH}_2\text{OH}(\text{CHOH})_4\text{CHO}$ ， $\text{CH}_2\text{OH}(\text{CHOH})_3\text{COCH}_2\text{OH}$

$\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ ：蔗糖、麦芽糖。

2、同分异构体的书写规律：

- (1) 烷烃（只可能存在碳链异构）的书写规律：

主链由长到短，支链由整到散，位置由心到边，排布由对到邻到间。

- (2) 具有官能团的化合物如烯烃、炔烃、醇、酮等，它们具有碳链异构、官能团位置异构、异类异构，书写按顺序考虑。一般情况是**碳链异构**→**官能团位置异构**→**异类异构**。
- (3) 芳香族化合物：二元取代物的取代基在苯环上的相对位置具有**邻、间、对**三种。

3、判断同分异构体的常见方法：

(1) 记忆法：

① 碳原子数目 1~5 的烷烃异构体数目：甲烷、乙烷和丙烷均无异构体，丁烷有两种异构体，戊烷有三种异构体。

② 碳原子数目 1~4 的一价烷基：甲基一种 ($-\text{CH}_3$)，乙基一种 ($-\text{CH}_2\text{CH}_3$)、丙基两种 ($-\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$ 、 $-\text{CH}(\text{CH}_3)_2$)、丁基四种 ($-\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$ 、 $\text{CH}_3\text{CHCH}_2\text{CH}_3$ 、 $-\text{CH}_2\text{CH}(\text{CH}_3)_2$ 、 $-\text{C}(\text{CH}_3)_3$)

③ 一价苯基一种、二价苯基三种 (邻、间、对三种)。

(2) **基团连接法**：将有机物看成由基团连接而成，由基团的异构数目可推断有机物的异构体数目。如：丁基有四种，丁醇 (看作丁基与羟基连接而成) 也有四种，戊醛、戊酸 (分别看作丁基跟 醛基、羧基连接而成) 也分别有四种。

(3) **等同转换法**：将有机物分子中的不同原子或基团进行等同转换。

如：乙烷分子中共有 6 个 H 原子，若有一个 H 原子被 Cl 原子取代得一氯乙烷只有一种结构，那么五氯乙烷有多少种？

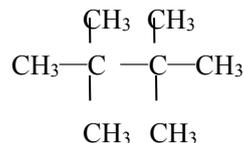
假设把五氯乙烷分子中的 Cl 原子转换为 H 原子，而 H 原子转换为 Cl 原子，其情况跟一氯乙烷完全相同，故五氯乙烷也有一种结构。同样，二氯乙烷有两种结构，四氯乙烷也有两种结构。

(4) **等效氢法**：等效氢指在有机物分子中处于相同位置的氢原子。等效氢任一原子若被相同取代基取代所得产物都属于同一物质。其判断方法有：

① 同一碳原子上连接的氢原子等效。

② 同一碳原子上连接的 $-\text{CH}_3$ 中氢原子等效。如：新戊烷中的四个甲基连接于同一个碳原子上，故新戊烷分子中的 12 个氢原子等效。

③ 同一分子中处于镜面对称 (或轴对称) 位置的氢原子等效。如：分子中的 18 个氢原子等效。



第四节 有机物的系统命名法

1、烷烃的系统命名法

(1) 定主链：**就长不就短**。选择分子中最长碳链作主链 (烷烃的名称由主链的碳原子数决定)

(2) 找支链：**就近不就远**。从离取代基最近的一端编号。

(3) 命名：

① 就多不就少。若有两条碳链等长，以含取代基多的为主链。

② 就简不就繁。若在离两端等距离的位置同时出现不同的取代基时，简单的取代基优先编号 (若为相同的取代基，则从哪端编号能使取代基位置编号之和最小，就从哪一端编起)。

③ 先写取代基名称，后写烷烃的名称；取代基的排列顺序从简单到复杂；相同的取代基合并以汉字数字标明数目；取代基的位置以主链碳原子的阿拉伯数字编号标明写在表示取代基数目的汉字之前，**位置编号**之间以“，”相隔，阿拉伯数字与汉字之间以“—”相连。

(4) 烷烃命名书写的格式：
 $\underbrace{\text{取代基的编号—取代基}}_{\text{简单的取代基}} \underbrace{\text{—取代基的编号—取代基}}_{\text{复杂的取代基}} \text{某烷烃}$
↑
主链碳数命名

2、含有官能团的化合物的命名

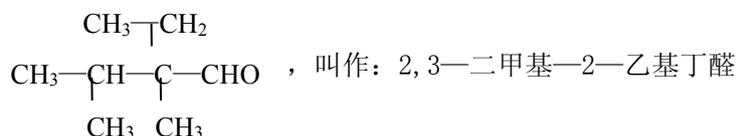
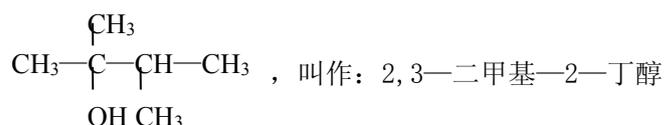
(1) 定母体：根据化合物分子中的官能团确定母体。如：含碳碳双键的化合物，以烯为母体，化合物的最后名称

为“某烯”；含醇羟基、醛基、羧基的化合物分别以醇、醛、酸为母体；苯的同系物以苯为母体命名。

(2) 定主链：以含有尽可能多官能团的最长碳链为主链。

(3) 命名：官能团编号最小化。其他规则与烷烃相似。

如：



第五节 有机物的物理性质

1、状态：

固态：饱和高级脂肪酸、脂肪、葡萄糖、果糖、蔗糖、麦芽糖、淀粉、维生素、醋酸（16.6℃以下）；

气态：C₄以下的烷、烯、炔、甲醛、一氯甲烷、新戊烷；

液态：

油状：乙酸乙酯、油酸；
粘稠状：石油、乙二醇、丙三醇。

2、气味：

无味：甲烷、乙炔（常因混有 PH₃、H₂S 和 AsH₃ 而带有臭味）；

稍有气味：乙烯；

特殊气味：甲醛、乙醛、甲酸和乙酸；

香味：乙醇、低级酯；

3、颜色：

白色：葡萄糖、多糖

黑色或深棕色：石油

4、密度：

比水轻：苯、液态烃、一氯代烃、乙醇、乙醛、低级酯、汽油；

比水重：溴苯、乙二醇、丙三醇、CCl₄。

5、挥发性：

乙醇、乙醛、乙酸。

6、水溶性：

不溶：高级脂肪酸、酯、溴苯、甲烷、乙烯、苯及同系物、石油、CCl₄；

易溶：甲醛、乙酸、乙二醇；

与水混溶：乙醇、乙醛、甲酸、丙三醇。

第六节 规律总结

1. 最简式相同的有机物

1、CH：C₂H₂、C₆H₆（苯、棱晶烷、盆烯）、C₈H₈（立方烷、苯乙烯）；

2、CH₂：烯烃和环烷烃；

3、CH₂O：甲醛、乙酸、甲酸甲酯、葡萄糖；

4、C_nH_{2n}O：饱和一元醛（或饱和一元酮）与二倍于其碳原子数的饱和一元羧酸或酯；如乙醛（C₂H₄O）

与丁酸及异构体 (C₄H₈O₂)

5、炔烃 (或二烯烃) 与三倍于其碳原子数的苯及苯的同系物。

如: 丙炔 (C₃H₄) 与丙苯 (C₉H₁₂)

2. 能与溴水发生化学反应而使溴水褪色或变色的物质

1、有机物:

(1) 不饱和烃 (烯烃、炔烃、二烯烃等)

(2) 不饱和烃的衍生物 (烯醇、烯醛、烯酸、烯酯、油酸、油酸酯等)

(3) 石油产品 (裂化气、裂解气、裂化汽油等)

(4) 含醛基的化合物 (醛、甲酸、甲酸盐、甲酸酯、葡萄糖、麦芽糖等)

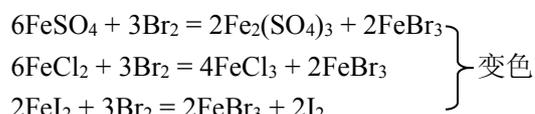
(5) 天然橡胶 (聚异戊二烯)

2、无机物:

(1) -2 价的 S (硫化氢及硫化物)

(2) +4 价的 S (二氧化硫、亚硫酸及亚硫酸盐)

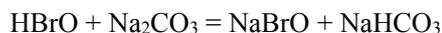
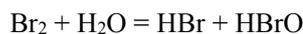
(3) +2 价的 Fe



(4) Zn、Mg 等单质 如: $\text{Mg} + \text{Br}_2 \xrightarrow{\Delta} \text{MgBr}_2$ (其中亦有 Mg 与 H⁺、Mg 与 HBrO 的反应)

(5) -1 价的 I (氢碘酸及碘化物) 变色

(6) NaOH 等强碱、Na₂CO₃ 和 AgNO₃ 等盐



3. 能萃取溴而使溴水褪色的物质

上层变无色的 (ρ>1): 卤代烃 (CCl₄、氯仿、溴苯等)、CS₂ 等;

下层变无色的 (ρ<1): 直馏汽油、煤焦油、苯及苯的同系物、低级酯、液态环烷烃、液态饱和烃 (如己烷等) 等

4. 能使酸性高锰酸钾溶液褪色的物质

1、有机物:

(1) 不饱和烃 (烯烃、炔烃、二烯烃等)

(2) 不饱和烃的衍生物 (烯醇、烯醛、烯酸、烯酯、油酸、油酸酯等)

(3) 石油产品 (裂化气、裂解气、裂化汽油等)

(4) 醇类物质 (乙醇等)

(5) 含醛基的化合物 (醛、甲酸、甲酸盐、甲酸酯、葡萄糖、麦芽糖等)

(6) 天然橡胶 (聚异戊二烯)

(7) 苯的同系物

2、无机物:

(1) 氢卤酸及卤化物 (氢溴酸、氢碘酸、浓盐酸、溴化物、碘化物)

(2) +2 价的 Fe (亚铁盐及氢氧化亚铁)

(3) -2 价的 S (硫化氢及硫化物)

(4) +4 价的 S (二氧化硫、亚硫酸及亚硫酸盐)

(3) 双氧水 (H₂O₂, 其中氧为 -1 价)

5. 最简式相同的有机物

- (1)CH: C₂H₂、C₄H₄ (乙烯基乙炔)、C₆H₆ (苯、棱晶烷、盆烯)、C₈H₈ (立方烷、苯乙烯)
- (2)CH₂: 烯烃和环烯烃
- (3)CH₂O: 甲醛、乙酸、甲酸甲酯、葡萄糖
- (4)C_nH_{2n}O: 饱和一元醛 (或饱和一元酮) 与二倍于其碳原子数的饱和一元羧酸或酯。如: 乙醛 (C₂H₄O) 与丁酸及异构体 (C₄H₈O₂)
- (5)炔烃 (或二烯烃) 与三倍于其碳原子数的苯及苯的同系物。如丙炔 (C₃H₄) 与丙苯 (C₉H₁₂)

【例题】

例 1 某烃的一种同分异构体只能生成一种一氯代物, 该烃的分子式可能是 ()

- A. C₃H₈ B. C₄H₁₀ C. C₅H₁₂ D. C₈H₁₈

【考点直击】 本题考查了判断同分异构体的等效氢法。

【解题思路】 主要通过各种同分异构体分子的对称性来分析分子中的等效氢。

C₃H₈、C₄H₁₀ 的各种同分异构体分子中都存在两种等效氢, 所以其各种同分异构体的一氯代物应该有两种。

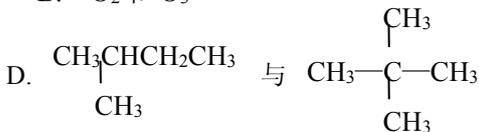
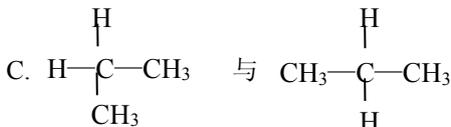
从 CH₄、C₂H₆ 的结构看, 其分子中 H 原子都等效。因而它们的氢原子被甲基取代后的衍生物分子中的氢原子也分别都是等效的。故 C₅H₁₂、C₈H₁₈ 的各一种同分异构体 C(CH₃)₄、(CH₃)₃C—C(CH₃)₃ 一氯代物各有一种。

【答案】 CD

例 2 下列各对物质中属于同分异构体的是 ()

- A. ¹²C 与 ¹³C

- B. O₂ 和 O₃



【考点直击】 本题考查对同位素、同素异形体、同系物和同分异构体等概念的掌握情况。

【解题思路】

A 选项的物质互为同位素。

B 选项的物质互为同素异形体。

C 选项的一对物质为同一物质的不同写法。

D 选项的一对物质分子式相同, 但结构不同, 互为同分异构体。

【答案】 D

例 3 用式量为 43 的烷基取代甲苯苯环上的一个氢原子, 所得芳香烃产物的数目为 ()

- A. 3 B. 4 C. 5 D. 6

【考点直击】 本题既考查了学生对苯的二元取代物的同分异构体数目的判断, 又考查了根据式量求烷基的方法。

【解题思路】 式量为 43 的烷基为 C₃H₇—, 包括正丙基 (CH₃CH₂CH₂—) 和异丙基 [(CH₃)₂CH—], 分别在甲苯苯环的邻、间、对位上取代, 共有 6 种

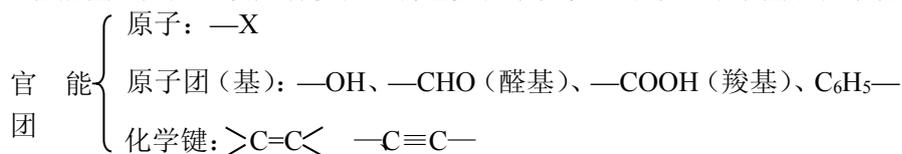
烃及烷基的推算, 通常将式量除以 12 (即 C 原子的式量), 所得的商即为 C 原子数, 余数为 H 原子数。

本题涉及的是烷基 (C₃H₇—), 防止只注意正丙基 (CH₃CH₂CH₂—), 而忽略了异丙基 [(CH₃)₂CH—] 的存在。

【答案】 D

第七节 有机物的结构与性质

1、官能团的定义：决定有机化合物主要化学性质的原子、原子团或化学键。



2、常见的各类有机物的官能团，结构特点及主要化学性质

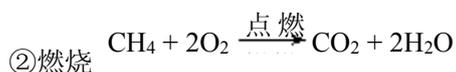
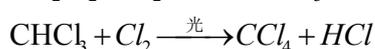
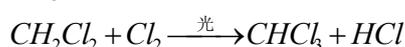
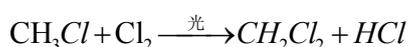
(1)烷烃

A) 官能团：无；通式： C_nH_{2n+2} ；代表物： CH_4

B) 结构特点：键角为 $109^\circ 28'$ ，空间正四面体分子。烷烃分子中的每个 C 原子的四个价键也都如此。

C) 化学性质：

①取代反应（与卤素单质、在光照条件下）



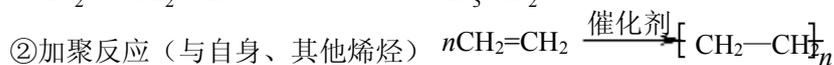
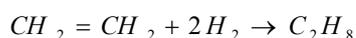
(2)烯烃：

A) 官能团： $>C=C<$ ；通式： $C_nH_{2n} (n \geq 2)$ ；代表物： $H_2C=CH_2$

B) 结构特点：键角为 120° 。双键碳原子与其所连接的四个原子共平面。

C) 化学性质：

①加成反应（与 X_2 、 H_2 、 HX 、 H_2O 等）



(3)炔烃：

A) 官能团： $-C\equiv C-$ ；通式： $C_nH_{2n-2} (n \geq 2)$ ；代表物： $HC\equiv CH$

B) 结构特点：碳碳叁键与单键间的键角为 180° 。两个叁键碳原子与其所连接的两个原子在同一条直线上。

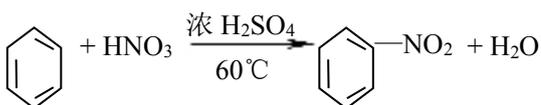
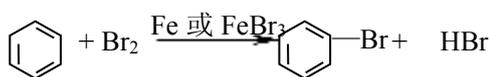
(4)苯及苯的同系物：

A) 通式： $C_nH_{2n-6} (n \geq 6)$ ；代表物：

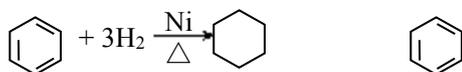
B) 结构特点：苯分子中键角为 120° ，平面正六边形结构，6 个 C 原子和 6 个 H 原子共平面。

C) 化学性质：

①取代反应（与液溴、 HNO_3 、 H_2SO_4 等）



②加成反应（与 H_2 、 Cl_2 等）



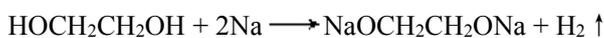
(5)醇类:

A) 官能团: $-\text{OH}$ (醇羟基); 代表物: $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ 、 $\text{HOCH}_2\text{CH}_2\text{OH}$

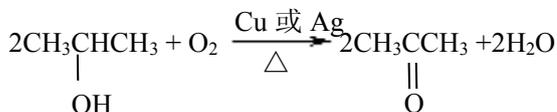
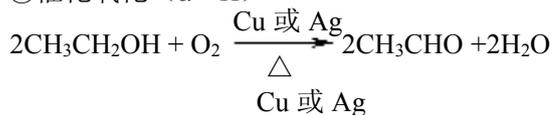
B) 结构特点: 羟基取代链烃分子(或脂环烃分子、苯环侧链上)的氢原子而得到的产物。结构与相应的烃类似。

C) 化学性质:

①羟基氢原子被活泼金属置换的反应



③催化氧化 ($\alpha\text{-H}$)



(与官能团直接相连的碳原子称为 α 碳原子, 与 α 碳原子相邻的碳原子称为 β 碳原子, 依次类推。与 α 碳原子、 β 碳原子、……相连的氢原子分别称为 α 氢原子、 β 氢原子……)



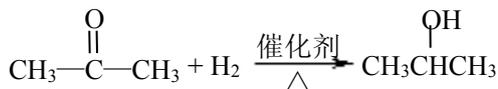
(6)醛酮

A) 官能团: $\overset{\text{O}}{\parallel}\text{C}-\text{H}$ (或 $-\text{CHO}$)、 $\overset{\text{O}}{\parallel}\text{C}-$ (或 $-\text{CO}-$); 代表物: CH_3CHO 、 HCHO 、 $\text{CH}_3-\overset{\text{O}}{\parallel}\text{C}-\text{CH}_3$

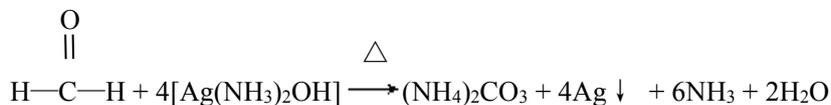
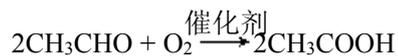
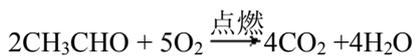
B) 结构特点: 醛基或羰基碳原子伸出的各键所成键角为 120° , 该碳原子跟其相连接的各原子在同一平面上。

C) 化学性质:

①加成反应(加氢、氢化或还原反应)



②氧化反应(醛的还原性)

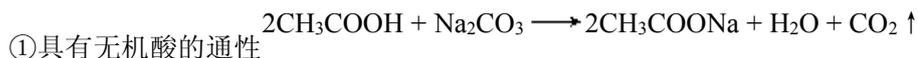


(7) 羧酸

A) 官能团: $\begin{array}{c} \text{O} \\ || \\ -\text{C}-\text{OH} \end{array}$ (或 $-\text{COOH}$); 代表物: CH_3COOH

B) 结构特点: 羧基上碳原子伸出的三个键所成键角为 120° , 该碳原子跟其相连接各原子在同一平面上。

C) 化学性质:



②酯化反应



(8) 酯类

A) 官能团: $\begin{array}{c} \text{O} \\ || \\ -\text{C}-\text{O}-\text{R} \end{array}$ (或 $-\text{COOR}$) (R 为烃基); 代表物: $\text{CH}_3\text{COOCH}_2\text{CH}_3$

B) 结构特点: 成键情况与羧基碳原子类似

C) 化学性质:

水解反应 (酸性或碱性条件下)



(9) 氨基酸

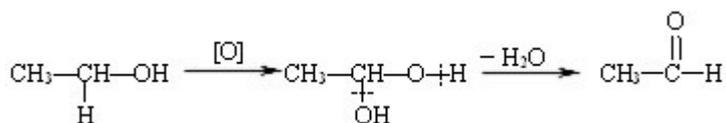
A) 官能团: $-\text{NH}_2$ 、 $-\text{COOH}$; 代表物: $\begin{array}{c} \text{CH}_2\text{COOH} \\ | \\ \text{NH}_2 \end{array}$

B) 化学性质: 因为同时具有碱性基团 $-\text{NH}_2$ 和酸性基团 $-\text{COOH}$, 所以氨基酸具有酸性和碱性。

3、常见糖类、蛋白质和油脂的结构和性质

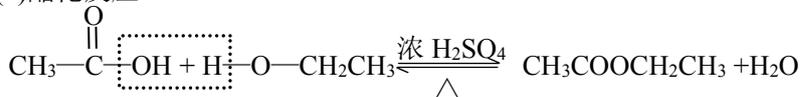
(1) 单糖

A) 代表物: 葡萄糖、果糖 ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$)



说明：若醇没有 α -H，则不能进行催化氧化反应。

(2) 酯化反应



说明：酸脱羟基而醇脱羟基上的氢，生成水，同时剩余部分结合生成酯。

第八节 有机化学反应类型

1、取代反应

指有机物分子中的某些原子或原子团被其他原子或原子团取代的反应。

常见的取代反应：

(1) 烃（主要是烷烃和芳香烃）的卤代反应；(2) 芳香烃的硝化反应；(3) 醇与氢卤酸的反应、醇的羟基氢原子被置换的反应；(4) 酯类（包括油脂）的水解反应；(5) 酸酐、糖类、蛋白质的水解反应。

2、加成反应

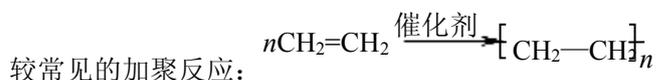
指试剂与不饱和化合物分子结合使不饱和化合物的不饱和程度降低或生成饱和化合物的反应。

常见的加成反应：(1) 烯烃、炔烃、芳香族化合物、醛、酮等物质都能与氢气发生加成反应（也叫加氢反应、氢化或还原反应）；(2) 烯烃、炔烃、芳香族化合物与卤素的加成反应；(3) 烯烃、炔烃与水、卤化氢等的加成反应。

3、聚合反应

指由相对分子质量小的小分子互相结合成相对分子质量大的高分子的反应。参加聚合反应的小分子叫作单体，聚合后生成的大分子叫作聚合物。

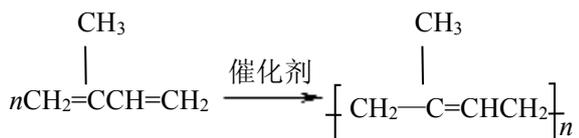
加聚反应：指由不饱和的相对分子质量小的小分子结合成相对分子质量大的高分子的反应。



① 单烯烃的加聚反应

在方程式中， $-\text{CH}_2-\text{CH}_2-$ 叫作链节， $\left[\text{CH}_2-\text{CH}_2 \right]_n$ 中 n 叫作聚合度， $\text{CH}_2=\text{CH}_2$ 叫作单体， $\left[\text{CH}_2-\text{CH}_2 \right]_n$ 叫作加聚物（或高聚物）

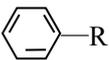
② 二烯烃的加聚反应



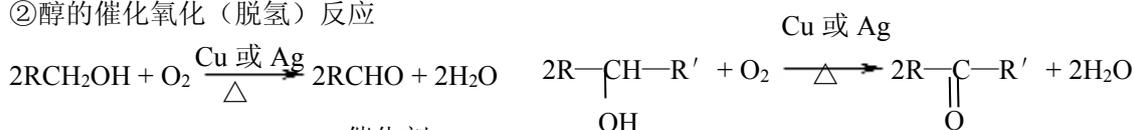
4、氧化和还原反应

(1) 氧化反应：有机物分子中加氧或去氢的反应均为氧化反应。

常见的氧化反应：

①有机物使酸性高锰酸钾溶液褪色的反应。如： $R-CH=CH-R'$ 、 $R-C\equiv C-R'$ 、-R (具有 $\alpha-H$)、 $-OH$ 、 $R-CHO$ 能使酸性高锰酸钾溶液褪色。

②醇的催化氧化(脱氢)反应



③醛的银镜反应、费林反应(凡是分子中含有醛基或相当于醛基的结构,都可以发生此类反应)

(2)还原反应:有机物分子中去氧或加氢的反应均为还原反应。

第九节 有机化学计算

1、有机物化学式的确定

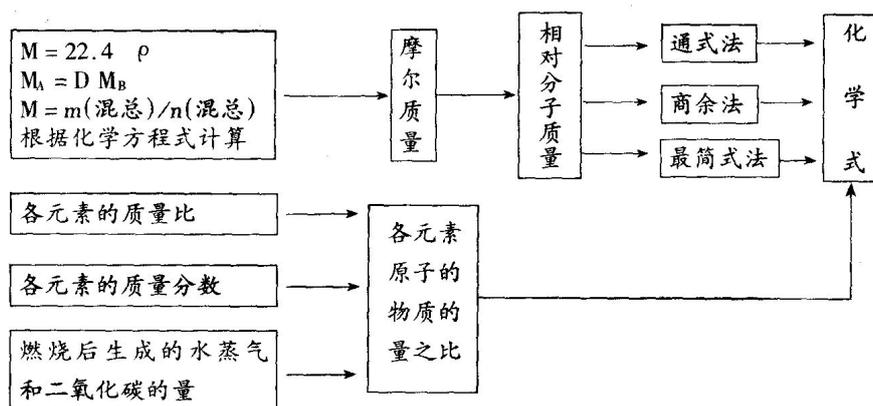
(1)确定有机物的式量的方法

- ①根据标准状况下气体的密度 ρ , 求算该气体的式量: $M = 22.4\rho$ (标准状况)
- ②根据气体A对气体B的相对密度D, 求算气体A的式量: $M_A = DM_B$
- ③求混合物的平均式量: $M = m(\text{混总})/n(\text{混总})$
- ④根据化学反应方程式计算烃的式量。
- ⑤应用原子个数较少的元素的质量分数, 在假设它们的个数为1、2、3时, 求出式量。

(2)确定化学式的方法

- ①根据式量和最简式确定有机物的分子式。
- ②根据式量, 计算一个分子中各元素的原子个数, 确定有机物的分子式。
- ③当能够确定有机物的类别时, 可以根据有机物的通式, 求算 n 值, 确定分子式。
- ④根据混合物的平均式量, 推算混合物中有机物的分子式。

(3)确定有机物化学式的一般途径



(4)有关烃的混合物计算的几条规律

- ①若平均式量小于26, 则一定有 CH_4
- ②平均分子组成中, $1 < n(C) < 2$, 则一定有 CH_4 。
- ③平均分子组成中, $2 < n(H) < 4$, 则一定有 C_2H_2 。

2、有机物燃烧规律及其运用



(1)物质的量一定的有机物燃烧

规律一：等物质的量的烃 C_nH_m 和 $C_{n-m}H_{5m}$ ，完全燃烧耗氧量相同。

$$\left[n + \frac{m}{4} = (n-m) + \left(\frac{m}{4} + m \right) = (n-m) + \frac{5m}{4} \right]$$

规律二：等物质的量的不同有机物 C_nH_m 、 $C_nH_m(CO_2)_x$ 、 $C_nH_m(H_2O)_x$ 、 $C_nH_m(CO_2)_x(H_2O)_y$ （其中变量 x 、 y 为正整数），完全燃烧耗氧量相同。或者说，一定物质的量的由不同有机物 C_nH_m 、 $C_nH_m(CO_2)_x$ 、 $C_nH_m(H_2O)_x$ 、 $C_nH_m(CO_2)_x(H_2O)_y$ （其中变量 x 、 y 为正整数）组成的混合物，无论以何种比例混合，完全燃烧耗氧量相同，且等于同物质的量的任一组分的耗氧量。

符合上述组成的物质常见的有：

①相同碳原子数的单烯烃与饱和一元醇、炔烃与饱和一元醛。其组成分别为

C_nH_{2n} 与 $C_nH_{2n+2}O$ 即 $C_nH_{2n}(H_2O)$ ； C_nH_{2n-2} 与 $C_nH_{2n}O$ 即 $C_nH_{2n-2}(H_2O)$ 。

②相同碳原子数的饱和一元羧酸或酯与饱和三元醇。

$C_nH_{2n}O_2$ 即 $C_{n-1}H_{2n}(CO_2)$ 、 $C_nH_{2n+2}O_3$ 即 $C_{n-1}H_{2n}(CO_2)(H_2O)$ 。

③相同氢原子数的烷烃与饱和一元羧酸或酯

C_nH_{2n+2} 与 $C_{n+1}H_{2n+2}O_2$ 即 $C_nH_{2n+2}(CO_2)$

规律三：若等物质的量的不同有机物完全燃烧时生成的 H_2O 的量相同，则氢原子数相同，符合通式 $C_nH_m(CO_2)_x$ （其中变量 x 为正整数）；若等物质的量的不同有机物完全燃烧时生成的 CO_2 的量相同，则碳原子数相同，符合通式 $C_nH_m(H_2O)_x$ （其中变量 x 为正整数）。

(2)质量一定的有机物燃烧

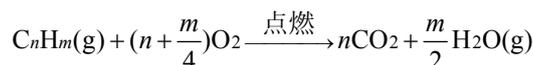
规律一：从 $C+O_2=CO_2$ 、 $6H_2+3O_2=6H_2O$ 可知等质量的碳、氢燃烧，氢耗氧量是碳的 3 倍。可将 $C_nH_m \rightarrow CH_{m/n}$ ，从而判断 $\%m(H)$ 或 $\%m(C)$ 。推知：质量相同的烃（ C_nH_m ）， m/n 越大，则生成的 CO_2 越少，生成的 H_2O 越多，耗氧量越多。

规律二：质量相同的下列两种有机物 $C_nH_mO_q$ 与 $C_nH_{m-16x}O_{q+x}$ 完全燃烧生成 CO_2 物质的量相同；质量相同的下列两种有机物 $C_nH_mO_q$ 与 $C_{n-x}H_mO_{q+0.75x}$ ，燃烧生成 H_2O 物质的量相同。

规律三：等质量的具有相同最简式的有机物完全燃烧时，耗氧量相同，生成的 CO_2 和 H_2O 的量也相同。或者说，最简式相同的有机物无论以何种比例混合，只要总质量相同，耗氧量及生成的 CO_2 和 H_2O 的量均相同。

(3)由烃燃烧前后气体的体积差推断烃的组成

当温度在 $100^\circ C$ 以上时，气态烃完全燃烧的化学方程式为：



① $\Delta V > 0$ ， $m/4 > 1$ ， $m > 4$ 。分子式中 H 原子数大于 4 的气态烃都符合。

② $\Delta V = 0$ ， $m/4 = 1$ ， $m = 4$ 。、 CH_4 ， C_2H_4 ， C_3H_4 ， C_4H_4 。

③ $\Delta V < 0$ ， $m/4 < 1$ ， $m < 4$ 。只有 C_2H_2 符合。

(4)根据含氧烃的衍生物完全燃烧消耗 O_2 的物质的量与生成 CO_2 的物质的量之比，可推导有机物的可能结构

①若耗氧量与生成的 CO_2 的物质的量相等时，有机物可表示为 $C_n(H_2O)_m$

②若耗氧量大于生成的 CO_2 的物质的量时，有机物可表示为 $(C_xH_y)_n(H_2O)_m$

③若耗氧量小于生成的 CO_2 的物质的量时，有机物可表示为 $(C_xO_y)_n(H_2O)_m$

(以上 x 、 y 、 m 、 n 均为正整数)

第十节 官能团的确定方法

1、由反应条件确定官能团：

反应条件	可能官能团
浓硫酸	①醇的消去(醇羟基) ②酯化反应(含有羟基、羧基)
稀硫酸	①酯的水解(含有酯基) ②二糖、多糖的水解
NaOH 水溶液	①卤代烃的水解 ②酯的水解
NaOH 醇溶液	卤代烃消去(-X)
H ₂ 、催化剂	加成(碳碳双键、碳碳叁键、醛基、羰基、苯环)
O ₂ /Cu、加热	醇羟基(-CH ₂ OH、-CHOH)
Cl ₂ (Br ₂)/Fe	苯环
Cl ₂ (Br ₂)/光照	烷烃或苯环上烷烃基
碱石灰/加热	R-COONa

2、根据反应物性质确定官能团:

反应条件	可能官能团
能与 NaHCO ₃ 反应的	羧基
能与 Na ₂ CO ₃ 反应的	羧基、酚羟基
能与 Na 反应的	羧基、酚羟基、醇羟基
与银氨溶液反应产生银镜	醛基
与新制氢氧化铜产生砖红色沉淀(溶解)	醛基(羧基)
使溴水褪色	C=C、C≡C
加溴水产生白色沉淀、遇 Fe ³⁺ 显紫色	酚
$A \xrightarrow{\text{氧化}} B \xrightarrow{\text{氧化}} C$	A 是醇(-CH ₂ OH) 或 乙烯

3、根据反应物类型来推断官能团:

反应类型	可能官能团
加成反应	C=C、C≡C、-CHO、羰基、苯环
加聚反应	C=C、C≡C
酯化反应	羟基或羧基
水解反应	-X、酯基、肽键、多糖等
单一物质能发生缩聚反应	分子中同时含有羟基和羧基或羧基和胺基

4、反应类(从特征现象上突破):

反应的试剂	有机物	现象
与溴水反应	(1) 烯烃、二烯烃(2) 炔烃	溴水褪色，且产物分层
	(3) 醛	溴水褪色，且产物不分层
	(4) 苯酚	有白色沉淀生成
与酸性高锰酸钾反应	(1) 烯烃、二烯烃(2) 炔烃 (3) 苯的同系物(4) 醇(5) 醛	高锰酸钾溶液均褪色
与金属钠反应	(1) 醇	放出气体，反应缓和
	(2) 苯酚	放出气体，反应速度较快
	(3) 羧酸	放出气体，反应速度更快
与氢氧化钠反应	(1) 卤代烃	分层消失，生成一种有机物
	(2) 苯酚	浑浊变澄清
	(3) 羧酸	无明显现象
	(4) 酯	分层消失，生成两种有机物
与碳酸氢钠反应	羧酸	放出气体且能使石灰水变浑浊
银氨溶液或新制氢氧化铜	(1) 醛	有银镜或红色沉淀产生
	(2) 甲酸或甲酸钠	加碱中和后有银镜或红色沉淀产生
	(3) 甲酸酯	有银镜或红色沉淀生成

第十一节 代表性物质性质讲解

1、 卤化烃：官能团：卤原子

在碱的溶液中发生“水解反应”，生成醇

在碱的醇溶液中发生“消去反应”，得到不饱和烃

2、 醇：官能团：醇羟基

能与钠反应，产生氢气

能发生消去得到不饱和烃（与羟基相连的碳直接相连的碳原子上如果没有氢原子，不能发生消去）

能与羧酸发生酯化反应

能被催化氧化成醛（伯醇氧化成醛，仲醇氧化成酮，叔醇不能被催化氧化）

3、 醛：官能团：醛基

能与银氨溶液发生银镜反应

能与新制的氢氧化铜溶液反应生成红色沉淀

能被氧化成羧酸

能被加氢还原成醇

4、 酚：官能团：酚羟基

具有酸性

能钠反应得到氢气

酚羟基使苯环性质更活泼，苯环上易发生取代，酚羟基在苯环上是邻对位定位基

能与羧酸发生酯化

5、 羧酸：官能团：羧基

具有酸性（一般酸性强于碳酸）

能与钠反应得到氢气

不能被还原成醛（注意是“不能”）

能与醇发生酯化反应

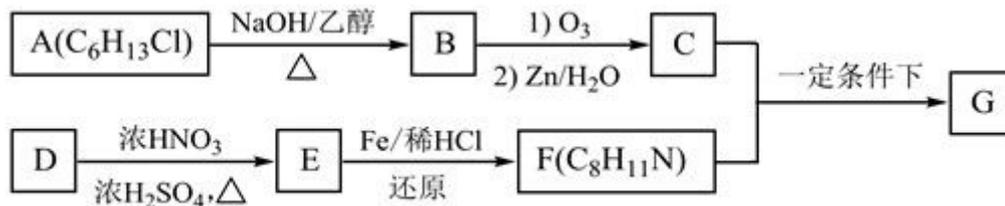
6、酯：官能团：酯基

能发生水解得到酸和醇

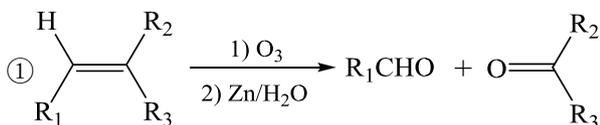
高考回顾

【选修5 有机化学基础】（15分）2014年高考全国新课标I卷

席夫碱类化合物G在催化、药物、新材料等方面有广泛的应用，合成G的一种路线如下：



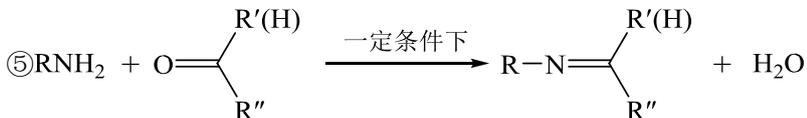
已知以下信息：



② 1mol B 经上述反应可以生成 2mol C，且 C 不能发生银镜反应

③ D 属于单取代芳烃，其相对分子质量为 106

④ 核磁共振氢谱显示 F 苯环上有两种化学环境的氢



回答下列问题：

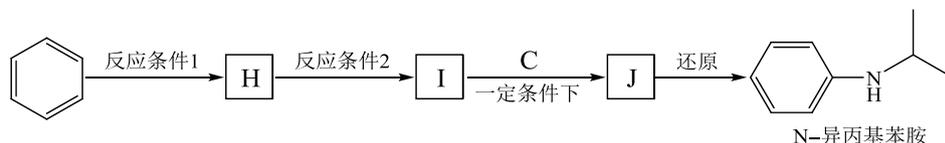
(1) 由 A 生成 B 的化学方程式为_____，反应类型为_____。

(2) D 的化学名称是_____，由 D 生成 E 的化学方程式为_____。

(3) G 的结构简式为_____。

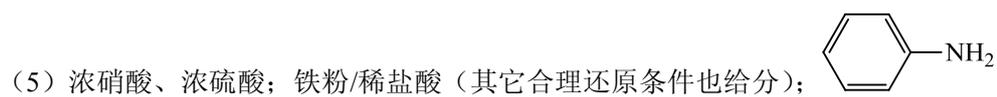
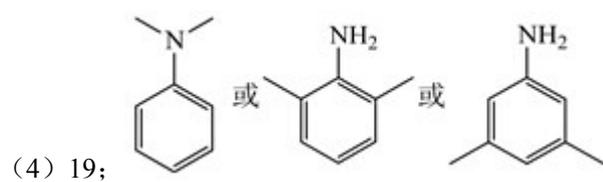
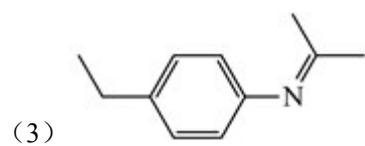
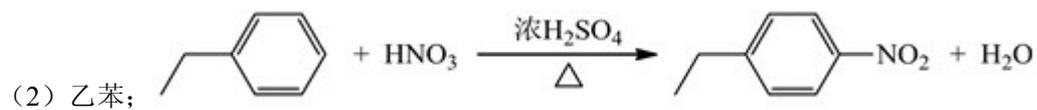
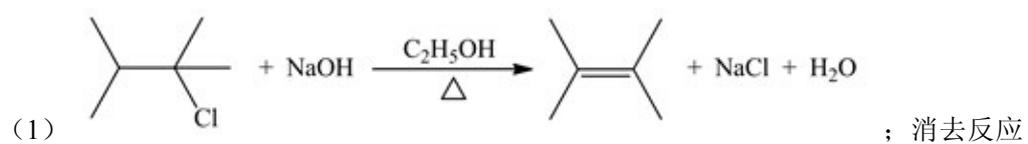
(4) F 的同分异构体中含有苯环的还有_____种(不考虑立体异构)，其中核磁共振氢谱为 4 组峰，且面积比为 6:2:2:1 的是_____ (写出其中一种的结构简式)。

(5) 由苯及化合物 C 经如下步骤可合成 N-异丙基苯胺：



反应条件 1 所选用的试剂为_____，反应条件 2 所选用的试剂为_____，I 的结构简式为_____。

【答案】



笔记十六 物质结构与性质知识总结笔记

第一节 原子结构与性质

1. **电子云**：用小黑点的疏密来描述电子在原子核外空间出现的机会大小所得的图形叫电子云图。

性质：离核越近，电子出现的机会大，电子云密度越大；离核越远，电子出现的机会小，电子云密度越小。

电子运动的特点：①质量极小 ②运动空间极小 ③极高速运动。

2. **电子层（能层）**：根据电子的能量差异和主要运动区域的不同，核外电子分别处于不同的电子层。原子由里向外对应的电子层符号分别为 K、L、M、N、O、P、Q。

第一、二、三、四、五、六、七 ……（能层）

符号表示 K、L、M、N、O、P、Q ……

（能量由低到高）

例如：钠原子有 11 个电子，分布在三个不同的能层上，第一层 2 个电子，第二层 8 个电子，第三层 1 个电子。由于原子中的电子是处在原子核的引力场中，电子总是尽可能先从内层排起，当一层充满后再填充下一层。理论研究证明，原子核外每一层所能容纳的最多电子数如下：

能	层	一	二	三	四	五	六	七	……
符	号	K	L	M	N	O	P	Q	……
最多电子数		2	8	18	32	50	……		

即每层所容纳的最多电子数是： $2n^2$ （ n ：能层的序数）

3. **原子轨道（能级即亚层）**：处于同一电子层的原子核外电子，也可以在不同类型的原子轨道上运动，分别用 s、p、d、f 表示不同形状的轨道，s 轨道呈球形、p 轨道呈纺锤形，d 轨道和 f 轨道较复杂。各轨道的伸展方向个数依次为 1、3、5、7。

能级的符号和所能容纳的最多电子数如下：

能	层	K	L	M	N	O	……
能	级	1s	2s 2p	3s 3p 3d	4s 4p 4d 4f	……	
最多电子数		2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	……	
各能层电子数		2	8	18	32	50	……

(1) 每个能层中，能级符号的顺序是 ns、np、nd、nf……

(2) 任一能层，能级数=能层序数

(3) s、p、d、f……可容纳的电子数依次是 1、3、5、7……的两倍

4. 构造原理

(1) 原子核外电子的运动特征可以用电子层、原子轨道(亚层)和自旋方向来进行描述。在含有多个核外电子的原子中，不存在运动状态完全相同的两个电子。

(2) 由量子力学知：ns 能级各有一个轨道，np 能级各有 3 个轨道，nd 能级各有 5 个轨道，nf 能级各有 7 个轨道。而每个轨道里最多能容纳 2 个电子，通常称为电子对，用方向相反的箭头“↑↓”来表示。

(3) 原子核外电子排布原理

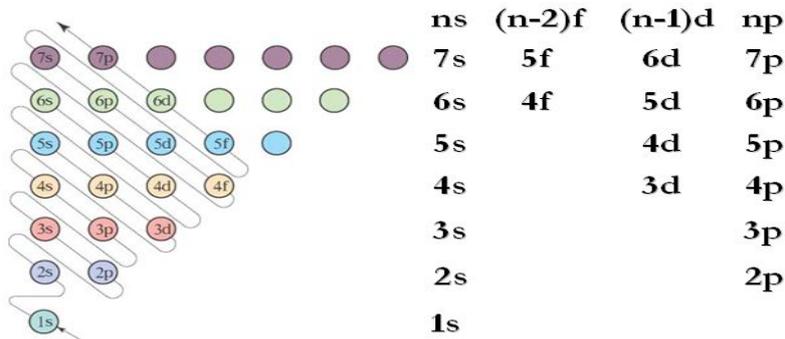
①能量最低原理：电子先占据能量低的轨道，再依次进入能量高的轨道。

②泡利不相容原理：每个轨道最多容纳两个自旋状态不同的电子。

③洪特规则：在能量相同的轨道上排布时，电子尽可能分占不同的轨道，且自旋状态相同。

洪特规则的特例:在等价轨道的全充满 (p^6 、 d^{10} 、 f^{14})、半充满 (p^3 、 d^5 、 f^7)、全空时 (p^0 、 d^0 、 f^0) 的状态, 具有较低的能量和较大的稳定性. 如 $_{24}\text{Cr} [\text{Ar}]3d^54s^1$ 、 $_{29}\text{Cu} [\text{Ar}]3d^{10}4s^1$.

(4) 能级交错图和 1-36 号元素的核外电子排布式如下图所示.



①根据构造原理, 基态原子核外电子的排布遵循左图箭头所示的顺序.

②根据构造原理, 可以将各能级按能量的差异分成能级组如右图所示, 由下而上表示七个能级组, 其能量依次升高; 在同一能级组内, 从左到右能量依次升高. 基态原子核外电子的排布按能量由低到高的顺序依次排布.

【小结】钾 K: $1s^22s^22p^63s^23p^64s^1$; 钙 Ca: $1s^22s^22p^63s^23p^64s^2$;

铬 Cr: $1s^22s^22p^63s^23p^63d^44s^2$; 铁 Fe: $1s^22s^22p^63s^23p^63d^64s^2$;

钴 Co: $1s^22s^22p^63s^23p^63d^74s^2$; 铜 Cu: $1s^22s^22p^63s^23p^63d^94s^2$;

锌 Zn: $1s^22s^22p^63s^23p^63d^{10}4s^2$; 溴 Br: $1s^22s^22p^63s^23p^63d^{10}4s^24p^5$;

氩 Kr: $1s^22s^22p^63s^23p^63d^{10}4s^24p^6$;

注意: 大多数元素的原子核外电子排布符合构造原理, 有少数元素的基态原子的电子排布对于构造原理有一个电子的偏差, 如: K 原子的可能电子排布式与原子结构示意图, 按能层能级顺序, 应为 $1s^22s^22p^63s^23p^63d^1$, 但按初中已有知识, 应为 $1s^22s^22p^63s^23p^64s^1$; 事实上, 在多电子原子中, 原子的核外电子并不完全按能层次序排布. 再如:

24 号铬 Cr: $1s^22s^22p^63s^23p^63d^54s^1$;

29 号铜 Cu: $1s^22s^22p^63s^23p^63d^{10}4s^1$;

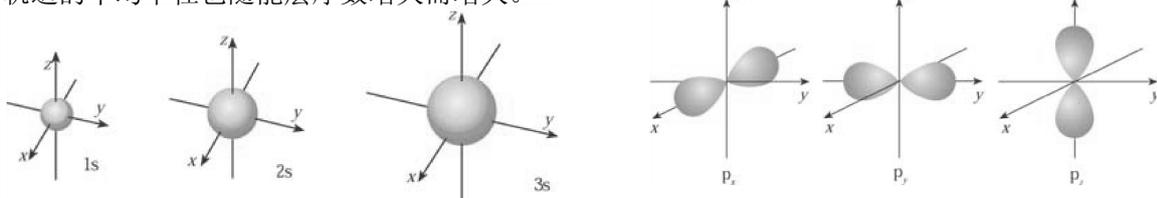
这是因为能量相同的原子轨道在全充满 (如 p^6 和 d^{10})、半充满 (如 p^3 和 d^5)、和全空 (如 p^0 和 d^0) 状态时, 体系的能量较低, 原子较稳定.

(3) 原子轨道:

常把电子出现的概率约为 90% 的空间圈出来, 人们把这种电子云轮廓图成为原子轨道.

①S 的原子轨道是球形的, 能层序数越大, 原子轨道的半径越大.

②P 的原子轨道是纺锤形的, 每个 P 能级有 3 个轨道, 它们互相垂直, 分别以 P_x 、 P_y 、 P_z 为符号. P 原子轨道的平均半径也随能层序数增大而增大.



③s 电子的原子轨道都是球形的 (原子核位于球心), 能层序数越大, 原子轨道的半径越大. 这是由于 $1s$, $2s$, $3s$ ……电子的能量依次增高, 电子在离核更远的区域出现的概率逐渐增大, 电子云越来越向更大的空间扩展. (这是不难理解的, 打个比喻, 神州五号必须依靠推动 (提供能量) 才能克服地球引力上天,

2s 电子比 1s 电子能量高, 克服原子核的吸引在离核更远的空间出现的概率就比 1s 大, 因而 2s 电子云必然比 1s 电子云更扩散。)

6. 元素电离能和元素电负性

第一电离能: 气态电中性基态原子失去 1 个电子, 转化为气态基态正离子所需要的能量叫做第一电离能。常用符号 I_1 表示, 单位为 $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ 。

(1) 原子核外电子排布的周期性

随着原子序数的增加, 元素原子的外围电子排布呈现周期性的变化: 每隔一定数目的元素, 元素原子的外围电子排布重复出现从 ns^1 到 ns^2np^6 的周期性变化。

(2) 元素第一电离能的周期性变化

随着原子序数的递增, 元素的第一电离能呈周期性变化:

① 同周期从左到右, 第一电离能有逐渐增大的趋势, 稀有气体的第一电离能最大, 碱金属的第一电离能最小;

② 同主族从上到下, 第一电离能有逐渐减小的趋势。

说明:

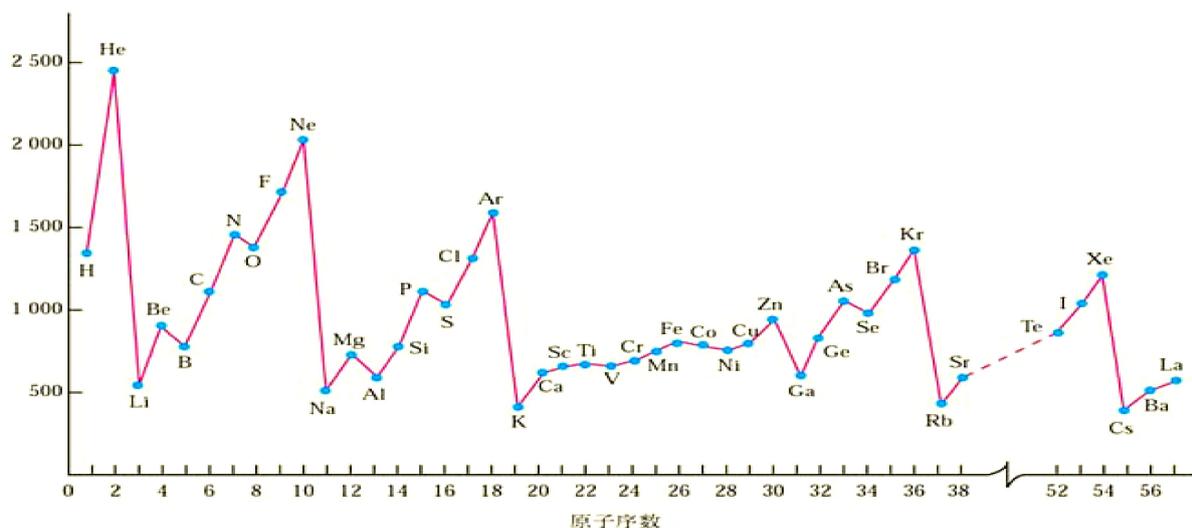
① 同周期元素, 从左往右第一电离能呈增大趋势。电子亚层结构为全满、半满时较相邻元素要大即第 II A 族、第 VA 族元素的第一电离能分别大于同周期相邻元素。

② 元素第一电离能的运用:

a. 电离能是原子核外电子分层排布的实验验证。

b. 用来比较元素的金属性的强弱。 I_1 越小, 金属性越强, 表征原子失电子能力强弱。

第一电离能 / $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$



(3) 元素电负性的周期性变化

元素的**电负性:** 元素的原子在分子中吸引电子对的能力叫做该元素的电负性。

随着原子序数的递增, 元素的电负性呈周期性变化: 同周期从左到右, 主族元素电负性逐渐增大; 同一主族从上到下, 元素电负性呈现减小的趋势。

第二节 化学键与物质的性质

1. 化学键: 相邻的两个或多个原子之间强烈的相互作用, 通常叫做化学键。

离子键: 阴、阳离子通过静电作用形成的化学键。

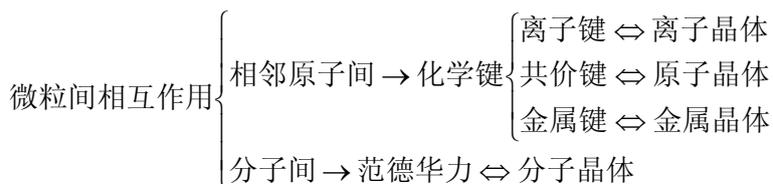
离子键强弱的判断: 离子半径越小, 离子所带电荷越多, 离子键越强, 离子晶体的熔沸点越高。

离子键的强弱可以用晶格能的大小来衡量，**晶格能**是指拆开 1mol 离子晶体使之形成气态阴离子和阳离子所吸收的能量。晶格能越大，离子晶体的熔点越高、硬度越大。

金属键: 金属离子和自由电子之间强烈的相互作用。

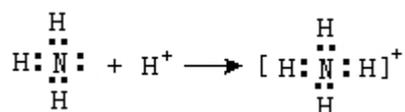
运用自由电子理论解释金属晶体的导电性、导热性和延展性

晶体中的微粒	导电性	导热性	延展性
金属离子和自由电子	自由电子在外加电场的作用下发生定向移动	自由电子与金属离子碰撞传递热量	晶体中各原子层相对滑动仍保持相互作用



三种化学键的比较:	离子键	共价键	金属键
形成过程	阴阳离子间的静电作用	原子间通过共用电子对所形成的相互作用	金属阳离子与自由电子间的相互作用
构成元素	典型金属 (含 NH ₄ ⁺) 和典型非金属、含氧酸根	非金属	金属
实例	离子化合物, 如典型金属氧化物、强碱、大多数盐	多原子非金属单质、气态氢化物、非金属氧化物、酸等	金属

配位键: 配位键属于共价键, 它是一个原子提供一对电子与另一个接受电子的原子形成的共价键, 即由一方提供孤对电子, 另一方提供空轨道所形成的共价键, 例如: NH₄⁺的形成



在 NH₄⁺中, 虽然有一个 N-H 键形成过程与其它 3 个 N-H 键形成过程不同, 但是一旦形成之后, 4 个共价键就完全相同。

共价键的三个键参数	概念	意义
键长	分子中两个成键原子核间距离 (单位: 10 ⁻¹⁰ 米)	键长越短, 化学键越强, 形成的分子越稳定
键能	对于气态双原子分子 AB, 拆开 1mol A-B 键所需的能量 (单位: kJ/mol)	键能越大, 化学键越强, 越牢固, 形成的分子越稳定
键角	分子中键与键之间的夹角 (单位: 度)	键角决定分子空间构型

① 键长、键能决定共价键的强弱和分子的稳定性: 原子半径越小, 键长越短, 键能越大, 分子越稳定。

② 共价键的键能与化学反应热的关系: 反应热 = 所有反应物键能总和 - 所有生成物键能总和。

2. 键的极性与非极性

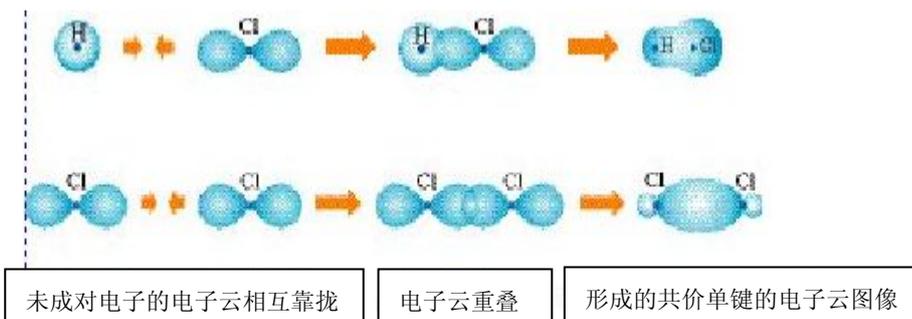
极性键：不同种原子之间形成的共价键，成键原子吸引电子的能力不同，共用电子对发生偏移。

非极性键：同种原子之间形成的共价键，成键原子吸引电子的能力相同，共用电子对不发生偏移。

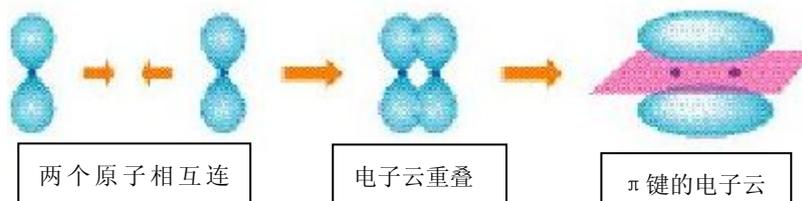
共价键的极性	极性键	非极性键
共用电子对偏移程度	偏移	不偏移
构成元素	不同种非金属元素	同种非金属元素
实例	HCl、H ₂ O、CO ₂ 、H ₂ SO ₄	H ₂ 、N ₂ 、Cl ₂

①共价键按成键形式可分为 σ 键（“头碰头”重叠）和 π 键（“肩碰肩”重叠）两种， σ 键主要存在于单键中， π 键主要存在于双键、叁键以及环状化合物中。 σ 键较稳定，而 π 键一般较不稳定。

σ 键举例：



π 键举例：



②共价键具有饱和性和方向性两大特征。

3. 分子的极性与非极性

极性分子：正电荷中心和负电荷中心不相重合的分子。

非极性分子：正电荷中心和负电荷中心相重合的分子。

4. 分子极性的判断：分子的极性由共价键的极性及分子的空间构型两个方面共同决定。

①双原子分子的极性

双原子分子的极性取决于成键原子之间的共价键是否有极性，以极性键结合的双原子分子是极性分子；以非极性键结合的双原子分子为非极性分子。

由此可知，对双原子分子来说，键的极性与分子的极性是一致的：化学键有极性，分子就有极性；反之，化学键无极性，通常分子也无极性。

②多原子分子的极性

多原子分子的极性与分子中的键的极性关系比较复杂。如果组成分子的所有化学键均为非极性键，则分子通常为非极性分子。

1) 化合价法

①若中心原子A的化合价的绝对值等于该元素所在的主族序数，则为非极性分子，若不等则为极性分子；

②若中心原子有孤对电子(未参与成键的电子对)则为极性分子，若无孤对电子则为非极性分子。

2) 物理模型法

将分子中的共价键看作作用力，不同的共价键看作不相等的作用力，运用物理上力的合成与分解，看中心原子受力是否平衡，如平衡则为非极性分子；否则为极性分子。

小结：

(1) 只含有非极性键的单质分子是非极性分子。

- (2) 含有极性键的双原子化合物分子都是极性分子。
 (3) 含有极性键的多原子分子，空间结构对称的是非极性分子；空间结构不对称的为极性分子。

非极性分子和极性分子比较

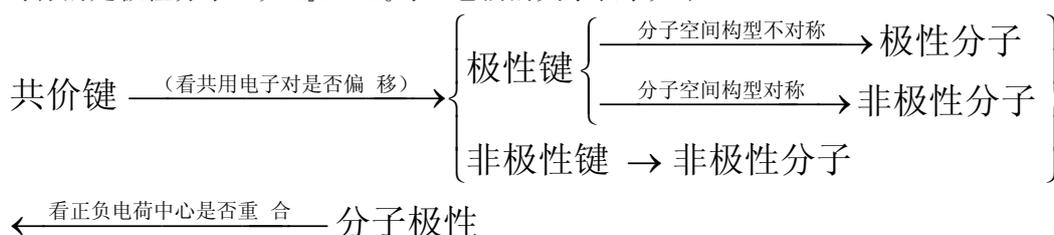
	非极性分子	极性分子
形成原因	整个分子的电荷分布均匀, 对称	整个分子的电荷分布不均匀、不对称
存在的共价键	非极性键或极性键	极性键
分子内原子排列	对称	不对称

举例说明:

分子	共价键的极性	分子中正负电荷中心	结论	举例
同核双原子分子	非极性键	重合	非极性分子	H ₂ 、N ₂ 、O ₂
异核双原子分子	极性键	不重合	极性分子	CO、HF、HCl
异核多原子分子	分子中各键的向量和为零	重合	非极性分子	CO ₂ 、BF ₃ 、CH ₄
	分子中各键的向量和不为零	不重合	极性分子	H ₂ O、NH ₃ 、CH ₃ Cl

5. 相似相溶原理: 极性分子易溶于极性分子溶剂中 (如 HCl 易溶于水中), 非极性分子易溶于非极性分子溶剂中 (如 CO₂ 易溶于 CS₂ 中)。

注意: 键的极性和分子的极性并非完全一致, 只有极性键形成的分子不一定是极性分子, 如 CH₄、CO₂ 等。极性分子中也不一定不含非极性键。所以, 二者不是因果关系。只含非极性键的分子是非极性分子, 如 H₂、N₂ 等; 含极性键的分子, 若分子空间构型是对称的是非极性分子, 如 CO₂、CH₄ 等, 分子空间构型不对称的是极性分子。如 H₂O、NH₃ 等。它们的关系表示如下:



6. 分子的对称性

(1) 含义: 对称性是指一个物体包含若干等同部分, 这些部分相互对应且相称, 它们经过不改变物体内任意两点间距离的操作能够复原, 即操作前在物体中某地方有的部分, 经操作后在原有的地方依旧存在相同的部分, 也就是说无法区别操作前后的物体。

(2) 对称轴: 分子中的所有原子以某条轴线为对称, 沿该轴线旋转 120° 或 240° 时, 分子完全复原, 我们称这根连线为对称轴。

(3) 对称面: 对于甲烷分子而言, 相对于通过其中两个氢和碳所构成的平面, 分子被分割成相同的两部分, 我们称这个平面为对称面。

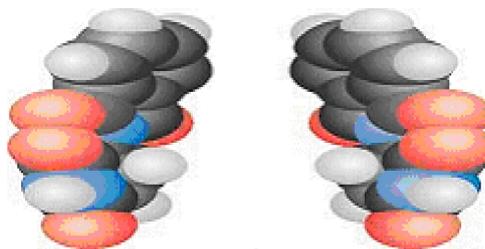
(4) 联系: 分子的许多性质如极性、旋光性及化学反应等都与分子的对称性有关。

7. 手性

(1) 手性和手性分子定义：如果一对分子，它们的组成和原子的排列方式完全相同，但如同左手和右手一样互为镜像，在三维空间里不能重叠，这对分子互称手性异构体。有手性异构体的分子称为手性分子。

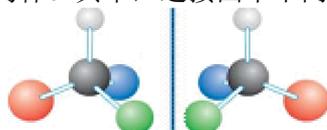


左右手互为镜像



一种药物——“反应停”手性分子

(2) 手性碳原子：当四个不同的原子或基团连接在碳原子（如 CHBrClF ）上时，形成的化合物存在手性异构体。其中，连接四个不同的原子或基团的碳原子称为手性碳原子。



手性碳原子（中间球）

8. 分子的空间立体结构（重点）

常见分子的类型与形状比较

分子类型	分子形状	键角	键的极性	分子极性	代表物
A	球形			非极性	He、Ne
A_2	直线形		非极性	非极性	H_2 、 O_2
AB	直线形		极性	极性	HCl、NO
ABA	直线形	180°	极性	非极性	CO_2 、 CS_2
ABA	V形	$\neq 180^\circ$	极性	极性	H_2O 、 SO_2
A_4	正四面体形	60°	非极性	非极性	P_4
AB_3	平面三角形	120°	极性	非极性	BF_3 、 SO_3
AB_3	三角锥形	$\neq 120^\circ$	极性	极性	NH_3 、 NCI_3
AB_4	正四面体形	$109^\circ 28'$	极性	非极性	CH_4 、 CCl_4
AB_3C	四面体形	$\neq 109^\circ 28'$	极性	极性	CH_3Cl 、 $CHCl_3$
AB_2C_2	四面体形	$\neq 109^\circ 28'$	极性	极性	CH_2Cl_2

9. 分子结构

①价层电子对互斥理论：

把分子分成两大类：一类是中心原子上的价电子都用于形成共价键。如 CO_2 、 CH_2O 、 CH_4 等分子中的 C 原子。它们的立体结构可用中心原子周围的原子数来预测，概括如下：

AB_n	立体结构	范例
$n=2$	直线型	CO_2
$n=3$	平面三角形	CH_2O
$n=4$	正四面体型	CH_4

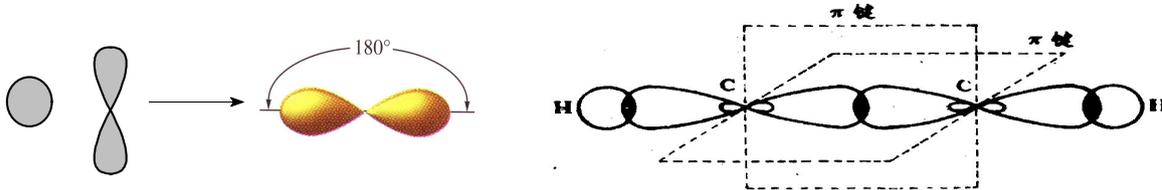
另一类是中心原子上有孤对电子（未用于形成共价键的电子对）的分子。如 H_2O 和 NH_3 中心原子上的孤对电子也要占据中心原子周围的空间，并参与互相排斥。因而 H_2O 分子呈 V 型， NH_3 分子呈三角锥型。

②杂化轨道理论:

在形成多原子分子的过程中，中心原子的若干能量相近的原子轨道重新组合，形成一组新的轨道，这个过程叫做轨道的杂化，产生的新轨道叫杂化轨道。据参与杂化的 s 轨道与 p 轨道的数目，存在 sp^3 、 sp^2 、 sp 三种杂化。

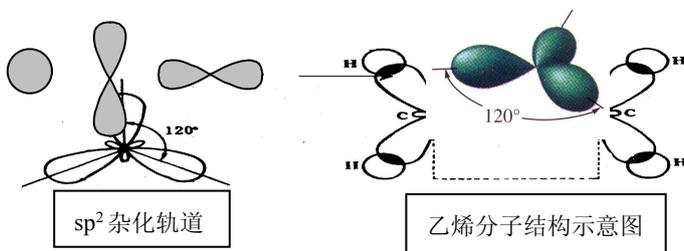
10. 常见的 SP 杂化过程

(1) sp 杂化: 一个 s 轨道和一个 P 轨道杂化可形成两个 sp 杂化轨道，这种杂化称为 sp^1 杂化



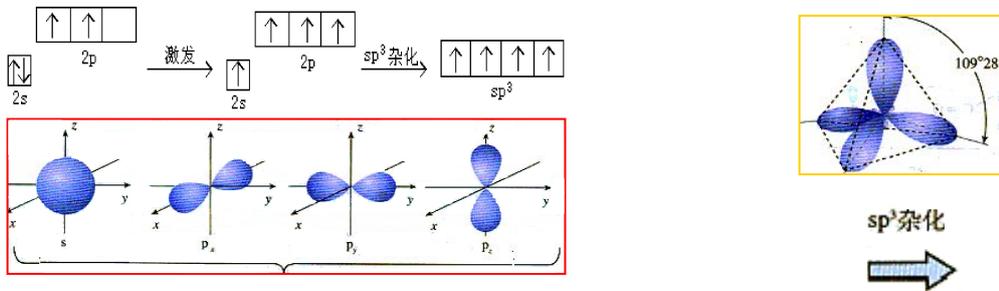
直线型 ($BeCl_2$)

(2) sp^2 杂化



平面正三角形 (BF_3)

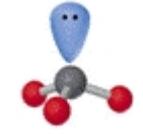
(3) sp^3 杂化



杂化轨道理论分析多原子分子（离子）的立体结构

化学式	中心原子孤对电子对数	杂化轨道数	杂化轨道类型	分子结构
CH_4	0	4	sp^3	正四面体
C_2H_4	0	3	sp^2	平面三角形
BF_3	0	3	sp^2	平面三角形
CH_2O	0	3	sp^2	平面三角形
C_2H_2	0	2	sp	直线型
CO_2	0	2	sp	直线型
NH_3	1	4	sp^3	三角锥型
NH_4^+	0	4	sp^3	正四面体
H_2O	2	4	sp^3	V形
H_3O^+	1	4	sp^3	三角锥型

价层电子对互斥模型判断简单分子或离子的空间构型

电子对数目	电子对的空间构型	成键电子对数	孤电子对数	电子对的排列方式	分子的空间构型	实例
2	直线	2	0		直线	CO ₂ 、C ₂ H ₂
3	三角形	3	0		三角形	BF ₃ 、SO ₃
		2	1		V形	SnCl ₂ 、PbCl ₂
4	四面体	4	0		四面体	CH ₄ 、SO ₄ ²⁻ CCl ₄ 、NH ₄ ⁺
		3	1		三角锥	NH ₃ 、PCl ₃
		2	2		V形	H ₂ O、H ₂ S

说明:

(1) 等电子原理是指原子总数相同，价电子总数相同的分子或离子，对于主族元素而言，价电子就是其最外层电子数，即为最外层电子总数相等。这一类分子或离子具有相似的化学键特征、分子结构及部分物理性质相似，但一般情况下，化学性质并不相似。同样，化学键相似，并不是指键角等一定相同。利用等电子原理可判断一些简单分子或离子的主体构型，如：CO₂、CNS⁻、NO₂⁺、N₃⁻的原子总数均为3，价电子总数均为16，因此，它们的空间构型均为直线型。

(2) 运用价层电子对互斥模型可预测分子或离子的空间构型，但要注意判断其价层电子对数，对AB_n型分子或离子，其价层电子对数的判断方法为：

$$n = \frac{\text{中心原子的价电子数} + \text{每个配原子的成键电子数} \pm \text{电荷数}}{2}$$

在确定中心原子的价层电子对数时应注意如下规定：

- ① 作为配体原子，卤素原子和氢原子提供一个电子，氧族元素的原子不提供电子；
- ② 作为中心原子，卤素原子按提供7个电子计算，氧族元素的原子按提供6个电子计算；
- ③ 对于复杂离子，在计算价层电子对数时，还应加上负离子的电荷数或减去正离子的电荷数；
- ④ 计算电子对数时，若剩余1个电子，也当作1对电子处理，双键、叁键等多重键作为1对电子看待。

11. 杂化类型的判断

$$n = \frac{\text{中心原子的价电子数} + \text{每个配原子的成键电子数} \pm \text{电荷数}}{2}$$

① 公式：

或：n = 中心原子的孤对电子对数 + 配位原子总数

② 根据 n 值判断杂化类型：

$n=2$ 时, sp 杂化; $n=3$ 时, sp^2 杂化; $n=4$ 时, sp^3 杂化;

③当电荷数为正值时, 公式中取“ $-$ ”, 当电荷数为负值时, 公式中取“ $+$ ”; 当配位原子为氧原子或硫原子时, 成键电子数为 0。

④杂化轨道所形成的化学键一般为单键, 即为 σ 键。

12. 价层电子对互斥模型和杂化轨道理论: 说明的是价层电子对(杂化轨道)形成的 σ 键的共用电子对和孤对电子对的空间构型, 而分子的空间构型指的是形成 σ 键电子对的空间构型, 不包括孤对电子。它包括两种类型:

①当中心原子无孤对电子时, 两者的构型一致;

②当中心原子有孤对电子时, 两者的构型不一致。如:

物质	H_2O	NH_3	CH_4	CCl_4
中心原子孤对电子对数	2	1	无	无
价层电子对互斥模型	四面体	四面体	四面体	四面体
分子的空间构型	V	三角锥	正四面体	正四面体
键角	105°	107°	$109^\circ 28'$	$109^\circ 28'$
杂化类型	sp^3	sp^3	sp^3	sp^3

13. 配合物的命名

①关键在于配合物内界(即配离子)的命名。其命名顺序一般为:(自左向右)配位体数(即配位体右下角的数字)——配位体名称——“合”字或“络”字——中心离子的名称——中心离子的化合价。如:

$[Zn(NH_3)_2]SO_4$ 内界为二氨合锌 $K_3[Fe(CN)_6]$ 内界合称为: 六氰合铁

②配合物可看作盐类, 若内界为阳离子, 则外界必为阴离子; 若内界为阴离子, 则外界必为阳离子。可按盐的命名方法命名: 自右向左为: 某酸某或某化某。

③配合物易溶于水电离为内界配体离子和外界离子, 而内界的配体离子和分子通常不能电离。

14. 原子晶体

(1) 原子晶体: 所有原子间通过共价键结合成的晶体或相邻原子间以共价键相结合而形成空间立体网状结构的晶体。

(2) 典型的原子晶体有金刚石(C)、晶体硅(Si)、二氧化硅(SiO_2)。

金刚石是正四面体的空间网状结构, 最小的碳环中有 6 个碳原子, 每个碳原子与周围四个碳原子形成四个共价键; 晶体硅的结构与金刚石相似; 二氧化硅晶体是空间网状结构, 最小的环中有 6 个硅原子和 6 个氧原子, 每个硅原子与 4 个氧原子成键, 每个氧原子与 2 个硅原子成键。

(3) 共价键强弱和原子晶体熔沸点大小的判断: 原子半径越小, 形成共价键的键长越短, 共价键的键能越大, 其晶体熔沸点越高。如熔点: 金刚石>碳化硅>晶体硅。

15. 金属晶体

①金属晶体: 通过金属键作用形成的晶体。

②金属键的强弱和金属晶体熔沸点的变化规律: 阳离子所带电荷越多、半径越小, 金属键越强, 熔沸点越高。

如熔点: $Na < Mg < Al, Li > Na > K > Rb > Cs$ 。金属键的强弱可以用金属的原子化热来衡量。

金属键对金属通性的解释

金属通性	解释
金属光泽	金属中的自由电子能在一定范围内自由活动, 无特征能量限制, 可以在较宽范围内吸收可见光并随即放出, 因而使金属不透明、具一定金属光泽(多数为银白色)。
导电	在外加电场的作用下, 自由电子在金属内部发生定向运动, 形成电流。
导热	自由电子把能量从温度高的区域传到温度低的区域, 从而使整块金属达到同样的温度。
有延展性	当金属受到外力作用时, 金属原子之间发生相对滑动, 表现为良好的延展性。

金属原子在空间的堆积方式

钠、钾、铬、钨等  体心立方堆积	镁、钛、锌等  六方堆积	金、银、铜、铝等  面心立方堆积
---	---	---

16. 配合物

概念	表示	条件
共用电子对由一个原子单方向提供给另一原子共用所形成的共价键。	$A \longrightarrow B$ 电子对给予体 电子对接受体	其中一个原子必须提供孤对电子,另一原子必须能接受孤对电子的轨道。

- ①配合物: 由提供孤电子对的配位体与接受孤电子对的中心原子(或离子)以配位键形成的化合物称配合物, 又称络合物。
- ②形成条件: a. 中心原子(或离子)必须存在空轨道。 b. 配位体具有提供孤电子对的原子。
- ③配合物的性质: 配合物具有一定的稳定性. 配合物中配位键越强, 配合物越稳定. 当作为中心原子的金属离子相同时, 配合物的稳定性与配体的性质有关。

17. 分子晶体

分子间作用力: 把分子聚集在一起的作用力. 分子间作用力是一种静电作用, 比化学键弱得多, 包括范德华力和氢键. 其中, 范德华力一般没有饱和性和方向性, 而氢键则有饱和性和方向性。

- (1) 分子晶体: 分子间以分子间作用力(范德华力、氢键)相结合的晶体. 典型的有冰、干冰。
- (2) 分子间作用力强弱和分子晶体熔沸点大小的判断: 组成和结构相似的物质, 相对分子质量越大, 分子间作用力越大, 克服分子间引力使物质熔化和气化就需要更多的能量, 熔、沸点越高. 但存在氢键时分子晶体的熔沸点往往反常地高。

①影响物质的性质方面: 增大溶沸点, 增大溶解性

②表示方法: $X-H \cdots Y(N O F)$ 一般都是氢化物中存在

NH_3 、 H_2O 、 HF 中由于存在氢键, 使得它们的沸点比同族其它元素氢化物的沸点反常地高。

18. 几种类型的晶体的比较

晶体类型		金属晶体	离子晶体	原子晶体	分子晶体
结构	构成微粒	金属阳离子和自由电子	阴、阳离子	原子	分子
	微粒间作用力	金属键	离子键	共价键	分子间作用力
性质	熔、沸点	随金属键强弱变化, 差别较大	较高	很高	较低
	硬度	随金属键强弱变化, 差别较大	较大	很大	较小
	溶解性	难溶 (Na 与水反应)	易溶于极性溶剂	难溶解	相似相溶

	导电性	良好	水溶液和熔融状态能导电	一般不导电	一般不导电
举例		所有固态金属	NaCl、CsCl、CaF ₂ 、NaOH	金刚石、晶体硅、SiO ₂	干冰、冰、纯硫酸、H ₂ (S) I ₂

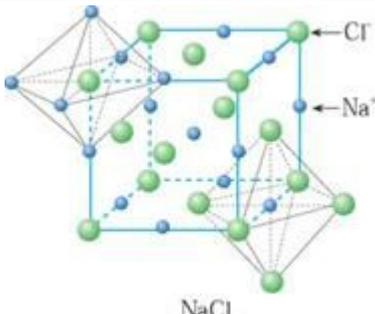
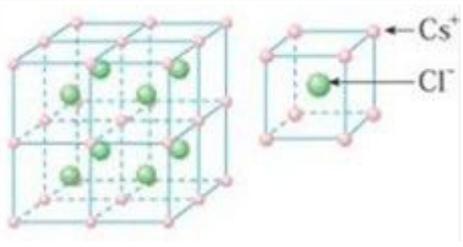
19. 离子键、共价键和金属键的比较

化学键类型	离子键	共价键	金属键
概念	阴、阳离子间通过静电作用所形成的化学键	原子间通过共用电子对所形成的化学键	金属阳离子与自由电子通过相互作用而形成的化学键
成键微粒	阴阳离子	原子	金属阳离子和自由电子
成键性质	静电作用	共用电子对	电性作用
形成条件	活泼金属与活泼的非金属元素	非金属与非金属元素	金属内部
实例	NaCl、MgO	HCl、H ₂ SO ₄	Fe、Mg

20. 非极性键和极性键的比较

	非极性键	极性键
概念	同种元素原子形成的共价键	不同种元素原子形成的共价键，共用电子对发生偏移
原子吸引电子能力	相同	不同
共用电子对	不偏向任何一方	偏向吸引电子能力强的原子
成键原子电性	电中性	显电性
形成条件	由同种非金属元素组成	由不同种非金属元素组成

21. 典型离子晶体的结构特征

NaCl 型晶体	CsCl 型晶体
 <p>NaCl</p> <p>每个 Na⁺ 离子周围被六个 Cl⁻ 离子所包围，同样每个 Cl⁻ 也被六个 Na⁺ 所包围。</p>	 <p>CsCl</p> <p>每个正离子被 8 个负离子包围着，同时每个负离子也被 8 个正离子所包围。</p>

22. 晶胞中粒子数的计算方法——均摊法

位置	顶点	棱边	面心	体心
贡献	1/8	1/4	1/2	1

23. 物质熔沸点的比较（重点）

- 不同类晶体：一般情况下，原子晶体>离子晶体>分子晶体
- 同种类型晶体：构成晶体质点间的作用大，则熔沸点高，反之则小。
 - 离子晶体：离子所带的电荷数越高，离子半径越小，则其熔沸点就越高。
 - 分子晶体：对于同类分子晶体，式量越大，则熔沸点越高。
 - 原子晶体：键长越小、键能越大，则熔沸点越高。
- 常温常压下状态
 - 熔点：固态物质>液态物质
 - 沸点：液态物质>气态物质

说明：

(1) **分子晶体**的微粒间以分子间作用力或氢键相结合，因此，分子晶体具有熔沸点低、硬度密度小，较易熔化和挥发等物理性质。影响分子间作用力的大小的因素有分子的极性和相对分子质量的相对大小。一般而言，分子的极性越大、相对分子质量越大，分子间作用力越强。分子晶体的熔沸点的高低与分子的结构有关：在同样不存在氢键时，组成与结构相似的分子晶体，随着相对分子质量的增大，分子间作用力增大，分子晶体的熔沸点增大；对于分子中存在氢键的分子晶体，其熔沸点一般比没有氢键的分子晶体的熔沸点高，存在分子间氢键的分子晶体的熔沸点比存在分子内氢键的分子晶体的熔沸点高。分子晶体的溶解性与溶剂和溶质的极性有关：一般情况下，极性分子易溶于极性溶剂，非极性分子易溶于非极性溶剂——这就是相似相溶原理。如： HCl 、 NH_3 等分子晶体易溶于水，而溴和碘等分子则易溶于汽油和四氯化碳等非极性溶剂。分子间作用力不具有方向性和饱和性，而氢键具有方向性和饱和性。所以，不存在氢键的分子晶体可以以紧密堆砌的方式排列，而存在氢键的分子晶体则必须在一定的方向上堆砌排列。由于水中存在氢键，所以水在凝结成冰时，体积增大，密度减小。

(2) **原子晶体**的构成微粒是原子，原子间通过共价键相互结合，因此原子晶体的物理性质与分子晶体有明显的不同，熔沸点高，硬度、密度大等特点。原子晶体中不存在分子，其化学式表示晶体中各组成微粒的原子个数比。

(3) **金属晶体**的熔沸点差异很大，主要与金属键的相对强弱有关，一般情况下，金属原子半径越小，电荷越大，金属键越强，金属晶体的熔沸点越高，反之越低。

(4) **离子键**的实质是阴阳离子间的静电作用，它包括阴、阳离子间的静电引力和两种离子的核之间以及它们的电子之间的静电斥力两个方面，当静电引力与静电斥力之间达到平衡时，就形成了稳定的离子化合物，它不再显电性。离子键不具有方向性和饱和性。

对晶体构型相同的离子化合物，离子电荷数越多，核间距越小，晶格能越大；晶格能越大，离子键越强，晶体越稳定，熔点越高，硬度越大。

第三节 物质的结构与性质易错知识点整理

原子结构和元素性质方面

- 原子一般由质子、中子和核外电子构成。但H却只由质子和电子构成。
- 金属元素原子的最外层电子数一般小于4，而非金属元素原子的最外层电子数一般大于或等于4。但H、He、B的最外层电子数均小于4，其中H、B为非金属元素，而He为稀有气体元素；虽然Ge、Sn、Pb、Bi的最外层电子数均大于或等于4，但它们却为金属元素。

3. 稀有气体元素原子的最外层一般为 8 个电子的稳定结构。但 He 的最外层为 2 个电子的稳定结构。
4. 主族元素的原子得失电子所形成的阴阳离子最外层一般具有 8 个电子的稳定结构。但对核外只有一个电子层的离子来说, 最外层却只有 2 个电子, 如 H; 而 H⁺ 则是一个氢原子核。
5. 含金属元素的离子一般为阳离子。但也存在某些阴离子, 如 S^{2-} 等。
6. 只含非金属元素的离子一般为阴离子, 但也存在某些阳离子, 如 NH_4^+ 等。
7. 一种非金属元素一般形成一种阴离子, 但氧元素形成的离子除 O^{2-} , 还有 $\text{O}^{-1}, \text{O}^{+2}$ 。
8. 主族元素的最高化合价一般等于原子的最外层电子数。但氟元素和氧元素的最高化合价却都不等于原子的最外层电子数, 其中氟元素的最高化合价为 0 价 (氟无正价), 而氧的最高价为 +2 价 (在 OF_2 中)。
9. 氢元素在化合物中一般为 +1 价, 但在金属氢化物中却为 -1 价。
10. 氧元素在化合物中一般为 -2 价, 但在过氧化物 (如 H_2O_2 等) 中为 -1 价; 在 OF_2 中为 +2 价。
11. 对于对应阴阳离子具有相同的电子层结构的金属元素和非金属元素而言, 金属元素的最高化合价一般低于非金属元素的最高化合价。而 F^{-1} 和 $\text{Na}^+, \text{Mg}^{2+}, \text{Al}^{3+}$ 虽然电子层结构相同, 但钠、镁、铝的最高价 (分别为 +1、+2、+3 价) 却高于氟的最高价 (0 价)。
12. 原子的相对原子质量一般为保留一定位数的小数有效数字, 但 ^{12}C 的相对原子质量却为整数, 并且是精确值。
13. 某原子的相对原子质量一般并不等同于对应元素的相对原子质量, 但对于某些只有一种核素的元素而言, 原子的相对原子质量就是元素的相对原子质量, 如: 钠元素就只有一种核素, 因此, Na 原子的相对原子质量就是钠元素的相对原子质量。
14. 随着元素原子序数的递增, 元素的相对原子质量一般依次增大。但 18 号元素氩的相对原子质量却大于 19 号元素钾。
15. 元素的金属性强弱顺序一般与金属活动性顺序一致。但 Sn 和 Pb 的金属性: $\text{Sn} < \text{Pb}$, 而金属活动性却是 $\text{Sn} > \text{Pb}$ 。
16. 非金属元素的氢化物在常温下一般呈气态, 故称气态氢化物, 但氧的氢化物 H_2O 却为液态。

分子结构方面

1. 物质中一般存在化学键, 但稀有气体中却不存在化学键, 只存在分子间作用力。
2. 多数气体单质由双原子分子构成, 但稀有气体却由单原子分子构成, 臭氧由 3 原子分子构成。
3. 由非金属元素组成的化合物一般属于共价化合物, 但有些却是离子化合物, 如 NH_4NO_3 等铵盐。
4. 由金属元素和非金属元素组成的化合物一般为离子化合物, 但有些却是共价化合物, 如: 含金属元素的酸分子 (如 $\text{HMnO}_4, \text{HAlO}_2$)、 AlCl_3 等。
5. 原子间形成的共用电子对一般由成键原子共同提供电子。但在 H_2O 中却各有一个共用电子对分别是由 N 原子和 O 原子单方面提供, 而与其中一个氢原子共用形成的。
6. 在物质分子中, 各原子最外层一般达到 8 个电子的稳定结构, 但有些物质例外, 如: 在气态氢化物中, 氢原子最外层达到 2 个电子的稳定结构; 在 PCl_5 中, P 原子的最外层有 10 个电子。
7. 阴阳离子作用一般形成离子化合物, 但某些阴阳离子作用却形成分子或新的离子, 如: $\text{Al}(\text{OH})_4^-$ 。
8. 离子化合物中一般不存在分子, 但在气态时却存在离子型分子。如: 气态 NaCl 中存在由一个 Na^+ 和一个 Cl^- 构成的 NaCl 分子。
9. 极性分子中一定含极性键, 还可能含非极性键, 如: $\text{H}-\text{O}-\text{O}-\text{H}$ 等。
10. 非极性分子中不一定只有非极性键, 有些只含极性键, 而有些既含极性键, 又含非极性键。如 $\text{CH}_4, \text{CH}\equiv\text{CH}$ 等。
11. 离子化合物中一定含有离子键, 还可能含有极性或非极性共价键, 如: $\text{NH}_4\text{Cl}, \text{Na}_2\text{O}_2$ 等。
12. 单质分子一般是非极性分子, 但 O_3 是极性分子。

高考回顾 2014 年高考理综化学新课标 I 卷

【化学—选修 3:物质结构与性质】(15 分)

早期发现的一种天然二十面体准晶颗粒由 Al、Cu、Fe 三种金属元素组成。回答下列问题:

(1) 准晶是一种无平移周期序,但有严格准周期位置序的独特晶体,可通过_____方法区分晶体、准晶体和非晶体。

(2) 基态 Fe 原子有_____个未成对电子, Fe^{3+} 的电子排布式为_____。可用硫氰化钾检验 Fe^{3+} ,形成的配合物的颜色为_____。

(3) 新制备的 $\text{Cu}(\text{OH})_2$ 可将乙醛(CH_3CHO)氧化为乙酸,而自身还原成 Cu_2O ,乙醛中碳原子的杂化轨道类型为_____, 1mol 乙醛分子中含有的 σ 键的数目为_____。乙酸的沸点明显高于乙醛,其主要原因是_____。

Cu_2O 为半导体材料,在其立方晶胞内部有 4 个氧原子,其余氧原子位于面心和顶点,则该晶胞中有_____个铜原子。

(4) Al 单质为面心立方晶体,其晶胞参数 $a=0.405\text{nm}$,晶胞中铝原子的配位数为_____。列式表示 Al 单质的密度_____ $\text{g}\cdot\text{cm}^{-3}$ (不必计算出结果)

【答案】

(1) X—射线衍射 (2) 4, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5$, 血红色

(3) sp^3 和 sp^2 ; $6N_A$; 乙酸中存在分子间的氢键; 16

(4) 12; $\frac{4 \times 27}{6.022 \times 10^{23} \times (0.405 \times 10^{-7})^3}$

笔记十七 元素周期律知识点归纳总结笔记

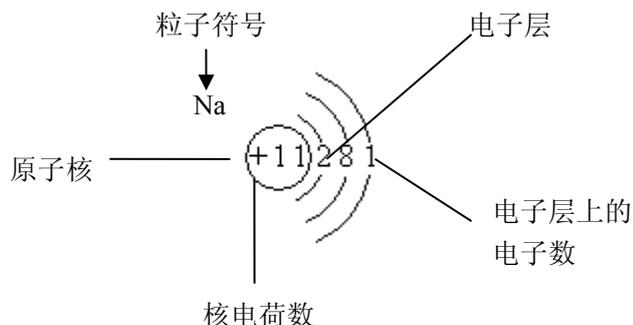
第一节 原子核外电子的排布

一、原子核外各电子层的电子排布

原子核外电子的排布							
层序数	1	2	3	4	5	6	7
电子层符号	K	L	M	N	O	P	Q
离核远近	由近到远						
能量	由低到高						
各层最多容纳的电子数	$2 \times 1^2 = 2$	$2 \times 2^2 = 8$	$2 \times 3^2 = 18$	$2 \times 4^2 = 32$	$2 \times 5^2 = 50$	$2 \times 6^2 = 72$	$2 \times 7^2 = 98$

二、核外电子排布的表示方法——原子结构示意图

1. 原子结构示意图：



2. 离子结构示意图：原子通过得失电子形成离子，因此，原子结构示意图的迁移应用于表示离子的结构。

Cl⁻



三、元素周期表中 1-20 号元素原子的结构特征

1. 最外层电子数和次外层电子数相等的原子有 Be、Ar。
2. 最外层电子数和次外层电子数 2 倍的原子是 C。
3. 最外层电子数和次外层电子数 3 倍的原子是 O。
4. 最外层电子数和次外层电子数 4 倍的原子是 Ne。
5. 次外层电子数是最外层电子数 2 倍的原子有 Li、Si。
6. 内层电子总数是最外层电子数 2 倍的原子有 Li、P。
7. 电子层数和最外层电子数相等的原子有 H、Be、Al。
8. 电子层数是最外层电子数 2 倍的原子是 Li、Ca。
9. 最外层电子数是电子层数 2 倍的原子有 He、C、S。
10. 最外层电子数是电子层数 3 倍的原子是 O。

备注：

- (1) 具有 2 个电子的粒子有 He、H₂、H⁻、Li⁺、Be²⁺。
- (2) 核外电子总数为 10 个电子的微粒共有 15 种。

一核：Ne、N³⁻、O²⁻、F⁻、Na⁺、Mg²⁺、Al³⁺ 二核：HF、OH⁻ 三核：H₂O、NH²⁻

四核：NH₃、H₃O⁺ 五核：CH₄、NH₄⁺

(3) 核外电子总数为 18 个电子的微粒共有 16 种。

一核：Ar、K⁺、Ca²⁺、Cl⁻、P³⁺、S²⁻ 二核：F₂、HCl、HS⁻ 三核：H₂S 四核：PH₃、H₂O₂

五核：SiH₄ 六核：N₂H₄、CH₃OH、 其他 C₂H₆

(4) 核外电子总数及质子总数均相同的粒子：

①Na⁺、NH₄⁺、H₃O⁺ ② F⁻、OH⁻、NH₂⁻ ③Cl⁻、HS⁻ ④N₂、CO、C₂H₂

第二节 元素周期表解析

1、元素周期表的分区

若沿着元素周期表硼、硅、砷、碲、砹与铝、镉、铟、钅的交界处画一条虚线，虚线的左侧是金属元素，右侧是非金属元素。如右图：

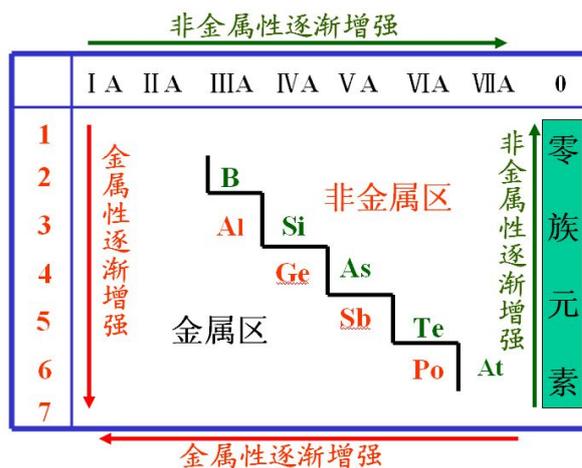
由此图可以得出：

(1) 周期表左下角是金属性最强的元素（铯），

右上角是非金属性最强的元素（氟），分界线附近的元素既有金属性又有非金属性。

(2) 同主族元素，从上到下，金属性逐渐增强，非金属性逐渐减弱；

同周期元素，从左到右，金属性逐渐减弱，非金属性逐渐增强。



2、元素的化合价与元素在周期表中的位置的关系

主族	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA
最外层电子数	1	2	3	4	5	6	7
最高正化合价	+1	+2	+3	+4	+5	+6	+7
最低负化合价	----	-----	----	-4	-3	-2	-1

结论：

(1) 主族元素最外层电子数=主族的族序数=主族元素的最高正化合价

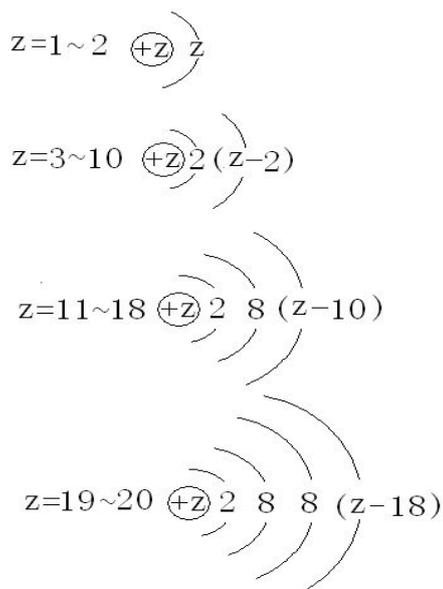
(2) 主族元素 | 负化合价 | + | 最高正化合价 | = 8 （对非金属而言，金属无负化合价）

元素周期表中：周期序数=电子层数；主族序数=最外层电子数；

备注：金属元素只有正化合价而无负化合价；非金属元素既有正化合价又有负化合价；氧元素的化合价一般是一2价，氟元素的化合价一般是一1价，没有正化合价。

3、前 20 号元素原子结构示意图的 4 种基本模型

用 Z 表示原子序数，将前 20 号元素的原子结构示意图归纳成四种基本模型如下：



4、同周期主族元素性质的递变规律 6 条

- (1) 核外电子排布：随着核电荷数增大，内层电子数不变，最外层电子数逐渐增多（除第一周期外，每一周期主族元素的最外层电子数都是从 1 个增加到 7 个）。
- (2) 原子半径：随着核电荷数增大，原子半径逐渐减小。
- (3) 最高正化合价：随着核电荷数增大，最高正化合价从 +1 \rightarrow +7（氧、氟例外）。
- (4) 非金属元素的最低负价：随着核电荷数增大，从 IVA \rightarrow VIIA，化合价升高，-4 \rightarrow -1。
- (5) 金属性、非金属性：随着核电荷数增大，金属性越来越弱、非金属性越来越强。
- (6) 元素最高价氧化物对应的水化物的酸碱性：随着核电荷数增大，元素最高价氧化物对应的水化物的碱性越来越弱、酸性越来越强。

5、有关元素周期表的 10 点认识：

- (1) 元素周期表有多少横行就有多少周期，但是不是有多少列就有多少族。
- (2) 周期是电子层数相同的元素集合，族是性质相似的元素集合。
- (3) 族是性质相似的元素集合，所以氢元素排在了 0 族，而不是 IIA。
- (4) 族是性质相似的元素集合，所以氢元素既可以排在 IA 也可以排在 VIIA (NaH)。
- (5) 元素种类最少的周期是第一周期，元素种类最多的周期是第六周期（依据现在的元素周期表）。
- (6) 元素种类最多的族是 IIIB，其次是 VIII 族。
- (7) 如果原子序数为 x 的元素是 IIA 的元素，则原子序数为 (x+1) 的元素可能是 IIIA 元素或 IIIB 元素。
- (8) 元素周期表中每一种元素占据元素周期表的一个方格，而每一个方格内的元素有的不止一个（例如：镧系、锕系 15 种元素占一个方格）。
- (9) IA 元素的最外层电子数都是 1，最外层电子数是 1 的元素不一定在 IA，可能在 IB，例如：Cu、Ag、Au 等。
- (10) IIA 元素的最外层电子数都是 2，最外层电子数是 2 的元素不一定在 IIA，可能在 0 族，如：He；也可能在 IIB，如：Zn、Cd、Hg。

6、元素的金属性强弱的 10 种判断方法

- (1) 根据位置关系判断：同周期主族元素自右向左金属性逐渐增强，同主族元素自上而下金属性逐渐增强，所以相比之下，左下角的元素比右上角的元素金属性强。
- (2) 根据顺序表判断：金属的位置越靠前，金属性越强（金属活动性顺序与金属性顺序大多数一致）。
- (3) 根据酸碱性判断：元素的最高价氧化物对应的水化物的碱性越强，则对应的金属元素的金属性越强。
- (4) 结合反应速率判断：金属与水（或酸）反应越容易，金属性越强。

(5) 利用置换反应判断 1: 金属与盐溶液发生置换反应, A 置换出 B, 则 A 活泼。

(6) 利用置换反应判断 2: 金属与盐溶液不能发生置换反应, A 不能置换出 B, 但可以置换出氢气, 生成含 B 元素的氢氧化物沉淀, 则 A 远比 B 活泼。

(7) 根据反应条件判断: 常温下与水(或氧气)就反应的金属比加热条件下反应的金属活泼, 例如: 钾、钠、钙比铁、铜活泼。

(8) 结合腐蚀条件判断: 常温下金属钠遇水(或氧气)就变质, 常温下铁在氧气和水同时存在的条件下才缓慢变质, 常温下铜遇到氧气、二氧化碳和水同时存在的条件下才缓慢变质, 结论: 金属性由强到弱依次为钠、铁、铜。

(9) 结合阳离子氧化性判断: 金属阳离子氧化性越强, 其对应的金属单质还原性越弱。

铁离子对应的是亚铁离子, 不是铁单质。

(10) 根据氧元素的价态判断: 金属与氧气化合, 生成物中氧元素的价态种类越多, 金属性越强; 例如: 锂元素只有氧化锂, 钠元素有氧化钠和过氧化钠, 钾元素有氧化钾、过氧化钾和超氧化钾三种, 金属性强弱顺序是: 钾、钠、锂。

7、元素的非金属性强弱的 10 种判断方法

(1) 根据位置关系判断: 同周期主族元素自左向右非金属性逐渐增强, 同主族元素自下而上非金属性逐渐增强, 所以相比之下, 右上角的元素比左下角的元素非金属性强。

(2) 根据顺序表判断: $F_2 > O_2 > Cl_2 > Br_2 > I_2 > S$, 非金属的位置越靠前, 非金属性越强。

(3) 根据酸碱性判断: 元素的最高价氧化物对应的水化物的酸性越强, 则对应的非金属元素的非金属性越强(一定要强调最高价氧化物对应的水化物)。

(4) 根据阴离子还原性判断: 非金属阴离子还原能力越强, 其对应的非金属单质氧化性越弱。还原性: $F^- < Cl^- < Br^- < I^- < S^{2-}$, 氧化性: $F_2 > O_2 > Cl_2 > Br_2 > I_2 > S$ 。

(5) 根据反应速率判断: 非金属与氢气发生化合反应越容易, 非金属性越强。

(6) 根据与氢化合产物的稳定性判断: 产物越稳定, 非金属性越强。

(7) 根据置换反应判断 1: 非金属单质与盐溶液发生置换反应, A 置换出 B, 则 A 活泼。

(8) 根据置换反应判断 2: 非金属与盐溶液不能发生置换反应, A 不能置换出 B, 但可以置换出氧气, 则 A 远比 B 活泼。

(9) 根据反应条件判断: 常温下就能与金属就反应的非金属比加热条件下才能反应的非金属活泼, 例如: 钠与氧气常温下就反应, 钠与硫单质加热条件才能反应, 氧气比硫活泼。

(10) 根据变价金属元素的价态判断: 变价金属与非金属单质反应, 使变价金属生成高价态化合物的非金属比生成低价态化合物的非金属的非金属性强。例如: 铁丝在氯气中燃烧, 生成三氯化铁, 红热的铁丝插入到硫蒸气中只生成硫化亚铁, 说明非金属性氯比硫强。

8、近朱者赤近墨者黑在元素周期表中的 5 点佐证

在元素周期表中铝元素与硅元素邻近, 都位于第三周期, 分别在 IIIA 和 IVA, 二者的性质有很多的相似点。

(1) 颜色: 铝是带有银白色金属光泽的固体, 硅是带有金属光泽的灰黑色固体。

相似点: 带有金属光泽。

(2) 导电性: 铝是电的良导体, 常用做输电线; 硅是半导体材料, 高纯单质硅的半导体性能, 可以制成光电池。

相似点: 具有导电性。

(3) 与酸反应产生氢气:

铝与非氧化性酸反应产生氢气: $2Al + 6HCl = 2AlCl_3 + 3H_2 \uparrow$;

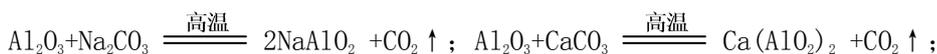
硅只与氢氟酸反应产生氢气: $Si + 4HF = SiF_4 + 2H_2 \uparrow$

(4) 与碱溶液反应产生氢气:

$2Al + 2NaOH + 2H_2O = 2NaAlO_2 + 3H_2 \uparrow$;

$Si + 2NaOH + H_2O = Na_2SiO_3 + 2H_2 \uparrow$;

(5) 与纯碱、大理石反应, 体现了 SiO_2 和 Al_2O_3 的高熔沸点。

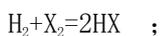


9、物以类聚人以群分的思想在元素周期表中的 7 点体现

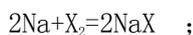
- (1) 化学性质相似的元素排在一列。
- (2) 电子层数相同的元素排在同一行。
- (3) 非金属元素排在周期表的右上方，金属元素排在周期表的左下方。
- (4) 在非金属区寻找制取农药的原料。
- (5) 在 IB (第 11 列) 中找到货币金属: Au、Ag、Cu。
- (6) 在 VIII (第 8、9、10) 中找到催化剂金属。
- (7) 冶金工业的黑色金属在元素周期表的相邻位置 (第四行、第 6、7、8 列)。

10、卤素单质的化学性质的相似性

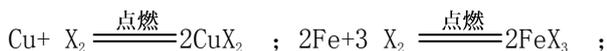
(1) $X \in \{\text{F}, \text{Cl}, \text{Br}, \text{I}\}$ 时: 与非金属单质氢气都生成卤化氢



(2) $X \in \{\text{F}, \text{Cl}, \text{Br}, \text{I}\}$ 时: 与单一价态金属反应都生成金属卤化物



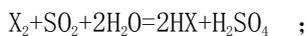
(3) $X \in \{\text{F}, \text{Cl}, \text{Br}\}$ 时: 与变价金属反应 (除碘外), 生成高价态的金属卤化物



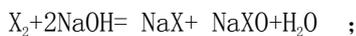
(4) $X \in \{\text{Cl}, \text{Br}, \text{I}\}$ 时: 与水反应生成氢卤酸和次卤酸



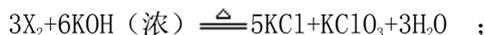
(5) $X \in \{\text{Cl}, \text{Br}, \text{I}\}$ 时: 与亚硫酸反应生成氢卤酸和硫酸



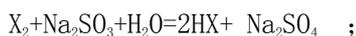
(6) $X \in \{\text{Cl}, \text{Br}, \text{I}\}$ 时: 与强碱的稀溶液反应, 生成卤化物、次卤酸盐和水



(7) $X \in \{\text{Cl}, \text{Br}, \text{I}\}$ 时: 加热条件下, 与强碱的浓溶液反应, 生成卤化物、卤酸盐和水



(8) $X \in \{\text{Cl}, \text{Br}, \text{I}\}$ 时: 与亚硫酸钠溶液反应, 生成氢卤酸和硫酸钠



11、HX 化学性质的相似性

(1) $X \in \{\text{Cl}, \text{Br}, \text{I}\}$ 时: 与二氧化锰反应, 生成卤化锰、卤素单质和水

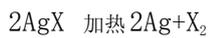


(2) $X \in \{\text{Cl}, \text{Br}, \text{I}\}$ 时: 与硝酸银溶液反应, 生成硝酸和卤化银沉淀



12、AgX 化学性质的相似性

$X \in \{\text{Cl}, \text{Br}, \text{I}\}$ 时: AgX 都有感光性, 见光分解生成黑色银颗粒



13、根据同族元素的递变性, 推测铊的 5 点性质

- (1) 密度: 比铯大。
- (2) 熔点: 比铯低。
- (3) 沸点: 比铯低。
- (4) 与氧气反应: 生成物中氧元素的价态更高, 含氧化合物的种类更多。
- (5) 与水反应: 生成碱并放出氢气, 反应更激烈。

14、根据同族元素的递变性, 推测砹的 7 点性质

- (1) 单质颜色：比碘深，可能为黑色。
- (2) 与氢气化合：比碘更难
- (3) HAt 的稳定性：比 HI 更差。
- (4) HAt 的还原性：比 HI 更强。
- (5) HAt 的水溶液酸性：比 HI 更强，是强酸。
- (6) AgAt 的溶解性：不溶于水。
- (7) AgAt 的感光性：见光易分解，产生黑色银和接近黑色的碲。

第三节 判断元素金属性和非金属性强弱的方法：

金属性的判断：

- ① 单质与水、酸反应置换出氢的难易程度——水（酸）反应放氢气越剧烈越活泼；
- ② 最高价氧化物对应的水化物（氢氧化物）的碱性强弱。——最高价氧化物水化物碱性越强越活泼
- ③ 相互置换反应（强制弱） $\text{Fe} + \text{CuSO}_4 = \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$ ——活泼金属置换较不活泼金属

非金属性的判断：

- ① 与氢气反应生成氢化物的难易程度——与氢气化合越易，生成氢化物越稳定越活泼；
- ② 氢化物的稳定性——生成氢化物越稳定越活泼
- ③ 最高价氧化物对应的水化物的酸性强弱——最高价氧化物水化物酸性越强越活泼。
- ④ 相互置换反应（强制弱） $2\text{NaBr} + \text{Cl}_2 = 2\text{NaCl} + \text{Br}_2$ ——活泼非金属置换较不活泼非金属即“越易越强、越难越弱”

注意：金属性的强弱不等于还原性的强弱，同理非金属性的强弱不等于氧化性的强弱。例如 I^- 有较强的还原性而不是金属性； Ag^+ 有氧化性而不是非金属性。

第四节 粒子半径的大小比较(三看)

- (1) 先比较电子层数，电子层数多的半径大。
- (2) 电子层数相同时，再比较核电荷数，核电荷数多的半径反而小。

一、看电子层数：对最外层电子数相同的粒子，在电子层数不同时电子层数越多，半径越大。

1. 同主族元素的原子半径，从上到下，随着电子层数增多而依次增大。如： $r(\text{F}) < r(\text{Cl}) < r(\text{Br}) < r(\text{I})$
2. 同主族元素的离子半径，从上到下，随着电子层数增多而依次增大。如： $r(\text{Li}^+) < r(\text{Na}^+) < r(\text{K}^+) < r(\text{Rb}^+) < r(\text{Cs}^+)$

二、看核电荷数：电子层数相同时，核电荷数越多，半径越小。

1. 同周期元素的原子半径从左到右依次递减（稀有气体除外），如 $r(\text{C}) > r(\text{N}) > r(\text{O})$
2. 同周期元素的阳离子半径从左到右依次递减，如 $r(\text{Na}^+) > r(\text{Mg}^{2+}) > r(\text{Al}^{3+})$
3. 同周期元素的阴离子半径从左到右依次递减，如 $r(\text{S}^{2-}) > r(\text{Cl}^-)$
4. 对于电子层结构相同的粒子，随着核电荷数的增多，离子半径减小，如 $r(\text{Ca}^{2+}) < r(\text{K}^+) < r(\text{Cl}^-) < r(\text{S}^{2-})$

三、看电子数：在电子层数和核电荷数相同时，电子数越多，半径越大。

1. 原子半径小于相应的阴离子半径，如 $r(\text{Cl}) < r(\text{Cl}^-)$
2. 原子半径大于相应的阳离子半径，如 $r(\text{Na}) > r(\text{Na}^+)$
3. 当同一元素原子可形成多种价态的阳离子时，价态高的半径小，如 $r(\text{Fe}) > r(\text{Fe}^{2+}) > r(\text{Fe}^{3+})$

四、若微粒所对应的元素在周期表中的周期和族既不相同又不相邻，则一般难以直接定性判断其半径，可选择一种离子作比较：比较 $r(\text{K}^+)$ 和 $r(\text{Mg}^{2+})$ ，可选 $r(\text{Na}^+)$ 所以 $r(\text{K}^+) > r(\text{Na}^+) > r(\text{Mg}^{2+})$

第五节 主族元素性质、存在、用途的特殊性

1. 形成化合物最多的元素或单质是自然界硬度最大的物质的元素或气态氢化物中含氢质量分数最大的元素：C
2. 空气中含量最多的元素或气态水溶液呈碱性的元素：N

- 地壳中含量最多的元素或气态氢化物的沸点最高的元素或氢化物在通常状况下呈液态的元素：O
- 地壳中含量最多的金属元素：Al
- 最活泼的非金属元素或无正价的元素或无含氧酸的非金属元素或无氧酸可腐蚀玻璃的元素或气态氢化物最稳定的元素或阴离子的还原性最弱的元素：F
- 最活泼的金属元素或最高价氧化物的水化物碱性最强的元素或阳离子氧化物最弱的元素：Cs
- 最易着火的非金属元素的固体单质，其元素是P
- 组成最轻单质的元素：H，最轻的金属元素：Li
- 单质常温下呈液态的非金属元素：Br，金属元素：Hg
- 最高价氧化物及其水化物既能与强酸反应又能与强碱反应的元素：Be、Al
- 元素的气态氢化物和它的最高价氧化物的水化物发生非氧化还原（化合）反应的元素：N；发生氧化还原反应的元素：S
- 元素的气态氢化物能和它的氧化物在常温下反应生成该元素单质的元素：S
- 元素的单质在常温下能与水反应放出气体的短周期元素：Li、Na、F
- 常见的能形成同素异形体的元素有：C、P、O、S

第六节 元素周期表的高中化学问题终极总结

一、特殊元素集锦

- 最活泼的金属元素、最高价氧化物对应的水化物碱性最强的元素、阳离子氧化性最弱的元素是铯(Cs)。
- 最活泼的非金属元素、无正价的非金属元素、无含氧酸的非金属元素、无氧酸（或氢化物）可腐蚀玻璃的元素、气态氢化物最稳定的元素、阴离子的还原性最弱的元素是氟(F)。
- 最强的碱是CsOH；最强的含氧酸是高氯酸(HClO₄)
最高价氧化物的水化物能与其气态氢化物发生**化合**反应的短周期元素是氮(N)
最高价氧化物的水化物能与其气态氢化物发生**氧化还原**反应的短周期元素是硫(S)
气态氢化物和它的氧化物在**常温**下生成该元素的单质的元素是硫(S)
- 最稳定的气态氢化物是氟化氢(HF，准确的说，氟化氢在0度是液体)
气态氢化物中含氢质量分数最大的是甲烷(CH₄)最小的是碘化氢(HI)
- 形成化合物种类最多的元素是碳(C，两千多万种有机物都是含碳的)、单质是自然界中硬度最大的物质的元素、气态氢化物中氢的质量分数最大的元素是碳(C)。
空气中含量最多的元素是氮(N，在大气中氮气的质量分数75%)或气态氢化物的水溶液呈碱性的元素是氮(N)。
地壳中含量最多的元素是氧(O) 地壳中含量最多的金属元素是铝(Al)
人体是由80多种元素所组成，为便于研究，将其中占人体体重0.01%以上，每人每日需要量在100mg以上的元素称为常量元素或宏量元素，人体中含量占体重万分之一以下(<0.01%)的元素称微量元素。
标准健康成年人的元素组成为氧65%、碳18%、氢10%、氮3%、钙1.5%、磷1%、钾0.35%、硫0.25%、钠0.15%、氯0.15%、镁0.05%等11种含量大于0.01%的元素称为**人体常量元素**。这些常量元素约占体重的99.9%。凡是占人体总重量的万分之一以下的元素，如铁、锌、铜、锰、铬、硒、钼、钴、氟等，称为**微量元素**（铁又称半微量元素）。微量元素在人体内的含量真是微乎其微，如锌只占人体总重量的百万分之三十三。铁也只有百万分之六十。
- 焰色反应呈黄色的元素是钠(Na)
透过蓝色钴玻璃观察焰色反应呈紫色的元素是钾(K)
- 常温下单质呈液态的元素是溴(Br)，汞(Hg)
常温下单质呈液态的非金属元素是溴(Br)
- 无氧酸能腐蚀玻璃的元素是氢氟酸(HF，剧毒)
最易着火的非金属单质的元素是磷(P，白磷，温度高一点就着了)

9、既能与酸反应又能与碱溶液反应可产生 H_2 的金属元素为铝 (Al)，与碱溶液反应可产生 H_2 的非金属元素为 (Si)， Al_2O_3 和 $Al(OH)_3$ 都有两性。

10、元素的单质在常温下能与水反应放出气体的短周期元素是锂 (Li)、钠 (Na)、氟 (F)。

11、常见的能形成同素异形体的元素有碳 (C)、磷 (P)、氧 (O)、硫 (S)，其中一种同素异形体易着火的元素是磷 (P)。

二、元素周期表中的规律

一、最外层电子数规律

- 1、最外层电子数为 1 的元素：主族 (IA 族)、副族 (IB、VIII 族部分等)。
- 2、最外层电子数为 2 的元素：主族 (IIA 族)、副族 (IIB、IIIB、IVB、VIIB 族)、0 族 (He)、VIII 族 ($_{26}Fe$ 、 $_{27}Co$ 等)。
- 3、最外层电子数在 3~7 之间的元素一定是主族元素。
- 4、最外层电子数为 8 的元素：0 族 (He 除外)。

二、数目规律

- 1、包含元素种类最多的是第 IIIB 族 (32 种，含有镧系、锕系各 15 种)。
- 2、同周期第 IIA 族与第 IIIA 族元素的原子序数之差有以下三种情况：
 - ①第 2、3 周期 (短周期) 元素原子序数相差 1；
 - ②第 4、5 周期相差 11；
 - ③第 6、7 周期相差 25。
- 3、设 n 为周期序数，每周期最多容纳元素数目为：
奇数周期为 $(n+1)^2/2$ ；偶数周期为 $(n+2)^2/2$ 。
- 4、同主族相邻元素的原子序数：
第 IA、IIA 族，下一周期元素的原子序数 = 上一周期元素的原子序数 + 上一周期元素的数目；
第 IIIA~VIIA 族，下一周期元素的原子序数 = 上一周期元素的原子序数 + 下一周期元素的数目。

三、化合价规律

1、除第 1 周期外，同周期从左到右，元素最高正价由碱金属 +1 递增到 +7，非金属元素负价由碳族 -4 递增到 -1 (氟无正价，氧无 +6 价，除外)；

金属元素一般无负化合价；同一主族的元素的最高正价、最低负价均相同 (氟无正价，氧一般也可认为无正价)

2、关系式：(1) 最高正化合价 + |最低负化合价| = 8；

(2) 最高正化合价 = 主族族序数 = 最外层电子数 = 主族价电子数。

3、除第 VIII 族元素外，原子序数为奇 (偶) 数的元素，元素所在族的序数及主要化合价也为奇 (偶) 数。

4、常见元素化合价口诀：

一价氢氯钾钠银，二价氧钙钡镁锌。

三铝四硅五价磷，二三铁二四碳，硫二四六最常见；

莫丢一二三四五的氮，铜汞二价最常见，单质零价记心间。

5、常见原子团化合价口诀：

负一硝酸氢氧根，负二硫酸碳酸根，还有负三磷酸根，只有铵根是正一

四、对角线规律

沿周期表中金属与非金属分界线对角 (左上角与右下角) 的两主族元素性质相似，这一规律主要表现在第 2、3 周期 (如 Li 和 Mg、Be 和 Al、B 和 Si)。

五、分界线规律

元素周期表中金属和非金属之间有一分界线，分界线右上方的元素为非金属元素 (周期表中的颜色

为深绿色)，在此可以找到制造农药的元素（如 Cl、P 等），分界线左下角为金属元素（H 除外），分界线两边的元素一般既有金属性，又有非金属性；能与酸和碱反应（如 Be、Al 等），还可找到制造半导体材料的元素（如 Si、Ge 等）。

六、金属性、非金属性变化规律

- 1、同一周期，从左到右（0 族除外）金属性减弱，非金属性增强；
- 2、同一主族，从上到下金属性增强，非金属性减弱。

金属性最强的位于左下角的铯，非金属性最强的是位于右上角的氟。

3、金属性越强，单质越容易跟水或酸反应置换出氢，对应的最高价氧化物水化物碱性越强；非金属性越强，跟氢气反应越容易，生成的气态氢化物越稳定，对应的最高价氧化物水化物酸性越强。

4、记金属活动性顺序表可以按照下面的口诀来记：

钾钙钠镁铝、锌铁锡铅氢、铜汞银铂金。

记非金属活动性顺序表可以按照下面的口诀来记：

氟氧氯溴碘硫

同周期非金属元素的非金属性越强，其气态氢化物水溶液一般酸性越强；

同主族非金属元素的非金属性越强，其气态氢化物水溶液的酸性越弱。氢化物中最强的无氧酸是氢碘酸（HI），最弱的无氧酸为氢氟酸（HF）

5、单质的氧化性、还原性

一般元素的金属性越强，其单质的还原性越强，其氧化物的氧离子氧化性越弱；元素的非金属性越强，其单质的氧化性越强，其简单阴离子的还原性越弱。

七、半径大小规律

1、原子半径：同主族——从上到下逐渐增大；同周期——从左到右逐渐减小（0 族除外）。短周期某些元素可参考课本低页表 1-2 具体数据判断。

2、离子半径：同主族——同价离子从上到下逐渐增大；同周期——阴离子半径大于阳离子半径；

3、具有相同的电子层结构的离子——核电荷数越大，离子半径越小（不适合用于稀有气体）。

4、同种元素的各种微粒由于阴离子是电子最外层得到了电子而阳离子是失去了电子所以，核外电子数越多，半径越大；反之，核外电子数越少，半径越小（如 $\text{Fe}^{2+} > \text{Fe}^{3+}$ ）。

5、电子数和核电荷数都不同的，一般可通过一种参照物进行比较，如：比较 Al^{3+} 与 S^{2-} 的半径大小，可找出与 Al^{3+} 电子数相同，与 S^{2-} 同一主族元素的 O^{2-} 比较， $\text{Al}^{3+} < \text{O}^{2-}$ ，且 $\text{O}^{2-} < \text{S}^{2-}$ ，故 $\text{Al}^{3+} < \text{S}^{2-}$ 。

八、判断元素在周期表中位置应牢记的规律：

(1) 元素周期数等于核外电子层数；

(2) 主族元素的序数等于最外层电子数。

(3) 确定族数应先确定是主族还是副族，其方法是采用原子序数逐步减去各周期的元素种数，即可由最后的差数来确定。最后的差数就是族序数，差为 8、9、10 时为 VIII 族，差数大于 10 时，则再减去 10，最后结果为族序数。

九、最外层电子数与电子层数的关系规律

设主族元素最外层电子数为 a，电子层数为 b，则有：

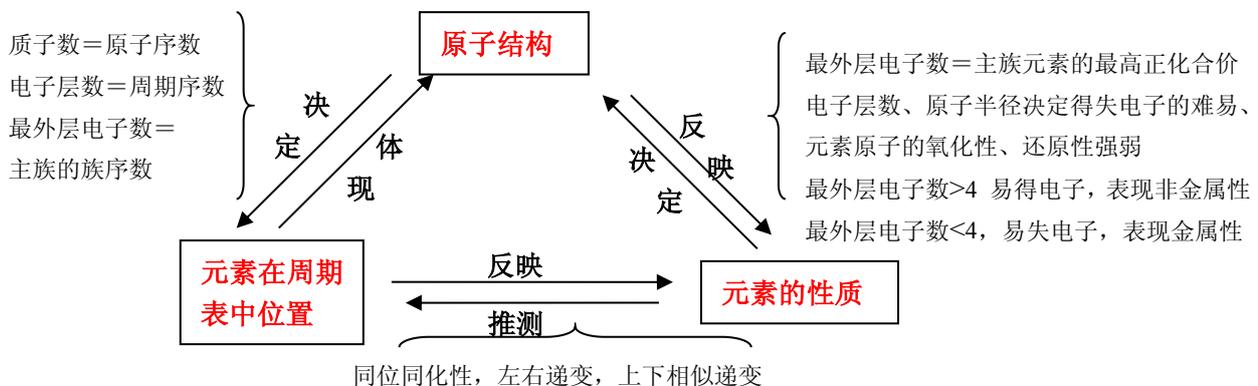
① $a/b < 1$ 时，为金属元素，其最高氧化物为碱性氧化物，最高氧化物对应的水化物为碱；且比值越小，元素的金属性越强；

② $a/b = 1$ 时，为两性元素（H 除外），其最高氧化物为两性氧化物，最高氧化物对应的水化物为两性氢氧化物；

③ $a/b > 1$ 时，为非金属元素，其最高氧化物为酸性氧化物，最高氧化物对应的水化物为酸。且比值越大，元素的非金属性越强；

三、元素周期表中位、构、性的规律

“位—构—性”之间的关系图



一、位——元素在周期表中位置的规律

- 1、各周期最后一种元素（即稀有气体元素）核电荷数为 2、10、18、36、54、86、(118)；
- 2、周期表纵行序数与主族族序数关系：1—IA、2—IIA、13—IIIA、14—IVA、15—VA、16—VIA、17—VIIA、18—0 族。
- 3、同主族相邻元素的原子序数：
第 IA、IIA 族，
下周期元素的原子序数=上周期元素的原子序数+上周期元素的数目；
第 IIIA~VIIA 族，
下周期元素的原子序数=上周期元素的原子序数+下周期元素的数目。
- 4、电子层结构相同的离子，若电性相同，则位于同周期，若电性不同，则阳离子位于阴离子的下一周期；
- 5、由原子序数确定元素位置的规律。

基本公式：原子序数—稀有气体元素核电荷数 [10 (Ne)、18 (Ar)、36 (Kr)、54 (Xe)、86 (Rn)] = 差值 (应为正值)。

(1) 对于 18 号以前的元素，有两种情况：

- ①若 $0 < \text{差值} \leq 7$ 时，元素在下一周期，差值为主族序数；
- ②若差值为 0，一定为零族元素；

(2) 对于 19 号以后的元素分三种情况：

- ①若差值为 1~7 时，差值为族序数，位于 VIII 族左侧；
- ②若差值为 8、9、10 时，为 VIII 族元素；
- ③若差值为 11~17 时，再减去 10 最后所得差值，即为 VIII 族右侧的族序数。

二、构——元素原子结构（包括电子层数、最外层电子数、质子数、中子数、各层电子数之间的关系）的规律

1、原子序数=原子核内的质子数=中性原子的核外电子数=核电荷数

质量数=质子数+中子数；

2、周期序数=原子核外的电子层数

主族族序数=最外层电子数（即价电子数）=最高正价（O、F 除外）；

3、最高正价+|负价|=8；

4、次外层电子数为 2 的元素为第二周期元素； 族序数等于周期数 2 倍的元素：C、S；

族序数等于周期数 3 倍的元素：O； 周期数是族序数 2 倍的元素：Li；
周期数是族序数 3 倍的元素：Na；

三、性——元素及其化合物的性质（包括元素的金属性和非金属性，元素的化合价、元素原子半径大小、元素单质与氢化或置换氢能力强弱等性质）的规律

“阴前阳后”规律

具有相同电子层结构的阴、阳离子，阴离子必位于与之有相同电子层结构的稀有气体元素的前面（与该稀有气体元素同周期），而阳离子位于该稀有气体元素的后一周期，再通过阴、阳离子所带电荷数即可确定其所处主族数。

第七节 主族元素考点总结

一、元素化合物：

卤族元素

- 遇淀粉变蓝的物质： I_2 （碘水、碘酒）
- 使淀粉—KI 溶液变蓝的物质： Cl_2
- 最强的含氧酸： $HClO_4$
- 最稳定的气态氢化物： HF
- 描述下列实验现象：
(1) 铜丝在氯气中燃烧：产生棕黄色的烟 (2) H_2 在 Cl_2 中燃烧：产生苍白色的火焰
(3) CH_4 与 Cl_2 混合光照：黄绿色变浅，瓶内壁有油状液滴
- 漂白粉的有效成分： $Ca(ClO)_2$
- 检验 Cl^- 先加稀 HNO_3 酸化，再加入 $AgNO_3$ 溶液，有白色沉淀

氧族元素

- 能使带火星的木条复燃的气体： O_2
- 引发酸雨的污染物： SO_2
- 能使澄清的石灰水变浑浊的气体： CO_2 、 SO_2
- 检查肠胃用作“钡餐”的： $BaSO_4$
- 浓硫酸的特性：吸水性、脱水性、氧化性、难挥发
- 能使品红褪色的气体： SO_2 （颜色可复现）、 Cl_2 （颜色不可复现）
- 检验 SO_4^{2-} 先加稀盐酸酸化，再加入 $BaCl_2$ 溶液，有白色沉淀
- 某溶液加入盐酸产生刺激气味气体，该溶液中定含有： SO_3^{2-}

氮族元素

- 火柴盒侧面的涂料：红磷
- 在放电情况下才发生反应的两种气体： N_2 与 O_2
- 遇到空气立刻变红棕色的气体： NO
- 有颜色的气体： Cl_2 （黄绿色）、 NO_2 （红棕色）
- 造成光化学烟雾的污染物： NO_2
- 极易溶于水的气体： NH_3 、 HCl
- NH_3 喷泉实验的现象和原理：红色喷泉
- NH_3 的空间结构：三角锥形
- 溶于水显碱性的气体： NH_3
- 能使湿润的红色石蕊试纸变蓝的气体： NH_3
- 两种气体相遇产生白烟： NH_3 遇 HCl
- 能使蛋白质变黄的物质：浓硝酸
- 某溶液加入 $NaOH$ 溶液产生气体，气体一定是 NH_3 ；溶液一定含 NH
- 检验某白色固体是铵盐的方法：加入浓 $NaOH$ 溶液并加热，产生刺激气味能使湿润的红色石蕊试纸变蓝的气体，则固体为铵盐。
- 某溶液加入 H_2SO_4 的同时加入 Cu ，铜溶解溶液变蓝，该溶液中含有： NO_3^-
- 常用作金属焊接保护气、代替稀有气体填充灯泡、保存粮食水果的气体： N_2
- 王水的成分及特性：浓硝酸与浓盐酸 1：3 体积比混合具有极强的氧化性（溶解金、铂）
- 浓硝酸的特性：不稳定易分解、强氧化性、易挥发

碳族

- 制造光导纤维的原料： SiO_2

2. 不能贮存在有磨口玻璃塞的玻璃瓶中的是：NaOH、KOH、(Na₂SiO₃)

碱金属

1. Na⁺的焰色 K⁺的焰色：黄色紫色（隔蓝色钴玻璃观察）
2. 钠与水反应的现象：钠漂浮在水面上，融化成一个银白色小球，在水面到处游动，发出滋滋的声响，反应后滴入酚酞溶液变红。
3. 能与 Na₂O₂ 反应的两种物质：H₂O、CO₂
4. 治疗胃酸过多的药品：NaHCO₃
5. 碱金属单质与盐溶液反应（无法置换金属）： $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} + \text{CuSO}_4 \rightleftharpoons \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow + \text{H}_2\uparrow$
6. 碳酸钠、碳酸氢钠的热稳定性比较：碳酸氢钠受热易分解
7. 碳酸钠、碳酸氢钠的相互转化：NaHCO₃ 加热生成 Na₂CO₃，Na₂CO₃ 溶液中通入过量 CO₂ 生成 NaHCO₃

Al Mg Fe 金属

1. 常用作净水剂的物质：明矾、Al(OH)₃
2. 常用作耐火材料的物质：Al₂O₃、MgO
3. 红褐色的沉淀：Fe(OH)₃
4. 红棕色的固体：Fe₂O₃
5. 既能溶于盐酸又能溶于 NaOH 溶液的物质：Al、Al₂O₃、Al(OH)₃、NaHCO₃、(NH₄)₂S
6. 能发生钝化现象的两种金属：两种酸 Fe、Al 浓硫酸、浓硝酸

有色物质

1. 有颜色的气体：Cl₂（黄绿色）、NO₂（红棕色）
2. 淡黄色的固体：Na₂O₂、S、AgBr、AgI（黄）
3. 水溶液显蓝色的：含 Cu²⁺的溶液（如 CuSO₄ 溶液）
4. 水溶液显黄色的：含 Fe³⁺的溶液（如 FeCl₃ 溶液）

气体小结

1. 有毒的气体：H₂S、Cl₂、SO₂、NO₂、；CO、NO
2. 有刺激性气味的气体：HCl、Cl₂、SO₂、NO₂、NH₃
3. 在空气中产生白雾的气体：HCl
4. 溶于水显碱性的气体：NH₃
5. 不能用浓硫酸干燥的气体：NH₃（HI、HBr）
6. 不溶于水（能用排水法收集）的气体：H₂、O₂、N₂、NO、CO、CH₄、C₂H₄、C₂H₂
7. 不能用排气法收集的气体：NO（氧化）、C₂H₄、CO（密度与空气近似）
8. 溶于水显酸性的气体：HCl、SO₂、NO₂、H₂S、CO₂（能使湿润的蓝色石蕊试纸变红） Cl₂（使湿润的蓝色石蕊试纸先变红，后褪色）
9. 能用碱石灰干燥的气体：NH₃；不能用碱石灰干燥的气体：酸性气体(HCl、SO₂、NO₂、H₂S、CO₂、Cl₂)

与酸碱和水反应小结

1. 金属与酸反应产生气体情况：
 - (1) 与酸反应产生 H₂：活动性顺序 H 以前的金属与盐酸、稀硫酸
 - (2) 与酸反应产生 SO₂：Cu 以前（含 Cu）的金属与浓硫酸
 - (3) 与酸反应产生 NO₂：Ag 以前（含 Ag）的金属与浓硝酸
 - (4) 与酸反应产生 NO：Ag 以前（含 Ag）的金属与稀硝酸
2. 常温下与水反应产生 H₂ 的：K；产生 O₂ 的：NaNa₂O₂；产生 C₂H₂ 的：F₂CaC₂
3. 既能溶于盐酸又能溶于 NaOH 溶液的物质：Al、Al₂O₃、Al(OH)₃、NaHCO₃、(NH₄)₂S
4. 既不溶于水、又不溶于强酸的白色沉淀：AgCl、BaSO₄
5. 不能与水反应的酸性氧化物能与水反应的酸性氧化物：SiO₂CO₂、SO₂、SO₃ 等
6. 能与水反应的碱性氧化物：K₂O、Na₂O、BaO；不能与水反应的碱性氧化物：CaO（MgO）CuO、Fe₂O₃、Al₂O₃

其它

- 敞口放置质量会增加的溶液敞口放置质量会减少的溶液：浓硫酸（吸水）、碱溶液（吸 CO_2 ）浓盐酸、浓硝酸、浓氨水（挥发）
- 常采用电解法冶炼的金属常采用热还原法冶炼的金属常采用热分解法冶炼的金属：K、Ca、Na、Mg、AlZn、Fe、Sn、Pb、Cu、Hg、Ag
- 合金的定义和性质：两种或以上金属或金属与非金属硬度比组分金属高，熔点比各组分低
- 与环境保护有关的知识：
 - (1)酸雨： SO_2
 - (2)温室效应： CO_2
 - (3)光化学烟雾： NO_2
 - (4)破坏臭氧层：氟氯烃
 - (5)白色污染：塑料袋
 - (6)水体富氧化（藻类疯长）：含磷洗衣粉
 - (7)能保护环境的最好燃料： H_2
- 常见的漂白剂

将有色物质氧化的： Cl_2 （实为 HClO ）、 Na_2O_2 、 H_2O_2 、 O_3 （2） SO_2 （与有色物质结合成不稳定无色物）

二、有机化学：

- 检验酒精中是否含水：无水 CuSO_4 ，变蓝
- 能使 KMnO_4 酸性溶液褪色的：烯、炔（苯、烷不能）
- 能发生消去反应的是：乙醇（浓硫酸， 170°C ）
- 燃烧产生大量黑烟的是 C_2H_2 、 C_6H_6
- 常用来造纸的原料：纤维素
- 能发生皂化反应的是：油脂
- 能还原成醇的是：醛
- 通入过量的 CO_2 溶液变浑浊的： $\text{C}_6\text{H}_5\text{ONa}$ 溶液
- 易溶于水的有机物：甘油、乙醇、乙醛、乙酸
- 能与 Na_2CO_3 或 NaHCO_3 溶液反应的是：乙酸
- 水解的最终产物是葡萄糖的是：淀粉、纤维素、麦芽糖
- 有毒的物质是：甲醇（含在工业酒精中）； NaNO_2 （亚硝酸钠，工业用盐）
- 能与 Na 反应产生 H_2 的是：含羟基的物质（如乙醇、苯酚）
- 能发生水解的是：酯、油脂、二糖、多糖、蛋白质
- 能作植物生长调节剂、水果催熟剂的是：乙烯
- 属于三大合成材料的是：塑料、合成橡胶、合成纤维
- 能作为衡量一个国家石油化工水平的标志的是：乙烯的产量
- 属于天然高分子的是：淀粉、纤维素、蛋白质、天然橡胶（油脂、麦芽糖、蔗糖不是）
- 能发生银镜反应的（或与新制的 $\text{Cu}(\text{OH})_2$ 共热产生红色沉淀的）：醛、葡萄糖、麦芽糖
- 不溶于水的有机物：液态烃（苯、汽油等）、乙酸乙酯
- 写出下列分子中含有的官能团的名称、结构简式：（1）乙醇：羟基— OH ；（2）乙醛：醛基— CHO ；（3）乙酸：羧基— COOH ；（4）硝基苯：硝基— NO_2
- 写出下列有机反应类型：
 - （1）甲烷与氯气光照反应：取代
 - （2）从乙烯制聚乙烯：加聚
 - （3）乙烯使溴水褪色：加成
 - （4）从乙醇制乙烯：消去
 - （5）从乙醛制乙醇：还原
 - （6）从乙酸制乙酸乙酯：酯化
 - （7）乙酸乙酯与 NaOH 溶液共热：水解
 - （8）油脂的硬化：加成（或还原）
 - （9）从乙烯制乙醇：加成
 - （10）从乙醛制乙酸：氧化
- 能使蛋白质发生盐析的两种盐 Na_2SO_4 、 $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$
- 写出下列通式：（1）烷 $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$ ；（2）烯 C_nH_{2n} ；（3）炔 $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$

三、化学实验：

1. 能在酒精灯火焰上直接加热的仪器：试管、坩埚、蒸发皿、燃烧匙
 2. 需要垫石棉网加热的仪器：烧杯、烧瓶、锥形瓶
 3. 用固—固加热装置制取的气体用固—液加热装置制取的气体用固—固不加热装置制取的气体 O_2 、 NH_3 、 Cl_2 、 C_2H_4 、 CO_2 、 C_2H_2
 4. 制取以下气体需要加热的：
(1) 用 MnO_2 与浓 HCl 制 Cl_2 (2) 用乙醇和浓 H_2SO_4 制 C_2H_4 (3) 用 $KClO_3$ 和 MnO_2 制 O_2
(4) 用 Cu 和稀 HNO_3 制 NO (5) 用 NH_4Cl 和 $Ca(OH)_2$ 制 NH_3
- 制取以下气体不需要加热的：
- (1) 用 Zn 和稀 H_2SO_4 制 H_2 (2) 用 $CaCO_3$ 和稀 HCl 制 CO_2
 - (3) 用 CaC_2 和 H_2O 制 C_2H_2 (4) 用 Cu 和浓 HNO_3 制 NO_2
5. 需要保存在棕色瓶中的物质 氯水、浓硝酸、 $AgNO_3$
 6. 一元强酸与一元一元强碱恰好中和的计算公式（求未知碱浓度） $C(\text{酸})V(\text{酸})=C(\text{碱})V(\text{碱})$

四、物质结构：

1. 原子核内无中子的原子：氢（ H ）
2. 形成化合物种类最多的元素：碳
3. 地壳中含量前三位的元素： O 、 Si 、 Al
4. 大气中含量最多的元素： N
5. 最外层电子数为次外层 2 倍的元素（或次外层电子数为最外层 $1/2$ 的元素）： C ；最外层电子数为次外层 3 倍的元素（或次外层电子数为最外层 $1/3$ 的元素）： O
6. 最外层电子数为次外层电子数 $1/2$ 的元素： Li 、 Si ；最外层电子数为次外层电子数 $1/4$ 的元素： Mg
7. 最外层电子数比次外层电子数多 3 个的元素： N ；最外层电子数比次外层电子数多 5 个的元素： F
8. 最外层电子数比次外层电子数少 3 个的元素： P ；最外层电子数比次外层电子数多 5 个的元素： Al
9. 核外电子总数与其最外层电子数之比为 3:2 的元素： C ；核外电子总数与其最外层电子数之比为 4:3 的元素： O
10. X 、 Y 两元素可形成 X_2Y 和 X_2Y_2 两种化合物或形成原子个数比 2:1 与 1:1 的化合物 Na_2O 、 Na_2O_2 、 H_2O 、 H_2O_2
11. 族序数等于周期数的元素： H 、 Be 、 Al 、 Ge
12. 族序数等于周期数 2 倍的元素： C 、 S
- ③族序数等于周期数 3 倍的元素： O
14. 周期数是族序数 2 倍的元素： Li 、 Ca
- ⑤周期数是族序数 3 倍的元素： Na 、 Ba
16. 短周期中离子半径最大的元素： P
17. 最高正价与最低负价代数和为零的短周期元素： C
18. 除 H 外，原子半径最小的元素： F
19. 最高正价是最低负价绝对值 3 倍的短周期元素： S

笔记十八 化学计算笔记

【知识网络】

计算方法		原理	说明
差量法	质量差	利用物质在反应前后的质量差求解	根据物质变化前后某种量发生变化的方程式或关系式，找出所谓“理论差量”。利用该法关键有两点：①弄清差量的原因；②弄清差量与什么量成比例。
	体积差	利用气体物质在反应前后的体积差量求解	
守恒法	质量守恒	从宏观上看，化学反应前后的质量相等	是巧妙选择化学式或溶液中某两种数（如正负化合价总数、阴阳离子所带的正负电荷总数）相等，或几个连续（或平行）的方程式前后某微粒（如离子、原子、电子）的物质的量保持不变作为解题依据。
	电荷守恒	①在电解质溶液中，由于整个溶液呈中性，所以阴、阳离子所带的电荷总量必须相等。②在离子方程式中，反应物所带正（负）电荷总量与生成物所带正（负）电荷总量相等。	
	电子守恒	在氧化还原过程中，总是存在着得电子总数等于失电子总数，在原电池和电解池中通过两极的电子数必然相等。	
	原子守恒	反应前原子总数等于反应后产物以各种形式存在的总数	
关系式法	粒子守恒	从微观上看，化学反应前后同种元素的原子个数必然相等。	是计算中用来表示已知量与未知量成正比例关系的式子。
	方程式叠加	对循环反应（前一反应的某一产物，在参加后续反应后，又再生成，使反应循环下去）将方程式相加，消去循环项。	
平均值法	平均式量	即用平均相对原子质量或相对分子质量判断物质成分或含量	是一种将数学平均原理应用于化学计算的解题方法。它依据数学原理是：两个数 A_1 和 A_2 的平均值 A ， A 介于 A_1 和 A_2 之间。应用于混合物的分析（定量、定性），常用的技巧：十字交叉法。
	平均摩尔电子质量	反应中平均转移 1mol 电子所需混合物的质量，其值介于两组分之间	
	平均组成	在混合物的计算中，可以把平均组成作为中介，以此讨论可能的组成	
极值法		是把所研究的对象或过程变化通过假设，推到理想的极限值，使因果关系变得十分明显，从而得出正确的判断，或者将化学问题抽象成数学的极限问题求解。	常用于求有关存在“极限值”的计算题，如某些化学平衡的计算，平行反应的计算，混合物的计算等。
估算法		是从化学原理出发，充分利用边界条件，并运用近似值、平均值、极限值、等于、大于或小于等数学方法，对化学问题的定量问题进行估量、评价、推断，从而得出正确结论的一种思维方法。	特别适用于计算型选择题，由选项结合题意判断。

【易错指津】

1. 根据氧化还原反应中电子守恒计算时，一是准确判断新给物质的化合价，二是如原子团中某原子个数不为 1 时，要乘以原子个数。
2. 根据化学反应，利用气体物质的量推算容器压强时，不要将固体物质的量也计算在内。

3. 对一些特殊反应, 如浓 H_2SO_4 、浓 HNO_3 、浓 HCl 随反应进行浓度在减少, 导致反应情况改变, 不能只从理论上计算。

第一节 化学计算的技巧

主要有: ①关系式法, ②方程或方程组法, ③守恒法, ④差量法, ⑤平均值法, ⑥极值法, ⑦讨论法, ⑧交叉交叉法等。

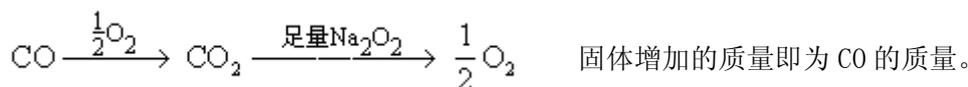
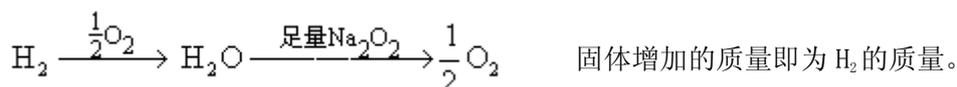
一、关系式法

关系式法是根据化学方程式计算的巧用, 其解题的核心思想是化学反应中质量守恒, 各反应物与生成物之间存在着最基本的比例(数量)关系。

【例题 1】 某种 H 和 CO 的混合气体, 其密度为相同条件下氧气密度的 $\frac{1}{2}$, 将 3.2g 这种混合气体通入一盛有足量 Na_2O_2 的密闭容器中, 再通入过量的 O_2 , 最后容器中固体质量增加了 ()

- A. 3.2g B. 4.4g C. 5.6g D. 6.4g

分析: 此题宜根据以下关系式巧解:



所以, 最后容器中固体质量增加了 3.2g , 应选 A。

解析此题估算即可。解题关键是找出反应中量的关系。

二、方程或方程组法

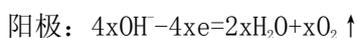
根据质量守恒和比例关系, 依据题设条件设立未知数, 列方程或方程组求解, 是化学计算中最常用的方法, 其解题技能也是最重要的计算技能。

【例题 2】 用惰性电极电解 $\text{M}(\text{NO}_3)_x$ 的水溶液, 当阴极上增重 $a\text{g}$ 时, 在阳极上同时产生 $b\text{L}$ 氧气(标准状况), 从而可知 M 的原子量为 ()

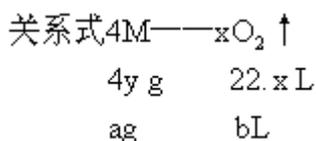
- A. $\frac{22.4ax}{b}$ B. $\frac{11.2ax}{b}$ C. $\frac{5.6ax}{b}$ D. $\frac{2.5ax}{b}$

分析: 方程或方程组法是最常用最不易出错的化学计算方法。

阴阳两极的电极反应:



设 M 的原子量为 y



$$\frac{4yg}{ag} = \frac{22.4xL}{bL} \quad \text{解得} \quad y = \frac{5.6ax}{b}$$

正确答案是 C。

三、守恒法

化学方程式既然能够表示出反应物与生成物之间物质的量、质量、气体体积之间的数量关系，就必然能反映出化学反应前后原子个数、电荷数、得失电子数、总质量等都是守恒的。巧用守恒规律，常能简化解题步骤、准确快速将题解出，收到事半功倍的效果。

【例题 3】 某烃 0.1 mol，与在标准状况下为 20 L 的氧气（过量）充分反应后，迅速将混合气体通入足量 Na_2O_2 粉末中，在一定设备中使气体完全反应，此时粉末增重 15 g。经处理后得到气体 14.4 L（标准状况）。该烃能使溴水褪色，试通过计算求出该烃的分子式，并写出可能的结构简式。

此题解法颇多，运用守恒法妙解

解：设该烃的分子量为 M

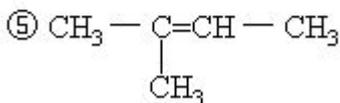
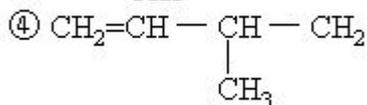
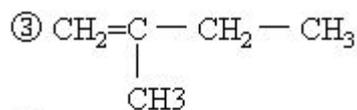
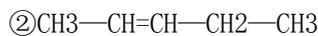
经分析可推断 14.4 L 气体均为氧气。根据质量守恒：烃和氧气的质量减少量 = Na_2O_2 的质量增加量

$$0.1M + \frac{20 - 14.4}{22.4} \times 32 = 15$$

解得 M=70

$$\text{由估算法} \quad \frac{70}{12} = 5 \cdots \cdots 10$$

所以该烃化学式为 C_5H_{10} 。因为该烃能使溴水褪色，故为烯烃。戊烯共有 5 种可能的结构简式：



四、差量法

找出化学反应前后某种差量和造成这种差量的实质及其关系，列出比例式求解的方法，即为差量法。

其差量可以是质量差、气体体积差、压强差等。

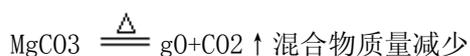
差量法的实质是巧用化学方程式计算的巧用。此法的突出的优点是：只要找出差量，就可求出各反应物消耗的量或各生成物生成的量。

【例题 4】 加热碳酸镁和氧化镁的混合物 $m\text{g}$ ，使之完全反应，得剩余物 $n\text{g}$ ，则原混合物中氧化镁的质量分数为（ ）

- A. $\frac{21n-10m}{11m} \times 100\%$ B. $\frac{21(m-n)}{11m} \times 100\%$ C. $\frac{21(n-m)}{22m} \times 100\%$
 D. $\frac{41m-21n}{31m} \times 100\%$

此题宜用差量法解析：

设 MgCO_3 的质量为 x



84	44	44
x		$(m-n)\text{g}$

$$\frac{84}{x} = \frac{44}{(m-n)\text{g}} \quad \text{解得} \quad x = \frac{21(m-n)}{11}\text{g}$$

$$\text{原氧化镁的质量} = m - \frac{21(m-n)}{11} = \frac{21n-10m}{11}(\text{g})$$

$$\text{则原} w(\text{MgO}) = \frac{21n-10m}{11m} \times 100\%$$

应选 A。

五、平均值法

平均值法是巧解方法，它也是一种重要的解题思维和解题技能。它是根据 $M_A < \overline{M} < M_B$ ，只要求出（或已知）平均值 \overline{M} ，就可判断 M_A 或 M_B 的取值范围，从而巧妙而快速地解出答案。

【例题 5】 由锌、铁、铝、镁四种金属中的两种组成的混合物 10 g 与足量的盐酸反应产生的氢气在标准状况下为 11.2 L，则混合物中一定含有的金属是 []

- A. 锌 B. 铁 C. 铝 D. 镁

分析：此题可运用平均值法巧解。各金属跟盐酸反应的关系式分别为：

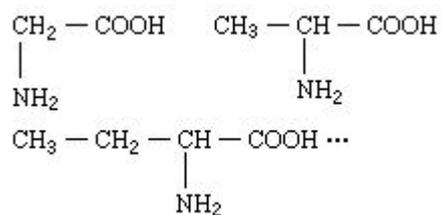


若单独跟足量盐酸反应，生成 11.2 L H_2 （标准状况）需各金属质量分别为：Zn：32.5g；Fe：28 g；Al：9g；Mg：12g。其中只有铝的质量小于 10g，其余均大于 10g，说明必含有的金属是铝。应选 C。

六、极值法

巧用数学极限知识进行化学计算的方法，极值法即化学与数学极限运算的结合的方法。

【例题 6】 有一系列 α -氨基酸按如下特点排列：



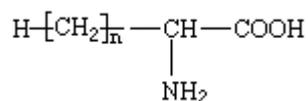
该同系列中所含碳元素的质量分数最大值接近()

- A. 32.0% B. 46.6% C. 85.7% D. 92.3%

分析: 此题欲求 $w(\text{C})$ 的最大值，明显为求极值问题。仔细审题，认真分析此一系列 α -氨基酸的结构特点。

此题可以用极限法求碳元素质量分数的最大值。

该同系列通式为：



若 $n \rightarrow \infty$

$$\text{所以 } w(\text{C}) \text{ 最大值} = \frac{12}{14} \times 100\% = 85.7\%$$

正确答案为 C。

七、十字交叉法

若用 A、B 分别表示二元混合物两种组分的量，混合物总量为 A+B (例如 mol)。

若用 x_a 、 x_b 分别表示两组分的特性数量 (例如分子量)， x 表示混合物的特性数量 (例如相对平均分子量) 则有：

$$x_a \cdot A + x_b \cdot B = x (A + B) \quad \text{即} \quad \frac{A}{B} = \frac{x - x_b}{x_a - x}$$

十字交叉法是二元混合物 (或组成) 计算中的一种特殊方法，它由二元一次方程计算演变而成。若已知两组分量和这两个量的平均值，求这两个量的比例关系等，多可运用十字交叉法计算。

使用十字交叉法的关键是必须符合二元一次方程关系，能列出二元一次方程。它多用于下列计算 (特别要注意避免不明化学涵义而滥用。)

- ①有关两种同位素原子个数比的计算。
- ②有关混合物组成及平均式量的计算。
- ③有关混合烃组成的求算。
- ④有关某组分质量分数或溶液稀释的计算等。

【例题 7】 一定量的乙醇在氧气不足的情况下燃烧，得到 CO、CO₂ 和水的总质量为 27.6g，若其中水的质量为 10.8g，则 CO 的质量是 []

- A. 1.4g B. 2.2g C. 4.4g D. 在 2.1g 和 4.4g 之间

分析: 此题考查有机物的不完全燃烧，解析过程中可运用十字交叉法：

(方法一) CO 与 CO₂ 总质量：27.6g-10.8g=16.8g

$$\text{生成 } n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{10.8\text{g}}{18\text{g/mol}} = 0.6\text{mol} \quad \text{则燃烧的乙醇为： } 0.6\text{mol} \times \frac{1}{3} = 0.2\text{mol}$$

生成 CO、CO₂ 共 0.2 mol × 2 = 0.4 mol

$$\text{CO、CO}_2 \text{ 平均分子量为： } \frac{16.8}{0.4} = 42$$

$$\begin{array}{ccc} \text{CO} & 28 & 2 \\ & \diagdown & / \\ & 42 & \\ & / & \diagdown \\ \text{CO}_2 & 44 & 14 \end{array} \quad \text{则 } \frac{n(\text{CO})}{n(\text{CO}_2)} = \frac{2}{14} = \frac{1}{7}$$

$$\text{所以， } n(\text{CO}) = 0.4 \text{ mol} \times \frac{1}{1+7} = 0.05 \text{ mol} \quad m(\text{CO}) = 28\text{g/mol} \times 0.05\text{mol} = 1.4\text{g}$$

答案：A

(方法二)

列关系式 C₂H₅OH—3H₂O

$$1\text{mol} \quad 54 \text{ g}$$

$$x \quad 10.8\text{g}$$

解得 x=0.2mol

设 0.2 mol 乙醇不充分燃烧，生成 CO、CO₂ 的物质的量分别为 y、z

$$\text{列二元一次方程组 } \begin{cases} y+z=0.2 \times 2 & \text{①} \\ 28y+44z=27.6-10.8 & \text{②} \end{cases} \quad \text{解得 } \begin{cases} y=0.05 \\ z=0.35 \end{cases}$$

则 CO 质量为: $28\text{g/mol} \times 0.05 \text{ mol} = 1.4\text{g}$

八、讨论法

讨论法是一种发现思维的方法。解计算题时,若题设条件充分,则可直接计算求解;若题设条件不充分,则需采用讨论的方法,计算加推理,将题解出。

【例题 8】 在 30mL 量筒中充满 NO_2 和 O_2 的混合气体,倒立于水中使气体充分反应,最后剩余 5mL 气体,求原混合气中氧气的体积是多少毫升?

分析: 最后 5mL 气体可能是 O_2 , 也可能是 NO , 此题需用讨论法解析。

因为: 最后剩余 5mL 气体可能是 O_2 ; 也可能是 NO , 若是 NO , 则说明 NO_2 过量 15mL。

解法 (一):

设 30mL 原混合气中含 NO_2 、 O_2 的体积分别为 x 、 y $4\text{NO}_2 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 4\text{HNO}_3$

$$(1) \text{ 若 } \text{O}_2 \text{ 过量: } \begin{cases} x + y = 30 \\ y - \frac{1}{4}x = 5 \end{cases} \text{ 得 } \begin{cases} x = 20 \\ y = 10 \end{cases}$$

$$(2) \text{ 若 } \text{NO}_2 \text{ 过量: } \begin{cases} x + y = 30 \\ \frac{x - 4y}{3} = 5 \end{cases} \text{ 得 } \begin{cases} x = 27 \\ y = 3 \end{cases}$$

原混合气体中氧气的体积可能是 10mL 或 3mL。

解法 (二):

设原混合气中氧气的体积为 y (mL)

(1) 设 O_2 过量: 根据 $4\text{NO}_2 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 4\text{HNO}_3$, 则 O_2 得电子数等于 NO_2 失电子数。

$$(y-5) \times 4 = (30-y) \times 1 \quad \text{解得 } y=10 \text{ (mL)}$$

(2) 若 NO_2 过量: 根据 $4\text{NO}_2 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 4\text{HNO}_3$ $3\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{HNO}_3 + \text{NO}$

$$\begin{array}{ccc} 4y & y & 5 \end{array}$$

因为在全部 $(30-y)$ mL NO_2 中, 有 5mL NO_2 得电子转变为 NO , 其余 $(30-y-5)$ mL NO_2 都失电子转变为 HNO_3 。

O_2 得电子数 + $(\text{NO}_2 \rightarrow \text{NO})$ 时得电子数等于 $(\text{NO}_2 \rightarrow \text{HNO}_3)$ 时失电子数。

解法 (一) 是讨论法结合方程组法。

解法 (二) 根据得失电子守恒, 利用阿伏加德罗定律转化信息, 将体积数转化为物质的量简化计算。凡氧化还原反应, 一般均可利用电子得失守恒法进行计算。

无论解法 (一) 还是解法 (二), 由于题给条件不充分, 均需结合讨论法进行求算。

$$4y+5\times 2=(30-y-5)\times 1 \quad \text{解得 } y=3 \text{ (mL)}$$

原氧气体积可能为 10mL 或 3mL

【小结】以上逐一介绍了一些主要的化学计算的技能技巧。解题没有一成不变的方法模式。但从解决化学问题的基本步骤看，我们应建立一定的基本思维模式。“题示信息+基础知识+逻辑思维”就是这样一种思维模式，它还反映了解题的基本能力要求，所以有人称之为解题的“能力公式”。希望同学们建立解题的基本思维模式，深化基础，活化思维，优化素质，跳起来摘取智慧的果实。

总结：进行化学计算的基本步骤：

- (1) 认真审题，挖掘题示信息。
- (2) 灵活组合，运用基础知识。
- (3) 充分思维，形成解题思路。
- (4) 选择方法，正确将题解出。

第二节 化学综合计算中有关取值范围问题的讨论

化学综合计算是近年来化学高考题的压轴内容，他不仅仅是将高中化学基础知识如：基本概念、基本理论、元素单质及其化合物、有机化学、化学实验等进行综合，而且在解题方法上也渗透了许多数学问题。我们结合一些典型的化学综合计算题的分析来探讨有关化学综合计算的解题模式、方法和解题技巧。着重讨论化学综合计算中取值范围的问题。

【例题 1】 在 50mL、4.0mol/L 的 NaOH 溶液中，通入 H₂S 气体并充分反应，然后，小心蒸发，得到不含结晶水的白色固体。若通入 H₂S 的物质的量为 xmol，生成的白色固体的质量为 yg，试通过讨论写出 x 和 y 的关系式。

分析：题中可能发生的化学方程式写出来。



依据这两个化学方程式，最后得到的白色固体可能是①NaOH、Na₂S②Na₂S③Na₂S、NaHS④NaHS

在硫化氢不足和过量时将产物种类产生影响，在第二个化学方程式中写的是硫化氢与硫化钠的反应，我们不考虑过程，只考虑结果，写出一个只含有反应物的可以容易计算的化学方程式



根据化学方程式①、③，定量讨论两种反应物的量的关系对白色固体物质的影响。

当 n(NaOH) : n(H₂S) = 2 : 1，白色固体为 Na₂S。

当 n(NaOH) : n(H₂S) = 1 : 1，白色固体为 NaHS。

当 n(NaOH) : n(H₂S) > 2 : 1，氢氧化钠过量，白色固体为 Na₂S、NaOH 的混合物。

当 n(NaOH) : n(H₂S) < 1 : 1，白色固体为 NaHS。

当 $1:1 < n(\text{NaOH}) : n(\text{H}_2\text{S}) < 2:1$, 白色固体为 Na_2S 、 NaHS 。

所以: 氢氧化钠的物质的量 $n(\text{NaOH}) = 4.0 \text{ mol/L} \times 0.050 \text{ L} = 0.20 \text{ mol}$

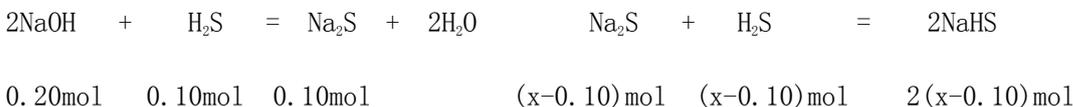
硫化氢的物质的量有以下几种情况, 硫化氢在取不同的物质的量时, 白色固体的种类、发生的化学反应及固体质量的关系。

总结如下:

(1) $n(\text{H}_2\text{S}) < 0.10 \text{ mol}$, 按反应式①进行, 所得白色固体为硫化钠和氢氧化钠的混合物, 以不足的硫化氢的物质的量 x 作基准, 可生成 $x \text{ mol}$ 硫化钠; 耗去 $2x \text{ mol}$ 氢氧化钠, 剩余 $(0.20 - 2x) \text{ mol}$ 氢氧化钠, 则 $y = 78x + 40(0.20 - 2x)$ 。

(2) $n(\text{H}_2\text{S}) = 0.10 \text{ mol}$, 按反应①进行, 两反应物恰好完全反应, 得到 0.10 mol 硫化钠。

(3) $0.10 < n(\text{H}_2\text{S}) < 0.20 \text{ mol}$, 按反应式①和③进行, 得到白色固体为 Na_2S 和 NaHS 的混合物, 计算 Na_2S 时, 应以不足量的 NaOH 计算; 计算 NaHS 时, 应以剩余的 H_2S 来计算:



$$y = 78[0.10 - (x - 0.10)] + 56 \times 2(x - 0.10)$$

(4) $n(\text{H}_2\text{S}) \geq 0.20 \text{ mol}$, 按反应式③进行, 白色固体全部为 NaHS , NaOH 完全反应, $y = 0.20 \times 56$ 。

$$\begin{array}{ccccccc}
 x < 0.10 & y = 8 - 2x & & x = 0.10 & y = 7.8x & & 0.10 < x < 0.20 & & y = 4.4 + 34x & & x \geq 0.20 & y = 11.2
 \end{array}$$

解决有关取值范围的定量计算方法

(1) 正确写出两种反应物以不同物质的量混合时, 发生反应的化学方程式。这是思考、分析此类计算题的**基础**。

(2) 依据写出的生成不同产物的化学方程式, 确定过量反应物的取值范围, 理解取值范围与发生的化学反应及所得产物的关系, 这是解决此类计算题的**关键**。

(3) 在各取值范围内, 以不足量的反应物为基准计算所得生成物的量, 即可完成取值范围讨论型综合计算。

【例题 2】 把 $a \text{ mol NH}_3$ 、 O_2 组成的混合气导入密闭反应器中, 在催化剂存在下发生化学反应。若混合气体中 O_2 为 $x \text{ mol}$ 。反应生成的 HNO_3 为 $y \text{ mol}$ 。① 试确定 O_2 的物质的量 x 取不同范围时, HNO_3 的物质的量 y 的计算式, ② 并画出相应的函数图象。

分析: 氨气与氧气发生催化氧化的化学方程式?

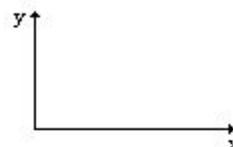
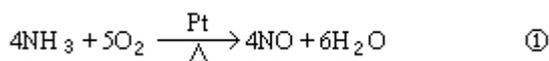


图 6-2

当氧气过量时，还可以发生的化学反应的化学方程式。



如果氧气过量，只要求写出反应物与最终产物的化学方程式。

将①、②、③三个化学方程式合并得到：



例题中给出 NH_3 、 O_2 混合气共 $a\text{mol}$ ，那么 O_2 的含量 x 对产物的产生的影响化学如下：

分析回答：当 O_2 不足量时，即 $x \leq \frac{5}{9}a$ ，按反应式①进行，此时没有硝酸生产；当 O_2 过量时，即 $x \geq \frac{2}{3}a$ ，

按反应式④进行，混合气体中氨气全部转化为硝酸；当 O_2 物质的量在 $\frac{5}{9}a$ 到 $\frac{2}{3}a\text{mol}$ 之间时，即

$\frac{5}{9}a < x < \frac{2}{3}a$ ，按反应②和③进行，混合物中的 NH_3 分为两部分，一部分变为 NO ，另一部分则转化为硝酸。

NH_3 、 O_2 混合气为 $a\text{mol}$ ， O_2 为 $x\text{mol}$ ， NH_3 为 $(a-x)\text{mol}$ 。在密闭容器内 NH_3 与 O_2 。催化氧化的化学方程式是：



(1) 当 $x \leq \frac{5}{9}a$ 时， $y=0$ 。

(2) 当 $\frac{5}{9}a < x < \frac{2}{3}a$ 时，设按②式反应的 NH_3 为 $y\text{mol}$ ，按①式反应的 NH_3 为 $(a-x-y)\text{mol}$ 。则耗 O_2 为 $\frac{5}{4}(a-x-y) + 2y = x$ ，求得 $y = 3x - \frac{5}{3}a$ 。

(3) 当 $x \geq \frac{2}{3}a$ ， $y=a-x$ 。

请依据上述关系式完成图象。

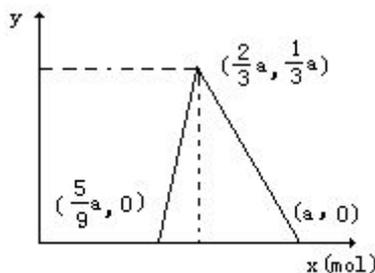


图 6-3

【例题 3】 现有 AlCl_3 和 FeCl_3 混合溶液，其中 Al^{3+} 、 Fe^{3+} 的物质的量之和为 0.1mol ，在此溶液加入 $90\text{mL} 4\text{mol/L}$ 的 NaOH 溶液，使其充分反应，设 Al^{3+} 物质的量与总物质的量的比值为 x 。

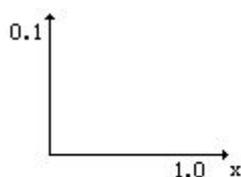


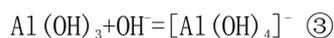
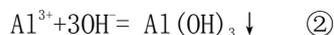
图 6-8

(1) 根据反应的化学方程式计算 $x=0.4$ 时，溶液中产生的沉淀是什么？物质的量是多少？

(2) 计算沉淀中只有 $\text{Fe}(\text{OH})_3$ 的 x 取值范围。并在图中画出沉淀总量 (mol) 随 x (0~1) 变化的曲线。

(3) 若 Al^{3+} 和 Fe^{3+} 的物质的量之和为 $A\text{mol}$ (A 为合理数值)，其它条件不变时，求沉淀中同时有 $\text{Fe}(\text{OH})_3$ 、 $\text{Al}(\text{OH})_3$ 的 x 取值范围和各沉淀的物质的量 (用含有 A 、 x 的式子表示)。

分析： 在该题中可能发生反应的离子方程式，并分析反应物的量对反应的影响



OH^- 适量时， Al^{3+} 、 Fe^{3+} 会成为沉淀，当 OH^- 过量时， $\text{Al}(\text{OH})_3$ 会溶解，生成 $[\text{Al}(\text{OH})_4]^-$ 。

题中所给的 OH^- 的物质的量是 $n(\text{OH}^-) = 0.09\text{L} \times 4\text{mol/L} = 0.36\text{mol}$

即： OH^- 对于两种离子生成沉淀是过量的，肯定可以使 $\text{Al}(\text{OH})_3$ 溶解一些或全部，那么剩余 OH^- 能使 0.06mol $\text{Al}(\text{OH})_3$ 溶解？

当 $x=0.4$ 时，溶液中的沉淀

发生①、②两反应共耗 $\text{OH}^- 0.30\text{mol}$ ，生成的 $\text{Al}(\text{OH})_3$ 物质的量为 0.04mol ，而剩余 $\text{OH}^- 0.06\text{mol}$ ，此时 $\text{Al}(\text{OH})_3$ 完全溶解。因此，沉淀为 $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ，物质的量为 0.06mol 。

当沉淀只有 $\text{Fe}(\text{OH})_3$ 时 x 的取值：

溶液中无 $\text{Al}(\text{OH})_3$ ，耗 $\text{OH}^- 0.1 \times 4x$ ，有：

$$3 \times 0.1(1-x) + 0.4x = 0.36, \text{ 得 } x = 0.6, \text{ 所以当 } 0 < x \leq 0.6 \text{ 时，沉淀只有 } \text{Fe}(\text{OH})_3$$

画出 x 在 $(0, 1)$ 之间沉淀的物质的量：

$$\text{当 } x \in (0, 0.6) \text{ 时，} y = 0.1(1-x)$$

当 $x \in (0.6, 1)$ 时，①、②共生成沉淀 0.1mol ，剩余 0.06mol OH^- ，可使 0.06mol $\text{Al}(\text{OH})_3$ 溶解，此时沉淀的物质的量为： $y = 0.1 - 0.06 = 0.04$ (mol)。

依据上述的两个关系式画出沉淀的物质的量随 x 的变化曲线如下

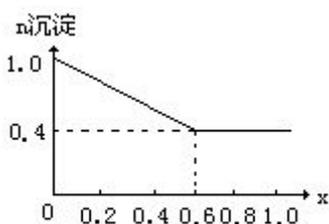


图 6-9

第三问实际是将数据问题字母化，解决时，应该同第二问是一样的，我们应该首先找出 x 在哪一点恰好使生成

完全溶解？

回答： $3A(1-x) + 4Ax = 0.36$ 得 $x = 0.36/A - 3$

所以，当 $0.36/A - 3 < x < 1$ 时，出现两种沉淀。

$\text{Fe}(\text{OH})_3$ 的物质的量为： $A(1-x)$ mol

$\text{Al}(\text{OH})_3$ 的物质的量为： $[Ax - (0.36/A - 3)]$ mol = $[A(x+3) - 0.36]$ mol

【小结】解决任何一道化学题时，必须首先仔细地阅读试题、认真地审题，在此基础上我们再投入解题的过程，只有这样，我们解题才会得心应手。

第三节 化学综合计算题中的能力试题

化学综合计算题涉及的内容繁多，形式千差万别，解法很多。但不管哪种解法，首先要经过认真审题、科学析题、仔细解题这几个环节。抓住解题的突破口，形成解题思路，采用较好的方法进行解题。

解化学综合计算题的思想：

- ①联系生产生活，结合实际；
- ②立足基础，重视综合；
- ③依据“守恒、平衡、结构”等理论；
- ④应用“摩尔、差量、平均值”等概念；
- ⑤分析判断，计算组成；
- ⑥注意各科之间的联系，融会贯通；
- ⑦思维求异，解法求优。

要求：化学综合计算是化学基本概念和基本理论、元素及其化合物、有机化学基础、化学实验等知识内容，与计算因素的各类问题的综合应用。

化学综合计算的解题，没有一成不变的方法模式，关键是在理解题意的前提下，建立一定的基本思维模式。

【例 1】 在标准状况下进行甲、乙、丙三组实验：各取 30mL 同浓度的盐酸溶液，加入不同质量的同一种镁铝合金粉末，产生气体，有关数据记录如下：

实验序号	甲	乙	丙
合金质量 (g)	0.255	0.385	0.459
生成气体体积 (mL)	280	336	336

试回答：

(1) 甲组实验中盐酸_____，乙组实验中盐酸_____（均填“过量”、“适量”或“不足量”）。

(2) 要推导出盐酸的物质的量浓度，所提供的数据中作计算依据的是_____，计算出盐酸的物质的量浓度为_____mol/L。

(3) 要求出合金中镁、铝的物质的量之比，可作计算依据的数据是_____，镁、铝的物质的量之比为_____。

(4) 在丙组实验之后，向容器中加入一定体积 1mol/L 的苛性钠溶液，可恰好使铝元素全部以偏铝酸根形式存在，并使镁离子刚好沉淀完全，则溶液中偏铝酸钠的物质的量为_____mol，氯化钠的物质的量为_____mol，所加苛性钠溶液的体积为_____mol。

分析：本题源于基本的化学计算，通过镁铝与盐酸的反应，考查利用化学反应方程式的计算，尤其是过量计算的判断，利用多组数据的相互联系，寻找解题的突破口。注重考查应用各方面知识，进行分析、推理和判断的能力。

(1) 分析甲、乙、丙三组实验的数据记录：加入合金的质量： $m(\text{甲}) < m(\text{乙}) < m(\text{丙})$ ，生成气体的体积： $V(\text{甲}) < V(\text{乙}) = V(\text{丙})$ ，由于盐酸的体积相同、浓度相同，因此，丙组实验中盐酸不足，甲组实验中盐酸过量。比较甲、乙两组数据：

$$m(\text{甲}) : m(\text{乙}) = 1 : 1.5$$

$$V(\text{甲}) : V(\text{乙}) = 1 : 1.2$$

则 乙组实验中盐酸是不足的。

(2) 要推导盐酸的物质的量浓度，应知道盐酸的体积和 HCl 的物质的量。现已知盐酸的体积，HCl 的物质的量可以通过乙或丙组实验产生 H₂ 的物质的量进行计算。

则：所提供的数据为：30 mL（盐酸的体积）和 336mL（H₂ 的体积）。 $c \text{ mol/L} \times 0.03 \text{ L} = (0.336 \text{ L} \div 22.4 \text{ L/mol}) \times 2 = 1 \text{ mol/L}$

(3) 甲组实验中，镁、铝合金完全参加反应，依据合金的质量（0.255 g）和产生 H₂（280mL）的体积，可以计算合金中镁、铝的物质的量。

设：合金中镁、铝的物质的量分别为 x、y。

$$\begin{cases} x + 3/2y = 0.28 \div 22.4 \\ 24x + 27y = 0.255 \end{cases} \quad \begin{cases} x = 0.005 \text{ mol} \\ y = 0.005 \text{ mol} \end{cases}$$

则：镁、铝的物质的量之比为 1 : 1。

(4) 在丙实验之后，向容器中加入一定体积的苛性钠溶液，恰好使铝元素全部以偏铝酸根形式存

在，使镁离子刚好沉淀完全，此时溶液中的溶质为 NaAlO_2 和 NaCl 。

$$\text{则 } n(\text{NaAlO}_2) = n(\text{Al}) = 0.459 \text{ g} \div (24+27) \text{ g/mol} = 0.009 \text{ mol} \text{ (54g 镁铝合金中又 27g 铝)}$$

$$n(\text{NaCl}) = n(\text{HCl}) = 1 \text{ mol/L} \times 0.03 \text{ L} = 0.03 \text{ mol}$$

$$n(\text{NaOH}) = n(\text{NaAlO}_2) + n(\text{NaCl}) = 0.009 \text{ mol} + 0.03 \text{ mol} = 0.039 \text{ mol}$$

$$V(\text{NaOH}) = 0.039 \text{ mol} \div 1 \text{ mol/L} = 0.039 \text{ L}$$

即 $V(\text{NaOH}) = 39 \text{ mL}$ 。

【例 2】 在 100 mL NaOH 溶液中加入 NH_4NO_3 和 $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ 的固体混合物，加热充分反应，如图 6-13 表示加入的混合物质量与产生的气体体积（标准状况）的关系。

试计算：

(1) NaOH 溶液的物质的量浓度。

(2) 当 NaOH 溶液的体积为 140 mL ，固体混合物的质量是 51.6 g 时，充分反应后，生成气体的体积（标准状况）为 _____ L 。

(3) 当 NaOH 溶液的体积为 180 mL ，固体混合物的质量仍为 51.6 g 时，充分反应后，生成气体的体积（标准状况）为 _____ L 。

分析：(1) 小题要求根据图上的曲线，找出两种作用的物质恰好完全反应时的量的关系，并依此进行计算，求出其中一种作用物的浓度。第 (2)、(3) 小题是在第 (1) 小题的基础上，判断不同题设条件的过量计算。

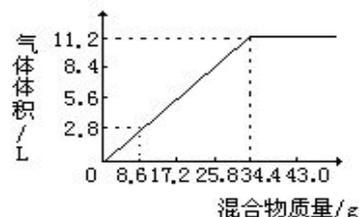
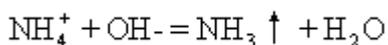


图 6-13

由图中折线所对应的纵、横坐标可知，对于 100 mL NaOH 溶液而言，随着铵盐加入量的增加，放出的 NH_3 的体积也增大；但是，当铵盐的加入量超过 34.4 g 以后， NH_3 的体积不再变化，说明 100 mL NaOH 溶液跟 34.4 g 铵盐恰好完全反应。

(1) 根据化学方程式：



$$\begin{aligned} n(\text{NaOH}) &= n(\text{NH}_3) = \frac{11.2 \text{ L}}{22.4 \text{ L}} \text{ mol} \\ &= 0.500 \text{ mol} \end{aligned}$$

$$c(\text{NaOH}) = \frac{0.500 \text{ mol}}{0.100 \text{ L}} = 5.00 \text{ mol/L}$$

要计算第 (2) 和 (3) 小题中产生的 NH_3 的体积，首先应判断两种作用物中哪一种试剂为过量。

设：跟 51.6 g 固体反应时需要的 NaOH 溶液的体积为 V_1

$$V_1 = 100 \text{ mL} \times \frac{51.6 \text{ g}}{34.4 \text{ g}} = 150 \text{ mL}$$

(2) 通过以上计算得知, 140mLNaOH 溶液对于 51.6g 铵盐固体是不足量的。计算 NH₃ 的体积应依 NaOH 为准。生成 NH₃ 的体积为:

$$11.2 \text{ L} \times \frac{140 \text{ mL}}{115 \text{ mL}} = 15.68 \text{ L}$$

(3) 判断可知, 180mLNaOH 溶液对于 51.6g 镁盐固体是过量的, 即 51.6g 固体混合物是不足量的。所以, 计算 NH₃ 的体积应依铵盐混合物为准。生成 NH₃ 的体积为:

$$11.2 \text{ L} \times \frac{51.6 \text{ g}}{34.4 \text{ g}} = 16.8 \text{ L}$$

[例 3] (1) 已知某混合气体中 CH₄、C₂H₄、C₂H₆ 的体积分数依次为 80.0%、15.0%、5.00%, 请计算 0.500mol 该混合气体的质量和标准状况下的密度 (g/L)。

(2) CH₄ 在一定条件下催化氧化可以生成 C₂H₄、C₂H₆ (水和其它反应产物忽略不计)。取一定量 CH₄ 经催化氧化后得到一种混合气体, 它在标准状况下的密度为 0.78g/L。已知反应中 CH₄ 消耗了 20.0%, 计算混合气体中 C₂H₄ 的体积分数 (本题计算过程中请保留 3 位有效数字)。

分析: 本题从反应前或反应后不同角度分析问题, 可以采用多种途径进行解题。

(1) 此小题要求正确理解物质的量、摩尔质量、气体摩尔体积、质量、密度等概念化学的涵义, 并灵活运用它们之间的关系, 计算混合气体的质量和标准状况下的密度。

(2) CH₄ 在一定条件下催化氧化, 生成 C₂H₄ 和 C₂H₆ 时, 由于: 2CH₄→C₂H₄, 2CH₄→C₂H₆; 即每 2molCH₄ 转变为 1molC₂H_y, 故反应后混合气体的物质的量为反应前甲烷物质的量的 90%。利用 CH₄ 在转变为 C₂H₄、C₂H₆ 的过程中碳原子守恒, 是解题之关键。讨论后具体解法如下:

$$(1) \text{ 混合气体的质量为: } 0.500 \times (16 \times 0.800 + 28 \times 0.150 + 30 \times 0.050) = 9.25 \text{ g}$$

$$\text{混合气体的密度} = \frac{9.25 \text{ g}}{22.4 \text{ L/mol} \times 0.500 \text{ mol}} = 0.826 \text{ g/L}$$

(2) 解法一: 设反应后混合气体为 1mol, 其中 C₂H₄ 为 xmol, C₂H₆ 为 ymol, 则还有 CH₄ 为 (1-x-y) mol。

$$\begin{cases} 28x + 30y + 16 \times (1-x-y) = 0.78 \times 22.4 & \text{①} \\ \frac{2(x+y)}{1-x-y} = \frac{20\%}{80\%} & \text{②} \end{cases}$$

$$\text{解得} \quad \begin{cases} x = 0.0418 \\ y = 0.0693 \end{cases}$$

$$\text{C}_2\text{H}_4 \text{ 体积分数} = (0.0418 \div 1) \times 100\% = 4.18\%$$

解法二: 因为 2CH₄→C₂H₄ 2CH₄→C₂H₆

由于消耗了 20% 的 CH_4 ，所以生成的 C_2H_y 是原 CH_4 体积的 10%，反应后，

$$\text{CH}_4 \text{ 体积分数} = 0.8 \div 0.9 = 88.89\% \quad \text{C}_2\text{H}_y \text{ 体积分数} = 1 - 88.89\% = 11.11\%$$

设： C_2H_4 体积分数为 x ，则 C_2H_6 的体积分数为 $(0.1111 - x)$

$$16 \times 0.8889 + 28x + 30 \times (0.1111 - x) = 0.78 \times 22.4$$

$$\text{解得 } x = 0.0417 \quad \text{C}_2\text{H}_4 \text{ 的体积分数} = 4.17\%$$

解法三：设反应前 CH_4 为 1 mol，其中有 x mol CH_4 转化成 C_2H_4 ，即生成 $x/2$ mol C_2H_4 和 $(0.200 - x)/2$ mol C_2H_6 ，则：

$$\text{反应后混合气体的总物质的量} = 0.800 \text{ mol} + 0.200 \text{ mol} \div 2 = 0.900 \text{ mol}$$

$$\frac{16 \times 0.800 + 28 \times \frac{x}{2} + 30 \times \frac{(0.200 - x)}{2}}{0.900 \times 22.4} = 0.780 \text{ (g/L)}$$

$$\text{解得 } x = 0.075 \text{ (mol)}$$

$$\text{C}_2\text{H}_4 \text{ 的体积分数} = \frac{0.075 \div 2}{0.900} \times 100\% = 4.17\%$$

[例 4] 晶体具有规则的几何形状，晶体中最基本的重复单位称为晶胞。NaCl 晶体结构如图 6-14 所示：

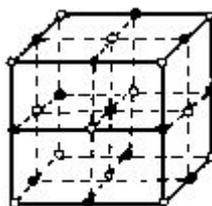


图 6-14

已知 Fe_xO 晶体晶胞结构为 NaCl 型， x 值应为 1，但由于晶体缺陷， x 值小于 1。测知 Fe_xO 晶体密度 $\rho = 5.71 \text{ g/cm}^3$ ，晶胞边长为 $4.28 \times 10^{-10} \text{ m}$ （此题铁原子量为 55.9，氧原子量为 16）。试求：

- (1) Fe_xO 中 x 值（精确至 0.01）为_____。
- (2) 晶体中铁元素以 Fe^{2+} 和 Fe^{3+} 形式存在，在 Fe^{2+} 和 Fe^{3+} 的总数中， Fe^{2+} 所占分数（用小数表示，精确至 0.001）为_____。
- (3) 此晶体的化学式（用 $\text{Fe}_m\text{Fe}_n\text{O}$ 形式书写， m 与 n 用小数，并注明 Fe 的化合价）为_____。
- (4) 与某个 Fe^{2+} （或 Fe^{3+} ）距离最近且等距的 O^{2-} 子所围成的空间几何形状为_____。
- (5) 在晶体中，铁元素的离子间最短距离为_____ m。

分析：在 NaCl 晶胞中，属于每个晶胞的 Na^+ 为： $1/8 \times 8 + 1/2 \times 6 = 4$ （个）； Cl^- 为： $1/4 \times 12 + 1 = 4$ （个）；即每个晶胞含有 4 个 NaCl 的离子对。

在 NaCl 晶格中（一个晶胞的 1/8），Na⁺和 Cl⁻均为：1/8×4=1/2（个）；即每个小立方体含有 1/2 个 NaCl 的离子对。

（1）根据 Fe_xO 的晶体密度、体积、摩尔质量、阿伏加德罗常数，求 x 值。

解①：（按一个晶胞考虑）

$$[(4.28 \times 10^{-8})^3 \times 5.71 \times 6.02 \times 10^{23}] \div 4 = 55.9x + 16 \quad x = 0.92$$

解②：（按一个晶格考虑）

$$[(2.14 \times 10^{-8})^3 \times 5.71 \times 6.02 \times 10^{23}] \times 2 = 55.9x + 16 \quad x = 0.92$$

（2）解①设：在 Fe_xO 晶体中 Fe²⁺的数目为 m，Fe³⁺的数目为 n，

$$\begin{cases} m + n = 0.92 \\ 2m + 3n = 2 \end{cases} \quad \begin{cases} m = 0.76 \\ n = 0.16 \end{cases}$$

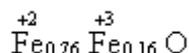
$$\text{Fe}^{2+} \text{所占分数为: } \frac{0.76}{0.76 + 0.16} = 0.826$$

解②假设在 Fe_xO 晶体中，Fe²⁺、Fe³⁺分别以 FeO 和 Fe₂O₃的组成存在，其中 FeO 数目为 y，Fe₂O₃的数目为 z。则

$$\begin{cases} y + 2z = 0.92 \\ y + 3z = 1 \end{cases} \quad \begin{cases} y = 0.76 \\ z = 0.08 \end{cases}$$

$$\text{Fe}^{2+} \text{所占分数为: } \frac{0.76}{0.76 + 0.08 \times 2} = 0.826$$

（3）依据（2）解①可知：在 Fe_xO 晶体中 Fe²⁺的数目为 0.76，Fe³⁺的数目为 0.16，则此晶体的化学式为：



（4）认真观察晶体的几何图形发现：当某个 Fe²⁺（或 Fe³⁺）位于立方体的中心时，与之距离最近且等距离的 O²⁻离子位于立方体的 6 个面的面心，所以围成的空间几何形状为正八面体。

（5）在晶体中，两个铁离子处于边长为 2.14×10⁻¹⁰m 的正方形的对角线位置，应用勾股定理求得铁元素的离子间最短距离为：

$$\sqrt{2} \times 2.14 \times 10^{-10} \text{ m} = 3.03 \times 10^{-10} \text{ m}$$

拓展：如图 6-15，某含有 A、B、C 三元素晶体的晶胞（前后面心上的未画出），处于顶点处的微粒为 8 个晶胞共有，每个晶胞有 1/8 个；处于面心的微粒为 2 个晶胞共有，每个晶胞有 1/2 个；处于体心的微粒，则完全属于该晶胞。若棱边上也有，则为 4 个晶胞共有，每个晶胞有 1/4 个。

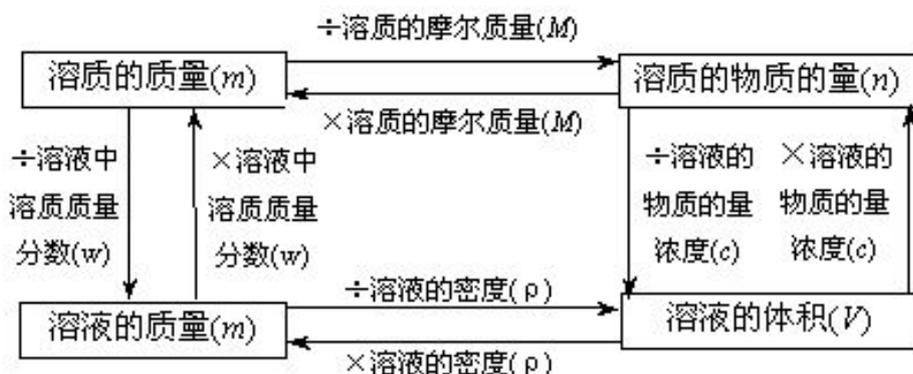


图 6-15

分析:此题涉及的是晶体的空间构型,正确认识晶体的几何外形,分析晶体中各微粒在晶胞中所处的位置是解题的基础。本题将立体几何图形和化学分子模型联系起来,将化学问题抽象为数学问题来解决,达到了考查思维能力的较高层次。

第四节 分类计算总结

1、物质溶解度、溶液浓度的计算



常用计算公式

- 饱和溶液中溶质的质量分数 $\omega = \frac{S}{S+100g} \times 100\%$
- 溶解度 $S = \frac{\text{溶质的质量}}{\text{溶剂的质量}} \times 100g$
- 物质的量浓度 $c = \frac{n(\text{溶质})}{V(\text{溶液})} = \frac{n(\text{溶质})/M(\text{溶质})}{V(\text{溶液})} = \frac{V(\text{溶质})/V_m}{V(\text{溶液})}$
- 溶质的质量分数 $\omega = \frac{m(\text{溶质})}{m(\text{溶液})} \times 100\% = \frac{m(\text{溶质})}{m(\text{溶质})+m(\text{溶剂})} \times 100\%$

- 常见计算类型
- 固体溶于水的计算
 - 气体溶于水的计算
 - 溶液稀释的计算
 - 与溶液中的化学反应有关的计算
 - 混合溶液的计算
 - 互不反应的溶液相互混合
 - 同种溶质不同浓度溶液的混合
 - 不同溶质溶液的混合
 - 相互反应的溶液相互混合
 - 饱和溶液的有关计算

2、溶液计算

$$1、 c = \frac{n}{V} = \frac{m}{MV} = \frac{N}{N_A V} \quad C = \frac{1000\rho\omega}{M}$$

2、稀释过程中溶质不变： $C_1V_1=C_2V_2$ 。

3、同溶质的稀溶液相互混合： $C_{混}=\frac{C_1V_1+C_2V_2}{V_1+V_2}$ (忽略混合时溶液体积变化不计)

4、溶质的质量分数：① $a\%=\frac{m_{质}}{m_{液}}\times 100\%=\frac{m_{质}}{m_{质}+m_{剂}}\times 100\%$

② $a\%=\frac{S}{100+S}\times 100\%$ (饱和溶液，S 代表溶质该条件下的溶解度)

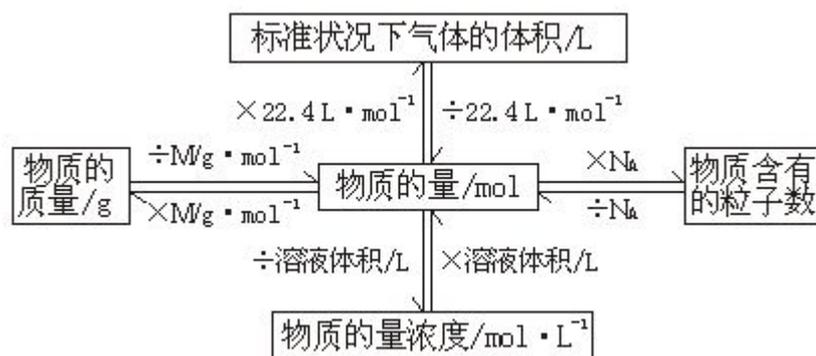
③混合： $m_1a_1\%+m_2a_2\%=(m_1+m_2)a_{混}\%$ ④稀释： $m_1a_1\%=m_2a_2\%$

5、有关 pH 值的计算：酸算 H^+ ，碱算 OH^-

I. $pH=-\lg[H^+]$ $C(H^+)=10^{-pH}$

II. $K_w=[H^+][OH^-]=10^{-14}$ (25°C 时)

3、物质的量及气体摩尔体积的计算



$$(1) n = \frac{N}{N_A} \quad n = \frac{m}{M} \quad n = \frac{V}{V_m}$$

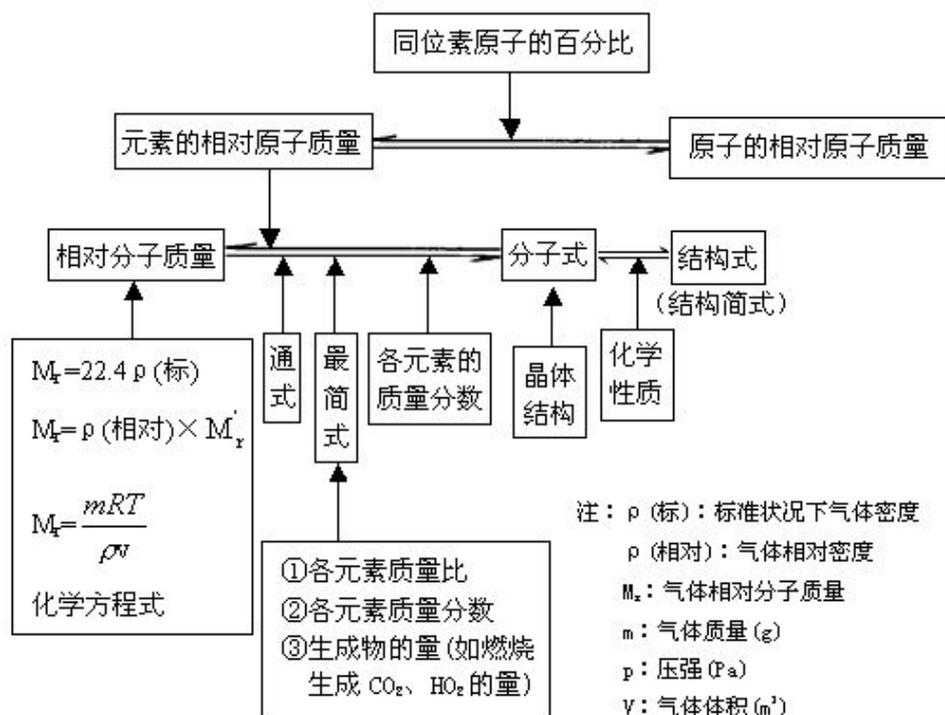
$$n = \frac{V}{22.4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}} \text{ (标准状况)} \quad n = c \cdot V \quad n = \frac{V \cdot \rho \cdot \omega}{M}$$

$$(2) M = \frac{m}{n} \quad m = M \cdot n$$

$$V = \frac{m}{\rho} \quad V_m = \frac{V}{n}$$

$$c_B = \frac{n_B}{V} \quad c_1V_1 = c_2V_2 \text{ (浓溶液稀释)}$$

4、相对原子质量、相对分子质量及确定化学式的计算



5、有关化学式的计算

1. 通过化学式，根据组成物质的各元素的原子量，直接计算分子量。
2. 已知标准状况下气体的密度，求气体的式量： $M = 22.4\rho$ 。

3. 根据相对密度求式量： $M = M' \cdot D$ 。 $\left(D = \frac{\rho}{\rho'} \right)$

4. 混合物的平均分子量： $\bar{M} = \frac{\text{物质的总质量(克)}}{\text{混合物物质的量总数}} = M_A \cdot a\% + M_B b\% + \dots$

5. 相对原子质量

①原子的相对原子质量 = $\frac{\text{一个原子的质量}}{\text{一个}^{12}_6\text{C原子的质量} \times \frac{1}{12}}$

A_1 、 A_2 表示同位素相对原子质量， $a_1\%$ 、 $a_2\%$ 表示原子的摩尔分数

②元素近似相对原子质量： $\bar{A} = A_1 a_1\% + A_2 a_2\% + \dots$

笔记十九 专题讲解笔记

专题一 化学与生活

第一节 洁净安全的生存环境

一. 空气质量问题

(一) 空气质量评价包括：二氧化硫 (SO₂)、二氧化氮 (NO₂)、可吸入颗粒物

空气污染指数：根据空气中二氧化硫 (SO₂)、二氧化氮 (NO₂)、可吸入颗粒物等污染物的浓度计算出来的数值。首要污染指数即该地区的空气污染指数。

(二) 大气主要污染物及其危害

1、温室效应

(1) 原因：①全球化石燃料用量猛增排放出大量的 CO₂；②乱砍乱伐导致森林面积急剧减少，吸收 CO₂ 能力下降。温室气体：CO₂、CH₄、N₂O。

(2) 主要危害：①冰川融化，使海平面上升；②地球上的病虫害增加；③气候反常。海洋风暴增多；④土地干旱，沙漠化面积增大。

(3) 控制温室效应的措施

①逐步调整能源结构，开发利用太阳能、风能、核能、地热能、潮汐能等，减少化石燃料的燃烧；②进一步植树造林、护林、转化空气中的 CO₂

2、酸雨

(1) 原因：酸性氧化物 (SO₂、NO₂) $SO_2 + H_2O \rightleftharpoons H_2SO_3$ $2H_2SO_3 + O_2 = 2H_2SO_4$

(2) 防止方法：①开发新能源 (太阳能、风能、核能等) ②减少化石燃料中 S 的含量
钙基脱硫 $CaCO_3 = CaO + CO_2$ $CaO + SO_2 = CaSO_3$ $2CaSO_3 + O_2 = 2CaSO_4$

③吸收空气中的 SO₂ ④加强环保教育

3、机动车尾气污染：尾气净化装置 $2NO + 2CO \xrightarrow{\text{催化剂}} N_2 + 2CO_2$

4、居室空气污染物：甲醛、苯及其苯的同系物、氡等

危害：甲醛对人体健康的影响 (肝功能异常等)

5、白色污染的危害：①破坏土壤结构②降低土壤肥效③污染地下水④危及海洋生物的生存

6、臭氧层受损：人类活动排入大气的某些化学物质如氟氯代烷和含溴的卤代烷烃 (灭火剂——哈龙)，在紫外线的作用下分解产生 Cl，与臭氧发生作用使臭氧层受到破坏。

$Cl + O_3 \rightarrow ClO + O_2$, $ClO + O \rightarrow Cl + O_2$ 。总反应： $O_3 + O \rightarrow 2O_2$ 。催化剂：Cl。

危害：紫外线大量进入，造成人体和生物体的损伤。

措施：减少并禁止氟氯烃等物质的排放研制新型的制冷系统。

7、改善大气质量：

①减少煤等化石燃料燃烧产生的污染

改善燃煤质量，改进燃烧装置和燃烧技术；发展净煤技术；优化能源结构，利用太阳能、风能、地热能、核能和氢能等新能源。

②减少汽车等机动车尾气污染

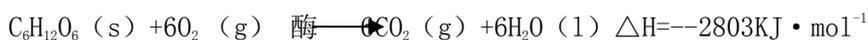
③减少室内空气污染：减少厨房污染：CO、CO₂、NO、NO₂、SO₂ 和尼古丁等。减少装饰材料引起的污染

a. 甲醛 (HCHO), b. 苯、甲苯、二甲苯, c. 放射性元素，如氡 (Rn)——隐形杀手。

二. 水体污染的危害

(1) 水污染：生活污水和某些工业废水中，含有 N、P 的化合物，排放到水中造成水体富营养化，藻类、浮游生物大量繁殖。这种现象在江河、湖泊中出现称为“水华”，在海湾出现叫做“赤潮”。

(2) 污水处理



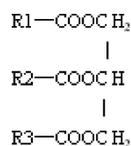
绿色植物从空气中吸收 CO_2 和 H_2O ，经光合作用转化为葡萄糖，并放出氧气。

三. 油脂（高级脂肪酸和甘油生成的酯）

为人类提供热量和必需的脂肪酸。油脂水解产生的高级脂肪酸被人体吸收后，在一定的条件下可以被氧化生成二氧化碳水，同时释放出能量。

1. 在酶的作用下水解为高级脂肪酸和甘油

结构：

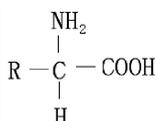


2. 脂肪酸在人体内的主要功能：

- ①重要的供能物质： 油脂在三大营养物质中产生热能最高，为糖类和蛋白质的一倍多。
- ②储存能量： 在人体的糖类能量供给不足时，可以分解，为人体提供能源。
- ③合成其他物质的原料，合成如磷脂、固醇等的主要原料。
- ④承担多种生理功能。

四. 蛋白质

(1) 氨基酸组成了蛋白质。氨基酸是一种含氮有机物，它的分子里不但含有羧基（ $-COOH$ ），而且含有氨基（ $-NH_2$ ）。



1、水解最终生成氨基酸 α 氨基酸 通式

2、蛋白质盐析：蛋白质+无机盐溶液（ $(NH_4)_2SO_4$ 或 Na_2SO_4 ） \rightarrow 沉降 + 水 \rightarrow 溶解（分离提纯蛋白质）

3、变性：强酸、强碱、重金属盐、甲醛、加热等，发生凝结失去活性。不可逆

4、8种必需氨基酸：在人体中不能合成，必须在食物中补给

5、含有蛋白质的食物：豆腐、鱼、鸡蛋、牛奶

(2) 蛋白质的性质

①盐析： 向蛋白质溶液中加入某些浓的无机盐溶液（钾盐、钠盐等）后，可以使蛋白质凝聚而从溶液中析出，这种作用叫做盐析。盐析是一个可逆的过程，析出的蛋白质可以重新溶解在水中而不影响蛋白质原来的性质。可以用盐析的办法来分离提纯蛋白质。

②变性： 在一定条件下（如加热、紫外线或 X 射线照射、强酸、强碱、某些重金属盐以及一些有机化合物的作用），蛋白质发生凝固的现象，就是蛋白质的变性。变性是一个不可逆的过程。变性的蛋白质不仅失去可溶性，也失去了生理活性。例如：蛋白质溶液遇硫酸铜后产生的沉淀不能重新溶于水。

③颜色反应： 蛋白质可以跟许多试剂发生特殊的颜色反应，如遇浓硝酸颜色变黄。

④灼烧有特殊气味。

五. 维生素

(1)作用： 是参与生物生长发育和新陈代谢所必需的一类小分子有机化合物。

①特殊的生理功能或作为辅酶；②调节各种器官的机能。

(2)分类： 根据维生素的溶解性，把维生素分为脂溶性维生素和水溶性维生素。

	脂溶性维生素	水溶性维生素
例子	维生素 A、D、E 和 K	维生素 C 和 B 族
溶解性	难溶于水，易溶于脂肪和有机溶剂	易溶于水
吸收	随脂类一起吸收	溶于水中，易吸收
体内积存	容易积存，主要积存于肝脏	不易积存

1、维生素 A：缺少，人易患夜盲症、干眼病等眼疾。 摄入途径：胡萝卜等蔬菜和鱼肝油中

2、维生素 C：又称抗坏血酸，水溶性维生素

防止坏血病，具有**较强的还原性**，易被氧化，遇热易分解。摄入途径：新鲜蔬菜及水果中（猕猴桃、辣椒）。人体不能合成，必须从食物中获得。

维生素 C 也称抗坏血酸，是一种无色晶体，易溶于水，溶液显酸性。维生素 C 具有很强的还原性，受热或在碱性环境中易被氧化。生吃新鲜蔬菜要比熟吃时维生素 C 的损失小。

维生素 C 与人体健康：①参与体内的氧化还原反应，维持细胞间质的正常结构；②促进伤口愈合，维持牙齿、骨骼、血管和肌肉的正常功能；③帮助无机盐和某些氨基酸的吸收；④增强对传染病的抵抗力，有解毒作用。

六. 水在人体中的作用（约占人体体重的三分之二）

主要有：①水是一种很好的溶剂，是进行体内反应的介质。营养物质要溶于水才能被吸收。②水是必不可少的反应物。③水在体内起着调节体温的作用。

七. 食物的酸碱性

（1）酸性食物：这类食物在体内经过消化吸收，最终产物是酸性物质，这样的食物称为酸性食物。蛋白质是由碳、氮、硫、磷等元素组成的，经过消化、吸收，碳→碳酸、硫→硫酸、磷→磷酸、氮→尿酸，使体液呈弱酸性，因此富含蛋白质的食物是酸性食物，如肉、蛋、奶等食物。

（2）碱性食物：这类食物在体内经过消化吸收，最终产物是碱性物质，这样的食物称为碱性食物。蔬菜、水果中含较多的钾、钠、钙、镁等元素，代谢后生成碱性物质，使体液呈弱碱性，因此蔬菜、水果属于碱性食物。

合理安排膳食，保持酸碱平衡。正常情况下，人体血液的 pH 值保持弱碱性范围（7.35~7.45），超过这个范围，就会出现“酸中毒”或“碱中毒”。

八. 安全使用食品添加剂

主要包括着色剂、调味剂、防腐剂和营养强化剂等。

（1）着色剂（天然色素、人工食用色素） 发色剂：硝酸盐和亚硝酸盐

（2）调味剂：**（亚硝酸不能过量食用）**

（3）疏松剂：碳酸氢钠、碳酸氢铵、复合疏松剂等。（揉制面团时放入小苏打）

（4）防腐剂：苯甲酸、苯甲酸钠、山梨酸、山梨酸钾、丙酸钙等

九. 生活中常见的药物

1、抗酸药治疗胃酸(主要成分盐酸)分泌过多。

胃舒平—主要成分氢氧化铝，与胃酸中和。

2、解热镇痛药：阿司匹林——主要成份乙酰水杨酸，解热镇痛和抗炎、抗风湿效用。

3、合成抗菌药：磺胺类药物吡哌酸、诺氟沙星、环丙沙星。

4、抗生素作用：抑制某些微生物的生长，杀灭某些微生物。常用药：青霉素、羟氨苄青霉素(阿莫西林)

阿莫西林：对呼吸道感染、尿路感染、消化道溃疡和胃炎有良好疗效

十. 抗生素

（1）功效：能阻止多种细菌的生长，适用于医治因葡萄球菌和链球菌等引起的血毒症，如肺炎、脑膜炎、淋病和外伤感染等。是最重要的抗生素，即消炎药。

（2）不良反应：过敏反应。

十一. 天然药物：麻黄碱

（1）来源：从中草药麻黄中提取的生物碱。

（2）功效：止咳平喘，治疗支气管哮喘、鼻黏膜充血引起的鼻塞。

（3）不良反应：由于中枢兴奋导致不安、失眠。

服用麻黄碱后可以明显增加运动员的兴奋程度，能使运动员超水平发挥，但对运动员本人有极大的副作用。麻黄碱是国际奥委会严格禁止的兴奋剂。

十二. 合理使用药物：大部分药物都有毒副作用，绝对不可以滥用药物。

第三节 丰富多彩的生活材料

一. 金属的性质及其应用

1、Al 易拉罐的主要成分

（1）与氧气常温下生成氧化膜 抗腐蚀能力

(2) 与 CuSO_4 反应 $2\text{Al} + 3\text{CuSO}_4 = \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{Cu}$

(3) 与碱反应 $2\text{Al} + 2\text{NaOH} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{NaAlO}_2 + 3\text{H}_2 \uparrow$

(4) 常温下与浓硫酸 或浓硝酸钝化

2、合金

定义：将两种或多种金属（或金属与非金属）熔合而成的具有金属活性的物质

优点：①一般情况下，合金比纯金属硬度大、更坚固。②多数合金的熔点比各成分金属的低。

具有较好的物理化学性能。

纯铝和纯铁质地软，强度小 无法制造承载负荷的结构零件

3、金属腐蚀：

①化学腐蚀——金属跟接触到的物质（如 O_2 、 Cl_2 、 SO_2 等）直接发生化学反应而引起的腐蚀。

原理：金属跟氧化剂直接发生氧化还原反应。②电化学腐蚀——不纯的金属（或合金）跟电解质溶液接触时，会发生原电池反应，比较活泼的金属失去电子而被氧化。

结论：铁钉遇到强酸或有 O_2 、 H_2O 存在的情况下，铁均可被腐蚀，遇到电解质时，形成电化学腐蚀，一般腐蚀速率更快。

4、钢铁的腐蚀

①吸氧腐蚀：若水膜酸性很弱或呈中性，则电极反应为：

负极： $2\text{Fe} - 4\text{e}^- = 2\text{Fe}^{2+}$ 正极： $2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 + 4\text{e}^- = 4\text{OH}^-$

总式： $2\text{Fe} + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{Fe}(\text{OH})_2$ $4\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 4\text{Fe}(\text{OH})_3$ 。

②析氢腐蚀：若水膜的酸性较强，则电极反应为：负极： $\text{Fe} - 2\text{e}^- = \text{Fe}^{2+}$

正极： $2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{H}_2 \uparrow$ 总式： $\text{Fe} + 2\text{H}^+ = \text{Fe}^{2+} + \text{H}_2 \uparrow$ 。

5、金属防护的常用方法

①改变金属的内部结构：如将钢铁制成不锈钢。

②在金属表面覆盖保护层：如涂油漆，镀 Zn、Sn 等。

③在要保护的金属上连接一块更活泼的金属。

二. 玻璃

(1) 原料：纯碱(Na_2CO_3)、石灰石(CaCO_3)、石英(SiO_2)

(3) 成分： Na_2SiO_3 、 CaSiO_3 、 SiO_2 ，主要成分 SiO_2 。

(4) 性质：没有固定的熔点，化学性质稳定，但易被 HF 腐蚀。

三. 陶瓷

(1) 主要原料：黏土(主要成分可表示为： $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$)。

(2) 传统生产过程：混和、成型、干燥、烧结、冷却。

(3) 主要特性：抗氧化、抗酸碱腐蚀、耐高温、绝缘、易成型等优点。

四. 水泥

(1) 主要原料：黏土和石灰石

(2) 水硬性：将水泥与水掺和、搅拌并静置后很容易凝固变硬。

五. 合成材料

三大合成材料：塑料、合成纤维和合成橡胶。

(1) 塑料：聚合物，能合成聚合物的小分子物质叫单体。例如： $\text{CH}_2=\text{CH}_2$ 是聚乙烯的单体。

分类：①热塑性塑料：受热软化，可以反复塑形，如聚乙烯、聚氯乙烯、聚苯乙烯等。线型结构

②热固性塑料：加工成型以后变为不熔状态，如酚醛、氨基塑料等。体型网状结构

(2) 纤维 ①天然纤维：棉花、羊毛、蚕丝和麻。②人造纤维：用木材、草类的纤维经化学加工制成的粘胶纤维。③合成纤维：利用石油、天然气、煤和农副产品作原料制成的是合成纤维。

优点：具有强度高、弹性好、耐磨、耐化学腐蚀、不发霉、不怕虫蛀、不缩水等优点。缺点：吸水性和透气性不如天然纤维。“六大纶”：涤纶、锦纶、腈纶、丙纶、维纶和氯纶。

(3) 橡胶根据来源不同橡胶可分为天然橡胶和合成橡胶。

合成橡胶的性能：具有高弹性、绝缘性、气密性、耐油、耐高温或耐低温等性能。橡胶硫化以后，由线型结构变成体型结构，从而具有较高的强度、韧性、良好的弹性和化学稳定性等，也更具有实用价值。

六. 复合材料

1、将两种或两种以上不同性能的材料组合起来，在性能上取长补短，得到的比单一材料性能优越的复合材料。其中一种材料作为基体，另一种作为增强剂。如钢筋混凝土、石棉瓦、玻璃钢

2、如钢筋混凝土、石棉瓦、玻璃钢

七. 塑料

聚氯乙烯薄膜不能用来包装食品，应该用聚乙烯

不粘锅内壁涂敷的是聚四氟乙烯

八. 纤维

1、天然纤维：植物纤维（如棉花，成分为纤维素，属于糖类）

动物纤维（如羊毛、蚕丝，成分为蛋白质）

2、化学纤维：人造纤维（对天然纤维的加工，如粘胶纤维）

合成纤维（完全由人制造，如尼龙），尼龙又称锦纶，是人类第一次采用非纤维材料，通过化学合成方法得到的化学纤维。

九. 橡胶

1、天然橡胶：以天然乳胶（主要从橡胶树取得）为原料，成分为聚异戊二烯，是线形分子。

硫化橡胶，当中含有二硫键，使线形分子转变为体型网状分子，有弹性且不易变形。

2、合成橡胶：如丁苯橡胶等

塑料、合成纤维、合成橡胶并称三大合成材料

十. 功能高分子材料

种类很多，如高吸水性材料，可用于制作纸尿裤、农林业保水剂、石油化工脱水剂

专题二 化学与技术

第四节 走进化学工业

1	制硫酸
反应原理	造气： $S+O_2 \rightleftharpoons SO_2$ 催化氧化： $2SO_2+O_2 \xrightleftharpoons{\text{催化剂}} 2SO_3$ 吸收： $SO_3+H_2O \rightleftharpoons H_2SO_4$ 98.3%的硫酸吸收。
原料选择	黄铁矿： FeS_2 硫磺：S
反应条件	$2SO_2+O_2 \xrightleftharpoons{\text{催化剂}} 2SO_3$ 放热 可逆反应（低温、高压会提升转化率） 转化率、控制条件的成本、实际可能性。400℃~500℃，常压。 钒触媒： V_2O_5
三废处理	废气： $SO_2+Ca(OH)_2 \rightleftharpoons CaSO_3+H_2O$ $CaSO_3+H_2SO_4 \rightleftharpoons CaSO_4+SO_2 \uparrow +H_2O$ 废水：酸性，用碱中和 废渣：黄铁矿废渣——炼铁、有色金属；制水泥、制砖。 局部循环：充分利用原料
能量利用	热交换：用反应放出的热预热反应物。

2	制氨气
反应原理	$\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \xrightleftharpoons[\text{高温高压}]{\text{催化剂}} 2\text{NH}_3$ 放热、可逆反应（低温、高压会提升转化率） 反应条件：铁触媒 400~500℃，10MPa~30MPa
生产过程	1、造气： N_2 ：空气（两种方法，（1）液化后蒸发分离出氮气和液氧，沸点 N_2 -196℃， H_2 -183℃；（2）将氧气燃烧为 CO_2 再除去）。 H_2 ：水合碳氢化合物（生成 H_2 和 CO 或 CO_2 ） 2、净化：避免催化剂中毒。 除 H_2S ： $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{S} = \text{NH}_4\text{HS} + \text{H}_2\text{O}$ 除 CO ： $\text{CO} + \text{H}_2\text{O} = \text{CO}_2 + \text{H}_2$ $\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{KHCO}_3$ 3、氨的合成与分离：混合气在合成塔内合成氨。出来的混合气体中 15% 为氨气，再进入冷凝器液化氨气，剩余原料气体再送入合成塔。
工业发展	1、原料及原料气的净化。2、催化剂的改进（磁铁矿）3、环境保护
三废处理	废气： H_2S —直接氧化法（选择性催化氧化）、循环。 CO_2 —生产尿素、碳铵。 废液：含氰化物污水—生化、加压水解、氧化分解、化学沉淀、反吹回炉等。 含氨污水—蒸馏法回收氨，浓度较低可用离子交换法。 废渣：造气阶段产生氢气原料的废渣。煤渣（用煤），炭黑（重油）。

3	制纯碱
氨碱法 (索尔维)	1、 CO_2 通入含 NH_3 的饱和 NaCl 溶液中 $\text{NH}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{NH}_4\text{HCO}_3$ $\text{NaCl} + \text{NH}_4\text{HCO}_3 = \text{NaHCO}_3 \downarrow + \text{NH}_4\text{Cl}$ 2、 $2\text{NaHCO}_3 \xrightarrow{\Delta} \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O} \uparrow$
联合法 (侯德榜)	缺点： CO_2 来自 CaCO_3 ， $\text{CaO} - \text{Ca}(\text{OH})_2 - 2\text{NH}_3 + \text{CaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ CaCl_2 的处理成为问题。和 NaCl 中的 Cl^- 没有充分利用，只有 70%。 CaCO_3 的利用不够充分。 与氨气生产联合起来： NH_3 、 CO_2 都来自于合成氨工艺；这样 NH_4Cl 就成为另一产品化肥。综合利用原料、降低成本、减少环境污染， NaCl 利用率达 96%。

资料：

一、硫酸的用途（为农业生产服务）

(1) 肥料的生产。

硫酸铵（俗称硫铵或肥田粉）： $2\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ ；

和过磷酸钙（俗称过磷酸石灰或普钙）： $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 + 2\text{CaSO}_4$ ；

(2) 农药的生产。

如硫酸铜、硫酸锌可作植物的杀菌剂，硫酸铊可作杀鼠剂，硫酸亚铁、硫酸铜可作除莠剂。最普通的杀虫剂，如 1059 乳剂(45%)和 1605 乳剂(45%)的生产都需用硫酸。为大家所熟悉的滴滴涕，每生产 1t 需要 20%发烟硫酸 1.2t。

二、氨气

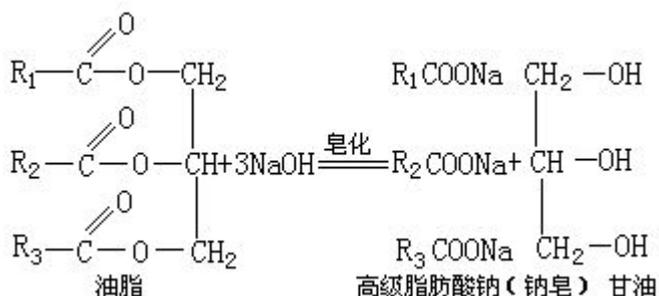
- 1、氮肥工业原料 —— 与酸反应生成铵盐
- 2、硝酸工业原料 —— 能被催化氧化成为 NO
- 3、用作制冷剂 —— 易液化，汽化时吸收大量的热

三、纯碱

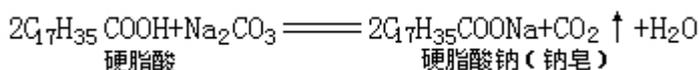
烧碱（氢氧化钠）是可溶性的强碱。纯碱（碳酸钠）实际上是个盐，由于它在水中发生水解作用而使溶液呈碱性，再由于它和烧碱有某些相似的性质，所以它与烧碱并列，在工业上叫做“两碱”。烧碱和纯碱都易溶于水，呈强碱性，都能提供 Na^+ 离子。这些性质使它们被广泛地用于制肥皂、纺织、印染、漂白、造纸、精制石油、冶金及其他化学工业等各部门中。

1、普通肥皂。

高级脂肪酸的钠盐，一般用油脂在略为过量的烧碱作用下进行皂化而制得的。

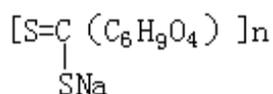


如果直接用脂肪酸作原料，也可以用纯碱来代替烧碱制肥皂。



2、印染、纺织工业。

要用大量碱液去除棉纱、羊毛等上面的油脂。生产人造纤维也需要烧碱或纯碱。例如，制粘胶纤维首先要用 18~20% 烧碱溶液（或纯碱溶液）去浸渍纤维素，使它成为碱纤维素，然后将碱纤维素干燥、粉碎，再加二硫化碳。



最后用稀碱液把磺酸盐溶解，便得到粘胶液。再经过滤、抽真空（去气泡），就可用以抽丝了。

3、精制石油。

为了除去石油馏分中的胶质，一般在石油馏分中加浓硫酸以使胶质成为酸渣而析出。经过酸洗后，石油里还含有酚、环烷酸等酸性杂质以及多余的硫酸，必须用烧碱溶液洗涤，再经水洗，才能得到精制的石油产品。

4、造纸工业。

首先要用化学方法处理，将含有纤维素的原料（如木材）与化学药剂蒸煮制成纸浆。所谓碱法制浆就是用烧碱或纯碱溶液作为蒸煮液来除去原料中的木质素、碳水化合物和树脂等，并中和其中的有机酸，这样就把纤维素分离出来。

5、冶金工业。

往往要把矿石中的有效成分转变成可溶性的钠盐，以便除去其中不溶性的杂质，因此，常需要加入纯碱（它又是助熔剂），有时也用烧碱。例如，在铝的冶炼过程中，所用的冰晶石的制备和铝土矿的处理，都要用到纯碱和烧碱。又如冶炼钨时，也是首先将精矿和纯碱焙烧成可溶的钨酸钠后，再经酸析、脱水、还原等过程而制得粉末状钨的。

6、化学工业。

制金属钠、电解水都要用烧碱。许多无机盐的生产，特别是制备一些钠盐（如硼砂、硅酸钠、磷酸钠、重铬酸钠、亚硫酸钠等等）都要用到烧碱或纯碱。合成染料、药物以及有机中间体等也要用到烧碱或纯碱。

此外，纯碱还用于食品工业和日常生活中。

第五节 化学与资源开发利用

	方法	原理
天然水的净化	混凝法	混凝剂：明矾、绿矾、硫酸铝、聚合铝、硫酸亚铁、硫酸铁等 $\text{Al}^{3+} + 3\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons 3\text{H}^+ + \text{Al}(\text{OH})_3$ 絮状胶体（吸附悬浮物）；带正电（使胶体杂质聚沉）。 生活用水净化过程：混凝沉淀—过滤—杀菌
	化学软化法	硬水：含有较多的 Ca^{2+} , Mg^{2+} 的水，较少或不含的为软水。 不利于洗涤，易形成锅垢，降低导热性，局部过热、爆炸。 暂时硬度： $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ 或 $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$ 引起的硬度。1、加热法 永久硬度：钙和镁的硫酸盐或氯化物引起的硬度。 2、药剂法：纯碱、生石灰、磷酸盐 3、离子交换法：离子交换树脂，不溶于水但能与同电性离子交换 $2\text{NaR} + \text{Ca}^{2+} == \text{CaR}_2 + 2\text{Na}^+$ 再生： $\text{CaR}_2 + 2\text{Na}^+ == 2\text{NaR} + \text{Ca}^{2+}$
污水处理	物理法	一级处理：格栅间、沉淀池等出去不溶解的污染物。预处理。
	（微）生物法	二级处理：除去水中的可降解有机物和部分胶体污染物。
	化学法	三级处理：中和法—酸性废水（熟石灰），碱性废水（硫酸、 CO_2 ） 沉淀法—含重金属离子的工业废水（沉淀剂，如 S^{2-} ） 氧化还原法。（实验：电浮选凝聚法）

		方法	原理
盐的利用	海水制盐	蒸发法（盐田法）	太阳照射，海水中的水分蒸发，盐析出。 盐田条件：地点（海滩、远离江河入海口）、气候。 盐田划分：贮水池、蒸发池、结晶池。 苦卤：分离出食盐的母液。
	食盐利用	电解（氯碱工业）	$2\text{NaCl} + 2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{电解}} 2\text{NaOH} + \text{H}_2 \uparrow + \text{Cl}_2 \uparrow$ 阳极： $2\text{Cl}^- - 2\text{e}^- = \text{Cl}_2 \uparrow$ 阴极： $2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{H}_2 \uparrow$
海水提溴		吹出法	1、氯化： $\text{Cl}_2 + 2\text{Br}^- = 2\text{Cl}^- + \text{Br}_2$ 2、吹出：空气（或水蒸气）吹出 Br_2 3、吸收： $\text{Br}_2 + \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{HBr} + \text{H}_2\text{SO}_4$ 再用氯气氧化氢溴酸。
海水提镁		具体过程	海水 $\xrightarrow{\text{碱（贝壳）/过滤}}$ $\text{Mg}(\text{OH})_2$ $\xrightarrow{\text{盐酸}}$ MgCl_2 $\xrightarrow{\text{干燥/电解}}$ Mg
海水提取重水		蒸馏法、电解法、 化学交换法、吸附 法	了解化学交换法

	化工	目的
石油	分馏（常压、减压）（物理）	把石油分成不同沸点范围的蒸馏产物，得到汽油（ $\text{C}_5\sim_{11}$ ）、煤油（ $\text{C}_{11}\sim_{16}$ ）、柴油（ $\text{C}_{15}\sim_{18}$ ）等轻质油，但产量较低。
	裂化（化学）	获得更多轻质油，特别是汽油。断链。
	列解（化学）	获得重要有机化工原料：乙烯、丙烯、丁烯等。
煤	关注问题	提高燃烧热效率，解决燃烧时的污染，分离提取化学原料。
	干馏	隔绝空气加热。得焦炉气（ H_2 、 CH_4 、乙烯、CO 等，燃料）、煤焦油（苯等芳香族化合物，进一步提取）、焦炭（金属冶炼）等。
	气化	利用空气或氧气将煤中的有机物转化为可燃性气体。 $\text{C} + \text{水}$
	液化	把煤转化为液体燃料的过程。 直接液化：与溶剂混合，高温、高压、催化剂与氢气作用，得到汽油、柴油、芳香烃等。煤制油（内蒙古）。 间接液化：先转变为 CO 和氢气，再催化合成为烃类、醇类燃料。

	一碳化学	以分子中只含一个碳原子的化合物（甲烷、甲醇等）为原料合成一系列化工原料和燃料的化学。 CO: 煤 CH ₄ : 天然气。
--	------	---

第六节 化学与材料的发展

一、无机非金属材料

		原料	成分	生产原理	性能、用途
传统硅酸盐材料	陶瓷	黏土		高温烧制	抗氧化、抗酸碱腐蚀、耐高温、绝缘、易成型。盛放物品、艺术品
	玻璃	石英砂、石灰石、纯碱	Na ₂ SiO ₃ CaSiO ₃	$\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{SiO}_2 \xrightarrow{\text{高温}} \text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{CO}_2$ CaCO ₃ 类似	光学玻璃、耐腐蚀玻璃，不同颜色玻璃。
	水泥	石灰石、黏土	硅酸二钙 铝酸三钙、铁铝酸钙	磨成粉—煅烧—加石膏等—粉磨	水硬性，用作建筑材料。 混凝土：水泥、砂子、碎石
新材料	碳化硅	SiO ₂ , C	SiC	$\text{SiO}_2 + \text{C} \xrightarrow{\text{高温}} \text{SiC} + \text{CO} \uparrow$	结构与金刚石相似，硬度大，优质磨料，性质稳定，航天器涂层材料。
	氮化硅	高纯 Si、N ₂	Si ₃ N ₄	$3\text{Si} + 2\text{N}_2 \xrightarrow{\text{高温}} \text{Si}_3\text{N}_4$ $3\text{SiCl}_4 + 2\text{N}_2 + 6\text{H}_2 = \text{Si}_3\text{N}_4 + 12\text{HCl}$	熔点高、硬度大、化学性质稳定，制造轴承、气轮机叶片、发动机受热面。
	单质硅	高纯焦炭、石英砂	Si	$\text{SiO}_2 + 2\text{C} \xrightarrow{\text{高温}} \text{Si} + 2\text{CO} \uparrow$ $=\text{SiHCl}_3 + \text{H}_2$ $\text{SiHCl}_3 + \text{H}_2 \xrightarrow{\text{高温}} \text{Si} + 3\text{HCl}$	半导体工业
	金刚石	CH ₄	C	$\text{CH}_4 \rightleftharpoons \text{C} (\text{金刚石}) + 2\text{H}_2$	研磨材料
	其余新材料	C ₆₀ （新型贮氢材料）、超导材料等			

二、金属材料

	原料	装置	原理
炼铁	铁矿石、焦炭、石灰石、空气	高炉	还原剂 CO 的生成: $\text{C} + \text{O}_2 = \text{CO}_2$ $\text{CO}_2 + \text{C} = 2\text{CO}$ 生铁形成: $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{CO} = 2\text{Fe} + 3\text{CO}$
炼钢	生铁	氧气顶吹转炉	降低 C%: $2\text{C} + \text{O}_2 = 2\text{CO}$ $2\text{Fe} + \text{O}_2 = 2\text{FeO}$ $\text{FeO} + \text{C} = \text{CO} + \text{Fe}$ 除杂质: $\text{FeS} + \text{CaO} = \text{CaS} + \text{FeO}$ 脱硫 添加合金元素: Cr、Mn、Ni
炼铝	铝土矿、纯碱、石灰、煤、燃料油	电解槽	铝土矿溶解: $\text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{NaOH} = 2\text{NaAlO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ 氢氧化铝析出: $\text{NaAlO}_2 + \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Al}(\text{OH})_3 \downarrow + \text{NaHCO}_3$

		氢氧化铝脱水： $2\text{Al}(\text{OH})_3 = \text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ 电解氧化铝： $2\text{Al}_2\text{O}_3 \xrightarrow{\text{电解}} 4\text{Al} + 3\text{O}_2 \uparrow$ 冰晶石(Na_3AlF_6)—氧化铝熔融液, 少量 CaF_2 阳极： $6\text{O}^{2-} - 12\text{e}^- = 3\text{O}_2 \uparrow$ 阴极： $4\text{Al}^{3+} + 12\text{e}^- = 4\text{Al}$
--	--	--

金属腐蚀及防护：

	分类	实例
金属腐蚀原理	化学腐蚀	氧气、氯气等，温度影响较大。钢材高温容易氧化一层氧化皮
	电化学腐蚀	原电池反应，例如钢材 吸氧腐蚀（大多）：阴极 $\frac{1}{2}\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- = 2\text{OH}^-$ 阳极 $\text{Fe} - 2\text{e}^- = \text{Fe}^{2+}$ 析氢腐蚀（酸性）：阴极 $2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{H}_2$ 阳极 $\text{Fe} - 2\text{e}^- = \text{Fe}^{2+}$
金属防腐方法	氧化膜	用化学方法在钢铁、铝的表面形成致密氧化膜
	电镀	镀铬、镀锌、镍（在空气中不容易发生化学变化的金属，原理）
	其余	改善环境、牺牲阳极（原电池的负极）、外加电流等

三、高分子材料

分类：天然高分子：淀粉、纤维素、蛋白质

合成高分子：聚×××

塑料分类	结构	性质	举例
热塑性	线型	溶解于一些有机溶剂，一定温度范围会软化、熔融，加工成形	聚乙烯
热固性	体型	不易溶于有机溶剂，加热不会熔融	酚醛树脂

高分子材料降解分类：生物降解、光降解、化学降解

废旧高分子材料的再利用途径：（1）再生、改性重新做成有用材料和制品；（2）热裂解或化学处理的方法制备多种化工原料；（3）作为燃料回收利用

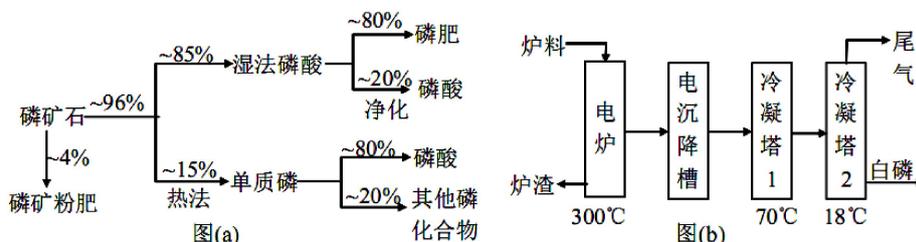
高考回顾

【选修2 化学与技术】（15分）2014年高考理综化学新课标I卷

磷矿石主要以磷酸钙 $[\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}]$ 和类名灰石 $[\text{Ca}_5\text{F}(\text{PO}_4)_3]$ 、 $\text{Ca}_5(\text{OH})(\text{PO}_4)_3$ 等形式存在。图

(a)为目前国际上磷矿石利用的大致情况，其中湿法磷酸是指磷矿石用过量硫酸分解制备磷酸。图(b)是热法磷酸生产过程中磷灰石制单质磷的流程。

部分物质的相关性质如下。回答下列问题：



部分物质的相关性质如下。回答下列问题：

	熔点/ $^{\circ}\text{C}$	沸点/ $^{\circ}\text{C}$	备注
白磷	44	280.5	
PH_3	-133.8	-87.8	难溶于水，有还原性
SiF_4	-90	-86	易水解

- (1) 世界上磷矿石最主要的用途是生产含磷肥料，约占磷矿石使用量的_____%。
- (2) 以磷灰石为原料，湿法磷酸过程中 $Ca_5F(PO_4)_3$ 反应的化学方程式为_____，与现有 1t 折合含 P_2O_5 约 30%的磷矿石，最多可制得 85%的商品磷酸_____t。
- (3) 如图(b)所示，热法磷酸生产过程中的第一步是将 SiO_2 、过量焦炭与磷灰石混合，高温反应生成白磷。炉渣的主要成分是_____ (填化学式)，冷凝塔 1 的要主沉积物是_____，冷凝塔 2 的要主沉积物是_____。
- (4) 尾气中主要含有_____，还含有少量的 PH_3 、 H_2S 和 HF 等，将尾气先通入纯碱溶液，可去_____；再通入次氯酸钠溶液，可除去_____ (均填化学式)。
- (5) 相比于湿法磷酸，热法磷酸工艺复杂，能耗高，但优点是_____。

【答案】(1) 69



(3) $CaSiO_3$; 液态白磷; 固态白磷

(4) SiF_4 、 CO ; SiF_4 、 HF ; H_2S ; PH_3

(5) 产品纯度高

笔记二十 高中化学考点总结笔记

一、化学基本概念和基本理论

1. 物质的组成、性质和分类

- (1) 物质的分子、原子、离子、元素等概念的含义。
- (2) 物理变化与化学变化的区别与联系。
- (3) 混合物和纯净物、单质和化合物、金属和非金属、同素异形体的概念。
- (4) 酸、碱、盐、氧化物的概念及其相互联系。

2. 化学用语

- (1) 常见元素的名称、符号、离子符号。
- (2) 常见元素的化合价、化学式(分子式)，根据化学式判断化合价。
- (3) 电子式、原子结构示意图，分子式、结构式和结构简式的表示方法。
- (4) 化学方程式、热化学方程式、电离方程式、离子方程式、电极反应式。

3. 化学中常用计量

- (1) 相对原子质量、相对分子质量的定义。
- (2) 物质的量的单位——摩尔(mol)，摩尔质量($\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$)，气体摩尔体积($\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}$)；物质的量浓度($\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$)、阿伏加德罗常数；物质的量与微粒(原子、分子、离子等)数目、气体体积(标准状况下)之间的相互关系。

4. 化学反应与能量

- (1) 化学反应的4种基本类型；化合、分解、置换、复分解。
- (2) 氧化还原反应，氧化剂和还原剂之间的常见反应。判断氧化还原反应中电子转移的方向和数目，配平反应方程式。
- (3) 化学反应中的能量变化，吸热反应、放热反应、反应热、燃烧热、中和热等。

5. 溶液

- (1) 溶液的定义、溶液的组成、溶液中溶质的质量分数的概念。
- (2) 饱和溶液、不饱和溶液、溶解度的概念，温度对溶解度的影响及溶解度曲线。
- (3) 结晶、结晶水、结晶水合物、风化、潮解的概念。
- (4) 胶体的概念及其重要性质和应用。

6. 物质结构

- (1) 原子的结构及同位素的概念。
- (2) 原子序数、核电荷数、质子数、中子数、核外电子数，以及质量数与质子数、中子数之间的相互关系；第1、2、3周期的元素原子核外电子排布规律。
- (3) 离子键、共价键、极性键和非极性键的含义；极性分子和非极性分子，分子间作用力，氢键。(4) 几种晶体类型(离子晶体、原子晶体、分子晶体、金属晶体)及其性质。

7. 元素周期律和周期表

- (1) 元素周期律的实质，元素周期表(长式)的结构(周期、族)及其应用。
- (2) 同一周期(第3周期)内元素性质(如：原子半径、化合价、单质及化合物性质)的递变规律与原子结构的关系；以为例，同一主族(IA和VIIA)族内元素性质递变规律与原子结构的关系。

8. 化学反应速率、化学平衡

- (1) 化学反应速率的概念，反应速率的表示方法。
- (2) 外界条件(浓度、温度、压强、催化剂等)对反应速率、化学平衡移动的影响。
- (3) 化学反应的可逆性；化学平衡的含义及其与反应速率之间的联系。

9. 电解质溶液

- (1) 电解质和非电解质、强电解质和弱电解质的概念。
- (2) 离子反应的概念。
- (3) 电解质的电离平衡概念。
- (4) 盐类水解的原理；盐溶液的酸碱性。
- (6) 水的电离、溶液pH等概念。
- (6) 强酸强碱中和滴定的原理。

- (7) 原电池原理；化学电源；化学腐蚀与电化学腐蚀及一般防腐蚀方法。
- (8) 电解原理；铜的电解精炼、镀铜、氟碱工业等反应原理。

二、常见元素的单质及其重要化合物

1. IA 和 IIA 族元素——典型的金属

- (1) 金属钠的物理性质；钠和镁化学性质。
- (2) IA、IIA 族元素（单质、化合物）的相似性和递变性（原子的核外电子排布）。
- (3) 重要的碱的性质和用途；钠的重要化合物。

2. 卤族元素——典型的非金属

- (1) 卤族元素的物理性质和化学性质。
- (2) 卤族元素（单质、化合物）的相似性和递变性（原子的核外电子排布）。
- (3) 氯气的化学性质；几种重要的含卤素化合物的性质和用途。

3. 其他常见的非金属元素（如：H、O、S、N、P、C、Si）

- (1) 这些元素的单质及某些氧化物、氢化物的性质。
- (2) 过氧化物的性质（ Na_2O_2 ）。
- (3) 硫酸、硝酸、常见盐类的化学性质。
- (4) 常见化肥的基本性质
- (5) 硫、氮、碳的氧化物对大气的污染及其防治

4. 其他常见的金属（如：Fe、Al）

- (1) Fe 和 Al 的化学性质。
- (2) 常见金属的活动顺序。

三、有机化学基础

- 1. 基团、官能团、同分异构体、同系物等概念。
- 2. 结构式（结构简式）中各原子的连接次序和方式、基团和官能团。
- 3. 各类烃（烷烃、烯烃、炔烃、芳香烃）中各种碳碳键、碳氢键的性质、化学反应。
- 4. 官能团在化合物中的作用；主要官能团的性质和主要化学反应（乙醇、溴乙烷、苯酚、甲醛、乙醛、乙酸、乙酸乙酯、脂肪酸、甘油酯、多羟基醛、氨基酸等）。
- 5. 有机反应的主要类型。
- 6. 综合应用各类化合物的不同性质，进行区别、鉴定、分离、提纯或推导未知物的结构简式，组合多个化合物的化学反应，合成具有指定结构简式的产物。

四、化学实验

- 1. 化学实验的基本操作。
- 2. 常见气体的实验室制法，包括所用试剂、仪器、原理和收集方法。
- 3. 根据实验现象，观察、记录、分析或处理数据，得出正确结论。

五、化学计算

- 1. 有关相对原子质量、相对分子质量及确定分子式的计算。
- 2. 有关物质的量、气体摩尔体积的计算。
- 3. 有关溶液浓度（溶液中溶质的质量分数和物质的量浓度）的计算。
- 4. 利用化学反应方程式的计算。
- 5. 有关溶液 pH 与氢离子浓度、氢氧根离子浓度的简单计算。

(4) 氧化还原反应考点

- 1. 氧化还原反应的相关概念（氧化剂、还原剂、氧化产物、还原产物）与发生条件。
- 2. 氧化剂与还原剂相对强弱的判断与比较。
- 3. 常见氧化剂与还原剂。
- 4. 氧化还原反应化合价变化的一般规律。
- 5. 电子转移方向和数目的表示方法。
- 6. 氧化还原反应方程式的配平。

(二) 碱金属考点

1. 钠的性质。
2. 钠的化合物(氧化钠、过氧化钠、碳酸钠、碳酸氢钠)的性质。
3. 碱金属及其化合物的检验方法。
4. 碱金属等熔沸点变化规律总结。
5. 钠的化合物的俗名。
6. 过氧化钠和碳酸钠的主要用途。
7. 钠及其化合物的相互间转化关系反应图。
8. 有关过氧化钠与水、二氧化碳;过氧化钠与碳酸氢钠共热;氢氧化钠与碳酸氢钠共热;碳酸钠、碳酸氢钠共热的计算。

(4) 物质的量考点

1. 摩尔的基本概念。
2. 物质的量、物质的质量、微粒数、物质的量浓度、反应热之间的相互关系。
3. 气体摩尔体积的概念及阿伏加德罗定律在气体计算中的应用。
4. 以物质的量为中心的一整套计算。
5. 阿伏加德罗常数(N_A)在微粒数、电子转移、晶体结构,化学键数,溶液中溶质粒子等情况下的考察。
6. 物质的量浓度的计算方法和配制实验。

(5) 卤族元素考点

1. 氯气的强氧化性和氯水的性质与作用。
2. 氯气的实验室制法及涉及的问题。
3. 氯化氢的实验室制法及涉及的问题。
4. 盐酸、次氯酸、金属氯化物的基本知识。
5. 卤素单质及其化合物的主要用途。
6. 卤素单质的性质及其递变规律。
7. 卤离子的鉴定方法。
8. 有关过量问题计算的基本规律。

(6) 物质结构 元素周期律 晶体结构考点

1. 原子核的初步知识。
2. 原子核外电子排布的有关规律。
3. 原子的质量数、质子数、中子数之间的相互关系。
4. 三种微粒的质量关系和电性关系。
5. 微粒的电子层结构。
6. 同位素的概念及表示方法。
7. 元素周期律的实质与元素周期表的组成及结构。
8. 离子化合物与共价化合物电子式的书写。
9. 原子半径和离子半径的比较规律。
10. 化学键的类型与晶体类型的判断方法。
11. 分子极性及其判断方法。
12. 三大晶体的性质比较及性质递变规律。
13. 氢键对物质性质(熔沸点、溶解度、水的密度)影响。
14. 根据粒子的空间排列推断化学式。
15. 重要晶体的空间结构(氯化钠、氯化铯,干冰,金刚石,石墨、 SiO_2)及信息迁移试题。

(7) 硫和硫的化合物考点

1. 氧族元素的有关规律。
2. 硫的性质与用途。
3. 臭氧、过氧化氢的性质和用途
4. 硫化氢的性质和实验室制法题。
5. 二氧化硫的性质(酸性氧化物、氧化性、还原性、漂白性),检验及实验室制法。
6. 浓硫酸的物理性质、三大特性对应反应与现象及 SO_4^{2-} 的检验。
7. 硫酸盐的俗名、化学式、性质与用途。
8. 工业制硫酸的基本原理。
9. 单质硫及其化合物的相互间的转化关系反应图。
10. 多步反应的计算原理和方法。

(8) 碳族元素 无机非金属材料

1. 碳族元素的有关规律,碳的化学性质。
2. 硅及其重要化合物的性质晶体硅与金刚石的异同点,二氧化硅与二氧化碳的异同点。
3. 硅酸盐工业的有关知识。
4. 碳、硅及其化合物的转化关系反应图。

(9) 氮族元素

1. 氮族元素的有关规律。
2. 氮气的性质及用途。
3. 氨的性质。
4. 氨水的性质及浓度计算规律。
5. 铵盐的基本性质。
6. 硝酸的性质，硝酸的制法。
7. 氮族元素物质间的相互转化关系反应图。
8. 磷和磷酸的性质。
9. 有关 NO , NO_2 , O_2 混合后溶于水及 NO , NO_2 与 NaOH 反应的有关计算规律。
10. 有关 N_2 与镁反应； NH_3 与 O_2 ； NH_3 与 NO 、 NO_2 、 Cl_2 ； HNO_3 与金属（铁、铜）或非金属的相关计算。
11. 多步反应计算的有关规律。
12. 磷酸和氢氧化钠溶液、磷酸盐和酸、磷酸氢盐碱或酸反应的有关情况。
13. 有关合成 NH_3 ； NH_3 的催化氧化；碳酸铵、碳酸氢铵分解；证明 NO 的实验考察。

(10) 化学平衡考点

1. 化学反应速率的概念和表示方法及理解化学反应速率与化学平衡的移动的关系
2. 化学平衡的概念（可逆反应）化学平衡态的判断。
3. 等效平衡。
4. 化学平衡的移动方向与结果的关系（勒夏特列原理的理解）。
5. 化学平衡的相关图象与极值问题。
6. 合成氨工业原理。
7. 有关化学平衡的计算（三行式，极值法，差量法，守恒法等）。

(11) 电解质溶液考点

1. 强电解质和弱电解质的概念及判断方法。
2. 电离方程式的书写，电离程度与电离平衡移动的关系。
3. 水的电离（水的离子积，水电离出的 H^+ 与 OH^- ）与酸、碱、水解的盐溶液间关系及有关 pH 计算的基本规律。
4. 盐类水解的实质和水解规律及其应用，各种水解方程式的书写。
5. 有关溶液中离子浓度的比较
6. 酸碱中和滴定原理及应注意的有关问题。

(12) 镁、铝考点

1. 金属通论。
2. 镁和铝的重要性质（镁和氮气、二氧化碳、氯化铵溶液的反应，铝和 NaOH 、铝热反应等）与制备方法。
3. 镁和铝的重要化合物的性质。
4. 铝、氢氧化铝等既可与酸又可与碱反应的物质的规律总结。
5. 镁与铝及其化合物的相互转化关系反应图。
6. 有关氢氧化铝的图象分析与计算。

(13) 铁考点

1. 铁和铁的化合物性质与用途。
2. 氢氧化亚铁的制备实验。
3. Fe^{2+} , Fe^{3+} 的检验。
4. 铁三角及其转化关系。
5. 常见阴阳离子的检验方法以及检验时应注意的问题。
6. FeSO_4 , FeCl_2 等保存、蒸干的变化。在空气中久置会变质的物质小结归纳。
7. 铁及其主要化合物相互转化关系反应图。
8. 与铁有关反应顺序问题的计算（铁、铜与 HNO_3 反应是热点）。

(14) 电化学

1. 有关原电池、电解池的工作原理。
2. 原电池、电解池的构成条件。
3. 电极方程式的书写（情况较复杂）。
4. 金属的腐蚀和防护方法的知识及常见电池原理。
5. 电解和电镀的基本原理及应用。
6. 氯碱工业的有关问题。

(十四) 分散系

1. 几种分散系的比较。
2. 胶体的性质及应用。
3. 胶体净化方法。
4. 溶液中的有关 s 、 c 、 ω ；结晶水合物析出的计算。

(5) 反应热

1. 反应热，燃烧热，中和热的概念理解。
2. 热化学方程式的书写与反应热的相关计算。
3. 中和热测定的实验考察。

(6) 烃考点

1. 有机物的概念及有机物和无机物的主要区别。
2. 甲烷制法、性质、用途。
3. 烷烃、同系物概念及归类总结。
4. 乙烯的性质、用途。
5. 烯烃的性质及归类。
6. 烃的化学性质及鉴别方法。
7. 烃的系统命名方法。
7. 同分异构体的书写规律。
9. 乙炔、炔烃的性质及归类。
10. 苯、芳香烃的性质及归类。
11. 石油和石油产品的有关概念。
12. 煤和煤的综合利用的基本知识。
13. 甲烷、乙烯、乙炔、苯的结构比较。
14. 甲烷、乙烯、乙炔、溴苯的实验室制法。
15. 烃的分子式的推断方法。

(十七) 烃的衍生物考点

1. 乙醇的性质、用途。
2. 苯酚的性质。
3. 醛的性质、制法。
4. 乙酸的性质、用途。
5. 酯的性质。
6. 油脂的有关概念。
7. 烃的衍生物的结构特点、特征反应。
8. 有机物的基本反应类型。
9. 有机物的合成规律。
10. 烃的衍生物的化学式的推断方法。
11. 关于烃和烃和衍生物燃烧问题的规律。
12. 酯化反应的原理。

(十八) 糖类 蛋白质考点

1. 单糖的概念。
2. 二糖的概念及性质。
3. 多糖的基本知识。
4. 蛋白质的性质。
5. 葡萄糖和果糖的结构、性质比较。
6. 蔗糖和麦芽糖的结构，性质比较。