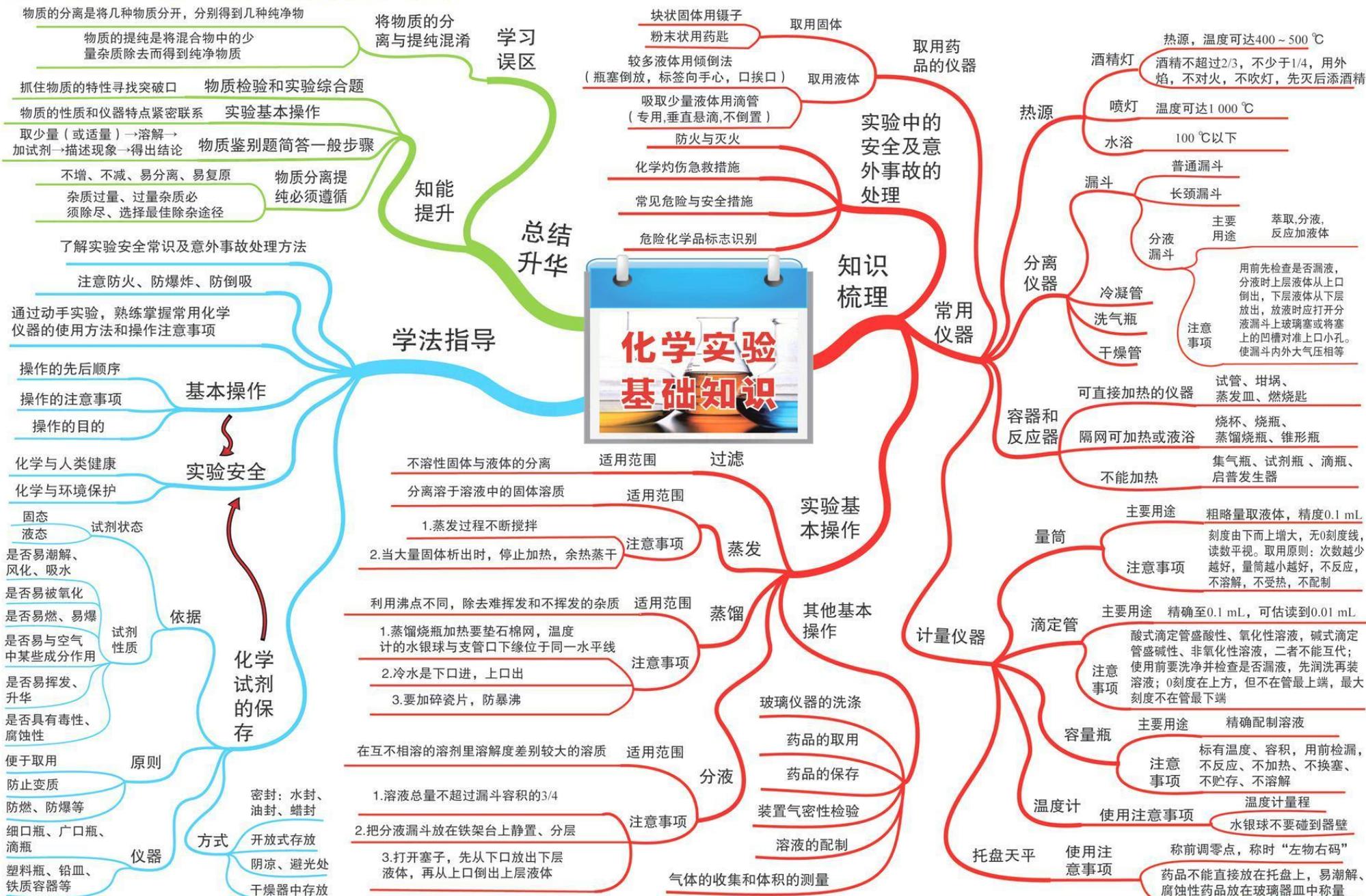


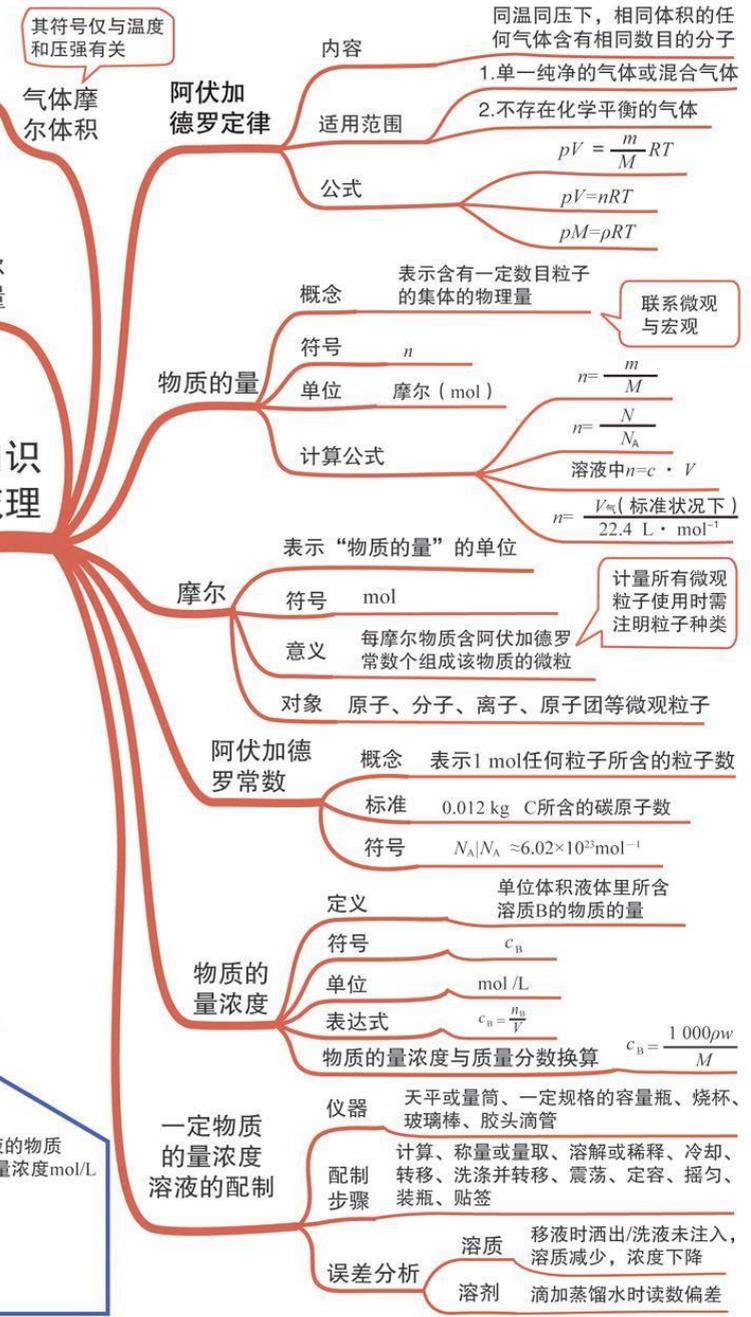
第一章 从实验学化学 第一节 化学实验基础知识



第一章 从实验学化学 第二节 化学计量在实验中的应用

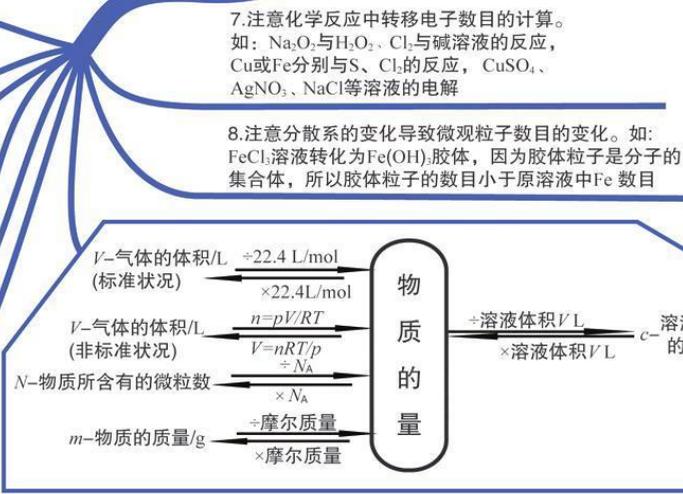


知识梳理



总结升华

学法指导



- 注意标准状况下物质的聚集状态, 如在标准状况下水是液态或固态, SO_2 为固态, 碳原子数大于4的烃类为液态或固态等
- 注意气体体积是否在标准状态下, 如11.2 L H_2 的分子数未必是 $0.5N_A$
- 注意物质的组成, 如 Ne 、 O_3 、 C_2H_2 等物质分子中的原子个数, Na_2O_2 中阴阳离子个数比等
- 注意弱电解质的电离及某些离子的溶解, 如1 mol CH_3COOH 溶液中的 CH_3COO^- 物质的量小于1 mol; 1 mol FeCl_3 溶于水时, 由于 Fe^{3+} 的水解, 溶液中 Fe^{3+} 的物质的量小于1 mol
- 注意特殊物质摩尔质量或分子中的中子数目: T_2O 、 $^{18}\text{O}_2$
- 注意常见的可逆反应, 1 mol N_2 和3 mol H_2 反应实际生产中得不到2 mol NH_3 (因其为可逆反应)

第二章 化学物质及其变化 第一节 物质的组成、性质和分类

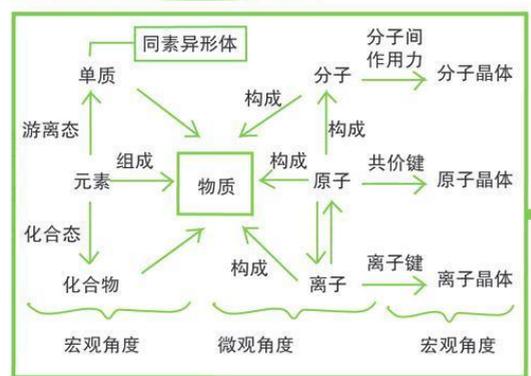
易写错的化学用语

常见物质的电子式
 酸式盐的电离方程式
 热化学方程式的状态、数据与化学计量数的对应问题

易混淆的概念

石碳酸不是酸，纯碱不是碱
 酸性氧化物不一定是非金属氧化物，非金属氧化物不一定是酸性氧化物
 碱性氧化物一定是金属氧化物，金属氧化物不一定是碱性氧化物
 金属钝化不是物理变化而是化学变化，焰色反应不是化学变化而是物理变化

学习误区



知能提升

基本概念 的考查

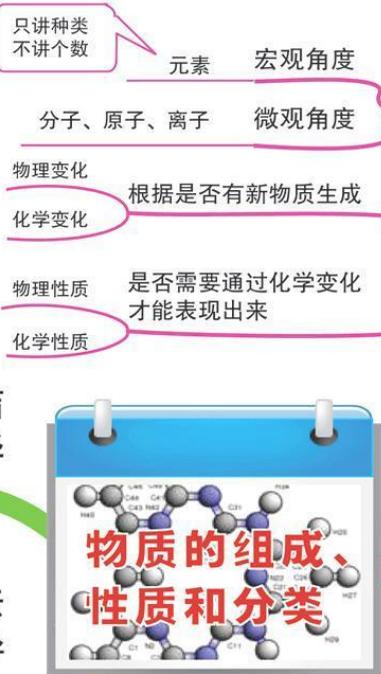
知道分子、原子、离子、元素等概念的含义及表示方法
 知道物理变化、化学变化和物理性质、化学性质
 正确地对无机物进行分类，尤其能分辨酸、碱、盐、氧化物
 能从不同的角度区分化学反应类型
 区分溶液、浊液、胶体，了解胶体的性质
 判断同位素、同素异形体、同分异构体、同系物

化学用语的书写

熟记并正确书写常见元素的名称和符号
 正确书写常见的电子式、结构示意图、化学式、分子式、结构式和结构简式
 理解化合价的概念和原则，根据化合价正确书写化学式或根据化学式求出化合价
 知道质量守恒定律的含义。正确书写化学方程式、热化学方程式、离子方程式、电极反应式

总结 升华

学法 指导



物质的组成

宏观角度：元素
 微观角度：分子、原子、离子

物质的变化

根据是否有新物质生成
 物理变化
 化学变化

物质的性质

是否需要通过化学变化才能表现出来
 物理性质
 化学性质

化学用语

表示构成物质的微粒：元素符号、微粒结构示意图、电子式
 表示物质组成或结构：化学式、分子式、最简式、结构式、结构简式
 表示物质变化：化学方程式、电离方程式、离子方程式、热化学方程式、电极反应式

按化学键分类

离子化合物：强碱、大多数盐、活泼金属氧化物
 共价化合物：酸、酸酐、非金属氢化物

按是否电离分类

电解质：强酸、强碱、大多数盐、活泼金属氧化物
 弱电解质：弱酸、弱碱、水
 非电解质：多数有机化合物、非金属氧化物、氨气

物质的组成

物质的变化

物质的性质

知识 梳理

物质的 分类

按组成 性质分类

按化学键 分类

按是否 电离分类

溶液

组成：溶质、被溶解物质、溶剂、能溶解其他物质的物质
 溶解度 S：一定温度下 100 g 溶剂形成饱和溶液中所含溶质的质量 (单位: g)

浊液

悬浊液
 乳浊液

混合物

概念：均一、稳定分散剂
 分类：气溶胶 (如烟、雾)、液溶胶 (如氢氧化铁胶体)、固溶胶 (如烟、水晶)

胶体

性质：某些条件下聚沉 (加热、加反电荷、胶体等)
 电泳：胶粒吸附离子而带电，外加电场作用下定向运动
 布朗运动：胶粒不停地做无规则运动
 丁达尔效应：一束光通过胶体产生“光路”

稳定原因

同种电荷，相互排斥，不易聚沉

制备与提纯

水解法：Fe(OH)₃ 胶体的制备：向沸水中滴加饱和 FeCl₃ 溶液，震荡加热形成透明红褐色体系
 渗析法：常用于分离、提纯胶体

原理

原理：胶体颗粒不能透过半透膜；离子、小分子可透过半透膜

同种元素

单质：金属、非金属

纯净物

化合物：无机化合物 (氧化物、酸、碱、盐)、有机化合物

第二章 化学物质及其变化 第二节 离子反应



离子反应

知识梳理

基础

水溶液中或熔融状态下可导电的化合物

电解质

(强酸、强碱、大多数盐) 水溶液中完全电离 强电解质

(弱酸、弱碱、少数盐) 水溶液中部分电离 弱电解质

非电解质

(非金属氧化物、有机物) 水溶液中及熔融状态下均不导电的化合物

CO₂、NH₃等与水反应产物可导电，但本身不导电，是非电解质

单质与混合物既不是电解质也不是非电解质。电解质强弱与溶解性及导电性无关。

常见可生成沉淀的离子

阳离子	阴离子
Ca ²⁺	CO ₃ ²⁻ 、SO ₃ ²⁻ 、SiO ₃ ²⁻ 、PO ₄ ³⁻
Ba ²⁺	CO ₃ ²⁻ 、SO ₃ ²⁻ 、SiO ₃ ²⁻ 、PO ₄ ³⁻ 、SO ₄ ²⁻
Ag ⁺	Cl ⁻ 、Br ⁻ 、I ⁻ 、S ²⁻ 、OH ⁻ 、CO ₃ ²⁻ 、SO ₃ ²⁻
Cu ²⁺ 、Fe ²⁺ 、Mg ²⁺	S ²⁻ 、OH ⁻ 、CO ₃ ²⁻ 、SO ₃ ²⁻

沉淀

气体

CO₂、H₂、NH₃、SO₂等

难电离物质

弱酸、弱碱、水

络合物

Fe(SCN)₃ (血红色)

双水解

Fe³⁺、Al³⁺与CO₃²⁻、HCO₃⁻、[Al(OH)₄]⁻

氧化还原

MnO₄⁻、ClO⁻、NO₃⁻ (H⁺)与S²⁻、Fe²⁺、I⁻、SO₃²⁻

Fe³⁺与I⁻、S²⁻、HS⁻

酸性溶液中 MnO₄⁻与Cl⁻ ClO⁻与Cl⁻

ClO₃⁻与Cl⁻ S²⁻与SO₃²⁻

书写正确标准：
1.符合客观事实
2.化学式正确
3.符号、条件齐全
4.电荷守恒
5.反应无遗漏
6.符合题设条件

离子方程式的书写

记忆口诀：
强拆弱不拆
删除同离子
保证关系量
正负电荷平

原则

守恒 原子守恒

电荷守恒

符合实际

步骤

写：写出正确的化学方程式

拆：可溶于水的强电解质拆成离子

删：删除等量相同离子，化学计量数最简化

查：检查是否守恒

意义

溶液中化学反应的实质为离子间的反应

可表示所有同一类型反应

离子反应概念

电解质在溶液中进行的离子间的反应

总结升华

知能提升

加强概念的辨析

熟记物质溶解性表，强弱电解质

熟记一些重要的离子方程式

掌握与量有关的离子方程式书写：过量问题处理原则是“以少定多”原则。一定要对应成比例

1.像CO₂、NH₃这些溶于水能导电是因为生成酸或碱电离出离子导电，而自身不能电离，故称为非电解质

2.电解质和非电解质均为化合物，单质和混合物既不是电解质也不是非电解质

3.像一些难溶性盐虽然在水中溶解度不大，但溶于水的全部电离，所以是强电解质

4.电解质溶液的导电性强弱由自由移动的离子的电荷数和浓度决定，与电解质的强弱无关

概念辨析

学习误区

知识缺陷，如：混淆“有色”与“澄清”，不能掌握物质的溶解性，物质间的化学反应

审题不细，如：忽略了题设的限制条件

挖隐不力，如：溶液的酸碱性，一些离子具有强氧化性

思维不全，如：复杂问题需要定性和定量结合

离子共存常见错误

电解质和非电解质

前提是化合物，其次在水溶液或熔融状态能否导电

强电解质和弱电解质

电离程度是否完全

电离和溶液的导电性

导电的实质：自由移动的电荷，导电性强弱与电解质的强弱没有必然联系

概念辨析

离子方程式的正误判断

强拆弱不拆

易溶拆，难溶不拆

微溶物清拆浊不拆

浓盐酸、浓硝酸拆，浓硫酸不拆

物质拆与不拆

两边不平

原子守恒

电荷守恒

电子得失守恒

产物对不对

反应物的用量不同

滴加顺序的不同

学法指导

溶液中离子能否大量共存的判断

三种特殊情况

HCO₃⁻与AlO₂⁻不能大量共存

H⁺与NO₃⁻组合具有强氧化性，可将Fe²⁺、I⁻等还原性离子氧化

HCO₃⁻与Mg²⁺、NH₄⁺虽然能水解但总的水解程度不大，能大量存在

三特

一色：记住有颜色的离子

二性：溶液的酸碱性

即发生四类反应的离子不能大量共存

四反应

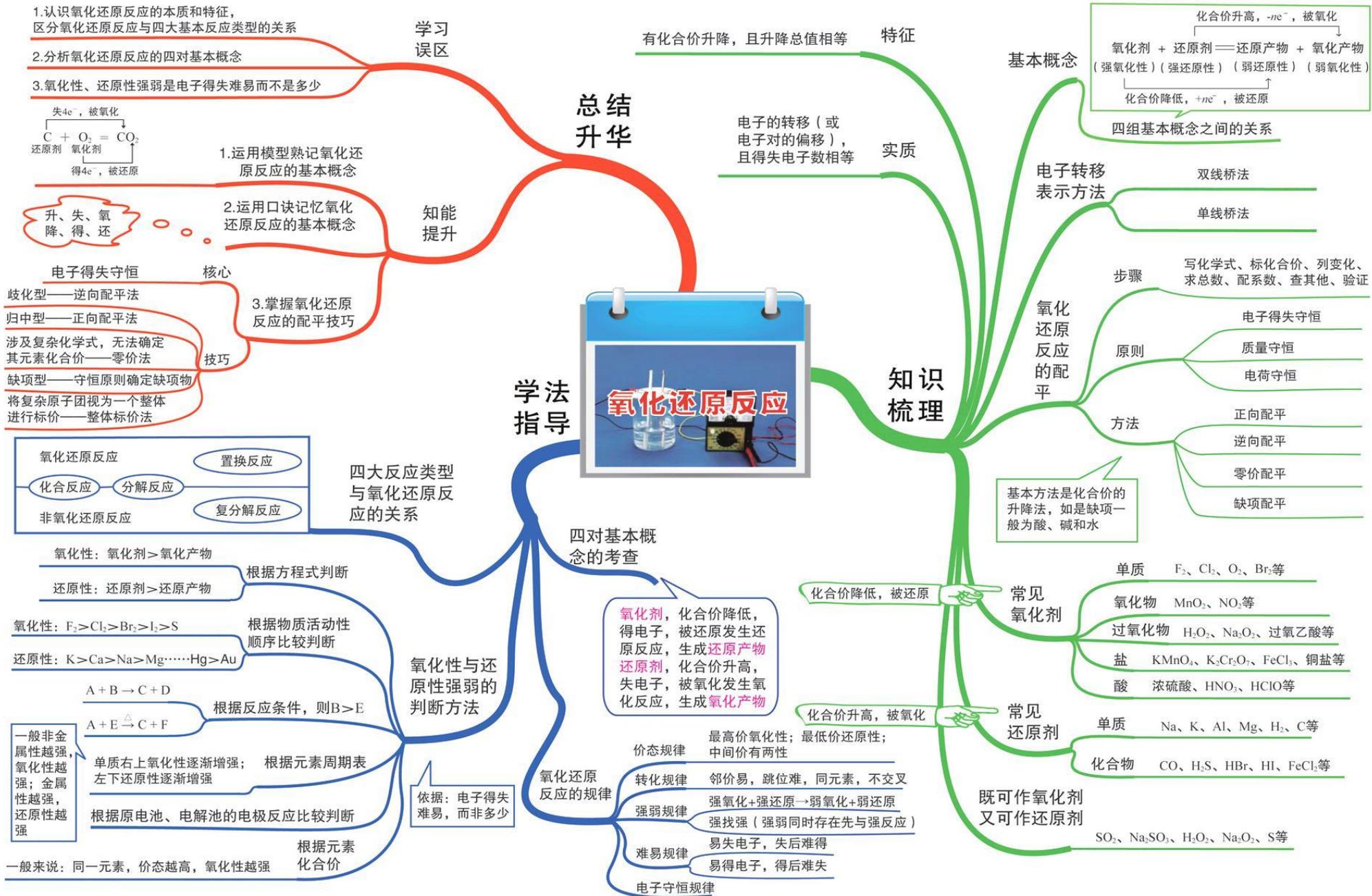
复分解反应

氧化还原反应

双水解反应

络合反应

第二章 化学物质及其变化 第三节 氧化还原反应



第三章 金属及其化合物 第一节 钠及其化合物



知识梳理

钠的存放和取用

保存在煤油或石蜡油中
镊子夹取，煤油吸干，用小刀切割，不可用手直接接触

物理性质

- 银白色金属光泽
- 密度小于水
- 质软（小刀可切）
- 熔沸点低
- 延展性好
- 导电、导热性好

浮：Na在水面上
熔：熔成小球
游：在水面游动
响：发出嘶嘶响声
红：加入酚酞变红

化学性质

- 与O₂反应**
在空气中逐渐氧化，变白：
 $4Na + O_2 = 2Na_2O$
现象：剧烈燃烧，产生黄色火焰，生成淡黄色固体
方程式： $2Na + O_2 \xrightarrow{\Delta} Na_2O_2$
- 与H₂O反应**
现象：浮、熔、游、响、红
方程式： $2Na + 2H_2O = H_2\uparrow + 2NaOH$
- 与溶液反应**
酸：先与酸反应，再与水反应
其他：先与水反应

钠的重要化合物

名称	氧化钠	过氧化钠
化学式	Na ₂ O	Na ₂ O ₂
电子式	Na ⁺ [:O:] ²⁻ Na ⁺	Na ⁺ [:O:O:] ²⁻ Na ⁺
氧元素化合价	-2价	-1价
结构	存在O ²⁻	存在O ₂ ²⁻
属类	碱性氧化物	过氧化物
生成条件	常温下缓慢氧化	燃烧或加热
性质	色、态	白色固体
	热稳定性	不稳定
	与CO ₂ 反应	Na ₂ O + CO ₂ = Na ₂ CO ₃
	与水反应	Na ₂ O + H ₂ O = 2NaOH
与盐酸反应	Na ₂ O + 2HCl = 2NaCl + H ₂ O	

碱金属

相似性
最外层电子均为一
银白色金属光泽
较强的还原性

递变性
由锂到铯原子半径逐渐增大
由锂到铯熔点逐渐降低
由锂到铯还原性逐渐增强

焰色反应
钠、钾等元素的特殊焰色反应
焰色反应的实验操作

盐

表示	名称	碳酸钠	碳酸氢钠
	化学式	Na ₂ CO ₃	NaHCO ₃
	俗称	苏打、纯碱	小苏打
物理性质	色态	白色粉末	白色晶体
	溶解性	易溶于水	能溶于水
化学性质	与盐酸反应	Na ₂ CO ₃ + 2HCl = 2NaCl + H ₂ O + CO ₂ ↑	NaHCO ₃ + HCl = NaCl + H ₂ O + CO ₂ ↑
	热稳定性	很稳定	受热分解：2NaHCO ₃ = Na ₂ CO ₃ + H ₂ O + CO ₂ ↑
	与NaOH反应	不反应	NaHCO ₃ + NaOH = Na ₂ CO ₃ + H ₂ O
	相互转化	Na ₂ CO ₃ + H ₂ O + CO ₂ = 2NaHCO ₃	NaHCO ₃ + NaOH = Na ₂ CO ₃ + H ₂ O 2NaHCO ₃ = Na ₂ CO ₃ + H ₂ O + CO ₂ ↑

水化物 (NaOH)

物理性质
白色固体、易潮解、易溶于水、强腐蚀性
保存：长期：塑料瓶中；短期：玻璃瓶中，用橡胶塞

化学性质

- 与酸反应：NaOH + HCl = NaCl + H₂O
- 与酸性氧化物（如CO₂、SO₂、SO₃、SiO₂、P₂O₅）反应：
2NaOH + CO₂(少量) = Na₂CO₃ + H₂O
NaOH + CO₂(过量) = NaHCO₃
- 与盐类（NH₄⁺、Cu²⁺、HCO₃⁻、H₂PO₄⁻、HSO₃⁻）反应：
2NaOH + SiO₂ = Na₂SiO₃ + H₂O
NH₄Cl + NaOH = NH₃↑ + H₂O + NaCl
- 与金属单质反应：2Al + 2NaOH + 2H₂O = 2NaAlO₂ + 3H₂↑
- 与非金属单质反应：Cl₂ + 2NaOH = NaCl + NaClO + H₂O
- 与两性物质[如Al₂O₃、ZnO、Al(OH)₃、Zn(OH)₂]反应：Al₂O₃ + 2NaOH = 2NaAlO₂ + H₂O

总结升华

学习误区

碳酸钠的溶解度应大于碳酸氢钠的溶解度
过氧化钠与水、二氧化碳反应时是自身的氧化还原反应
钠与酸溶液反应时应先与酸反应，剩余的再与水反应

知能提升

侯氏制碱法
原料：氨气、二氧化碳、氯化钠
优点：食盐利用率高，生产流程短，成本低，污染小
原理：利用碳酸氢钠的溶解度相对较小易于结晶析出

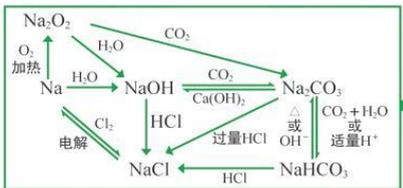
实验现象	原因
浮	钠的密度小于水
熔	反应放热，且钠的熔点低
游	与水反应生成气体
响	反应放热使周围水迅速汽化
红	反应生成碱性的物质

钠与水反应的现象及原因

钠与水及溶液反应的实质
钠与水反应的实质：与水电离出的氢离子反应
钠与酸溶液反应的实质：先与酸反应，再与水反应
钠与碱溶液反应的实质：只与水反应
钠与盐溶液反应的实质：先与水反应，再考虑NaOH与盐的反应

学法指导

Na及其化合物间的转化



NaOH与CO₂反应产物判断

$\frac{n(\text{NaOH})}{n(\text{CO}_2)}$	产物
≤ 1	NaHCO ₃
(1,2)	NaHCO ₃ 、H ₂ O、Na ₂ CO ₃
≥ 2	Na ₂ CO ₃ 、H ₂ O

关于Na₂CO₃、NaHCO₃及与HCl反应现象

方法	Na ₂ CO ₃	NaHCO ₃
加热固体	无现象	产生CO ₂ 后质量减小
加CaCl ₂ 溶液	有白色沉淀	无现象

鉴别Na₂CO₃与NaHCO₃

	Na ₂ CO ₃	NaHCO ₃
与HCl反应放CO ₂ 速度	慢，生成CO ₂ 需两步	快，仅需一步
HCl滴入两者混合物	先反应，生成HCO ₃ ⁻	后反应，生成CO ₂

HCl与Na₂CO₃互滴

HCl滴入Na₂CO₃：开始H⁺少，先生成HCO₃⁻，无现象，随着H⁺增多，CO₂气体生成，有气泡

Na₂CO₃滴入HCl：H⁺足量，直接生成CO₂，产生气泡

第三章 金属及其化合物 第二节 镁、铝及其化合物

总结升华

Al³⁺与碱反应时沉淀先增多后减少

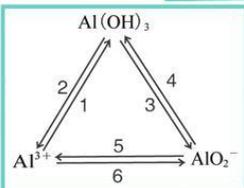
氢氧化铝制取时应用可溶性的铝盐与氨水反应

氧化铝的两性及应用

铝与酸和碱的反应

学习误区

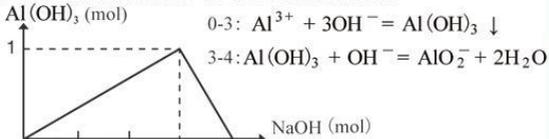
“铝三角”中相互转化关系



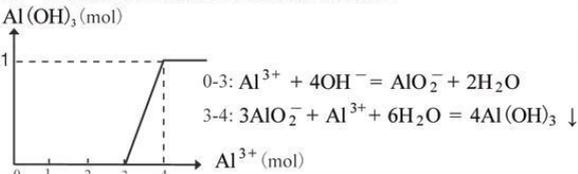
- Al³⁺ + 3NH₃·H₂O = Al(OH)₃↓ + 3NH₄⁺
或者 Al³⁺ + 3OH⁻ = Al(OH)₃↓
- Al(OH)₃ + 3H⁺ = Al³⁺ + 3H₂O
- Al(OH)₃ + OH⁻ = AlO₂⁻ + 2H₂O
- AlO₂⁻ + H⁺ + H₂O = Al(OH)₃↓
- AlO₂⁻ + 4H⁺ = Al³⁺ + 2H₂O
- Al³⁺ + 4OH⁻ = AlO₂⁻ + 2H₂O
另外 3AlO₂⁻ + Al³⁺ + 6H₂O = 4Al(OH)₃↓
(水解相互促进)

Al³⁺、AlO₂⁻、Al(OH)₃之间相互转化的图像

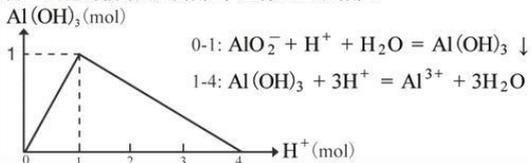
向一定量的氯化铝溶液中逐滴加氢氧化钠溶液:



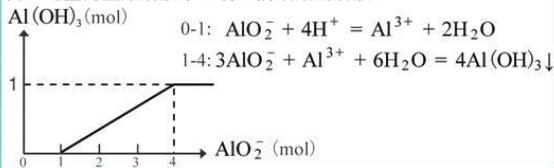
向一定量的氢氧化钠溶液中逐滴加氯化铝溶液:



向一定量的偏铝酸钠溶液中逐滴加盐酸溶液:



向一定量的盐酸溶液中逐滴加偏铝酸钠溶液:



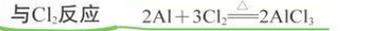
知识梳理

银白色金属光泽，固体
导电、导热性好
硬度小
延展性良好

物理性质

铝的特性

钝化 遇冷的浓硫酸、浓硝酸发生钝化



化学性质

镁、铝

镁、铝的氧化物

物理性质



化学性质



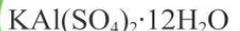
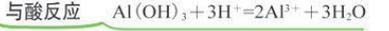
应用

镁、铝的氢氧化物

物理性质

热稳定性 熔点高、受热不易分解

化学性质



化学性质

物理性质

净水原理

复盐

应用

镁、铝及其化合物

金属的通性

铝的特性——与碱反应

镁、铝混合物成分的计算

酸碱反应放出的氢气的计算

化学性质

化学反应计算

镁、铝的性质

铝的钝化

Al₂O₃ 相关计算

Al(OH)₃ 的制备和计算

产物的判断



离子方程式的书写

铝热反应及其应用

化学反应计算

方程式的书写

钝化的概念

铝在空气中易发生氧化，形成致密氧化膜

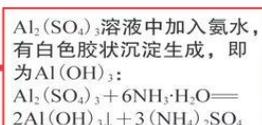
钝化的应用

防腐

与酸、碱的反应的计算

Al₂O₃和Al的混合物的计算

制备



与强酸反应的计算

与强碱反应的计算

学法指导

第三章 金属及其化合物 第三节 铁及其化合物

学习误区

设硝酸与铁的物质的量之比为 n

- $0 < n \leq 8/3$, 产物为 NO 、 Fe^{2+}
- $8/3 < n < 4$, 产物为 NO 、 Fe^{2+} 、 Fe^{3+}
- $n \geq 4$, 产物为 Fe^{3+} 、 NO

常温下铁与稀硝酸反应, 用量不同, 产物不同

常温下铁遇浓硫酸和浓硝酸会发生钝化现象

铁在氧气中燃烧、铁在高温下与水蒸气反应生成的是四氧化三铁

纯净干燥的铁与空气中的氧气难反应, 铁有一定的抗腐蚀性, 但钢铁(含碳等杂质)在潮湿的空气中易发生电化学腐蚀

铁在合成氨和苯的溴代反应中可作催化剂

常温下: $\text{Fe}^{3+} + 3\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Fe}(\text{OH})_3 + 3\text{H}^+$

沸水中: $\text{Fe}^{3+} + 3\text{H}_2\text{O} (\text{沸水}) = 3\text{H}^+ + \text{Fe}(\text{OH})_3 (\text{胶体})$

铁的三种氧化物在高温下均能与还原剂 CO 、 C 、 H_2 等反应, 还原生成 Fe , “铝热反应”尤其更应引起高度关注

总结升华

氧化剂的强弱区分

强氧化剂: 氯气、硝酸、浓硫酸等

弱氧化剂: 碘、硫、铁离子、铜离子等

铁盐与亚铁盐

Fe^{2+} 盐

- 与碱反应: $\text{Fe}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Fe}(\text{OH})_2 \downarrow$
- 还原性: $\text{Fe}^{2+} + 2\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} = \text{Fe}(\text{OH})_2 \downarrow + 2\text{NH}_4^+$
- 氧化性: $2\text{FeCl}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{FeCl}_3$
- 氧化性: $\text{FeCl}_2 + \text{Zn} = \text{Fe} + \text{ZnCl}_2$
- 氧化性: $2\text{FeCl}_3 + \text{Fe} = 3\text{FeCl}_2$
- 氧化性: $2\text{FeCl}_3 + \text{Cu} = 2\text{FeCl}_2 + \text{CuCl}_2$

Fe^{3+} 盐

- 与碱反应: $\text{Fe}^{3+} + 3\text{OH}^- = \text{Fe}(\text{OH})_3 \downarrow$
- 净水原理: $\text{Fe}^{3+} + 3\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Fe}(\text{OH})_3 \downarrow + 3\text{H}^+$ (胶体)

知识梳理

铁的氢氧化物

- $\text{Fe}(\text{OH})_2$: 制备, 物理性质, 化学性质
- $\text{Fe}(\text{OH})_3$: 制备, 物理性质, 化学性质

铁

- 物理性质: 存在, 位置、结构
- 化学性质: 与酸反应, 与水反应, 与非金属反应, 与盐反应

铁的氧化物

- 氧化铁: 俗名, 颜色、状态, 化学性质
- 四氧化三铁: 俗名, 颜色、状态, 化学性质
- 氧化亚铁: 颜色、状态, 化学性质

铁及其化合物

铁盐与亚铁盐

$\text{Fe}^{3+} > \text{Cu}^{2+} > \text{Fe}^{2+}$

FeCl_2 溶液中加入少量铁屑, 防止生成 Fe^{3+}



铁的氧化物比较

铁的氧化物	FeO	Fe_2O_3	Fe_3O_4
俗称	—	铁红	磁性氧化铁
色、态	黑色粉末	红棕色粉末	黑色晶体
铁的价态	+2	+3	+2、+3
水溶性	难溶于水		
稳定性	不稳定 $6\text{FeO} + \text{O}_2 = 2\text{Fe}_3\text{O}_4$	稳定	稳定
与酸的反应	$\text{FeO} + 2\text{H}^+ = \text{Fe}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$	$\text{Fe}_2\text{O}_3 + 6\text{H}^+ = 2\text{Fe}^{3+} + 3\text{H}_2\text{O}$	$\text{Fe}_3\text{O}_4 + 8\text{H}^+ = 2\text{Fe}^{2+} + 2\text{Fe}^{3+} + 4\text{H}_2\text{O}$
与CO的反应	$\text{Fe}_x\text{O}_y + y\text{CO} \xrightarrow{\text{高温}} x\text{Fe} + y\text{CO}_2$		
制取	高温熔融, 过量的铁与氧气反应 $2\text{Fe} + \text{O}_2 \xrightarrow{\text{高温}} 2\text{FeO}$	$\text{Fe}(\text{OH})_3$ 的分解 $2\text{Fe}(\text{OH})_3 \xrightarrow{\Delta} \text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$	铁在氧气中燃烧 $3\text{Fe} + 2\text{O}_2 \xrightarrow{\text{点燃}} \text{Fe}_3\text{O}_4$

铁的氢氧化物

铁离子和亚铁离子的检验

- Fe^{2+}**
 - 方法一: 滴加 KSCN 溶液, 无明显现象, 再滴加新制氯水, 溶液立即变红色
 - 方法二: 滴加 NaOH 溶液, 生成白色絮状沉淀, 该沉淀迅速变为灰绿色, 最后变为红褐色
- Fe^{3+}**
 - 方法一: 滴加 KSCN 溶液或 NH_4SCN 溶液, 溶液立即变为血红色
 - 方法二: 滴加 NaOH 溶液, 出现红褐色沉淀

不同价态铁的转化

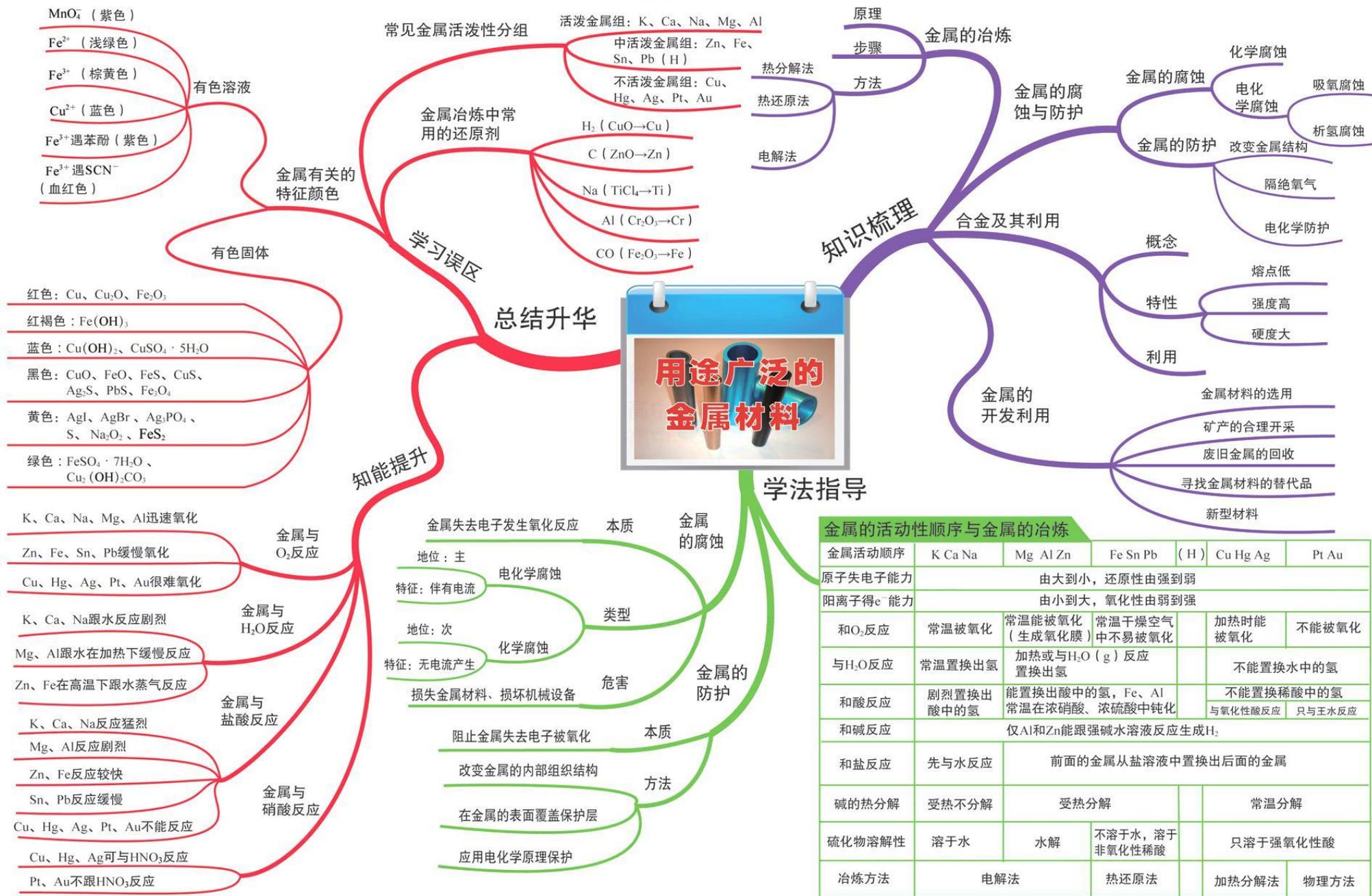
制备

$\text{Fe}(\text{OH})_2$ 极不稳定, 易被氧气氧化: $4\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 4\text{Fe}(\text{OH})_3$

(溶液为浅绿色) HNO_3 、 Cl_2 、 O_2 、 KMnO_4 、 H_2O_2 (溶液为棕黄色)

	$\text{Fe}(\text{OH})_2$	$\text{Fe}(\text{OH})_3$
物理性质	白色, 难溶于水的固体	红褐色, 难溶于水的固体
化学性质	(1) 与非氧化性强酸反应 $\text{Fe}(\text{OH})_2 + 2\text{H}^+ = \text{Fe}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$ (2) 与氧化性酸反应 $3\text{Fe}(\text{OH})_2 + 10\text{HNO}_3 = 3\text{Fe}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} \uparrow + 8\text{H}_2\text{O}$ (3) 放置在空气中被氧化 $4\text{Fe}(\text{OH})_2 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 = 4\text{Fe}(\text{OH})_3$	(1) 与酸反应 $\text{Fe}(\text{OH})_3 + 3\text{H}^+ = \text{Fe}^{3+} + 3\text{H}_2\text{O}$ (2) 受热分解 $2\text{Fe}(\text{OH})_3 \xrightarrow{\Delta} \text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
制备	①煮沸蒸馏水, 赶走溶解的氧气 ②煮沸 NaOH 溶液, 赶走溶解的氧气 ③配制 FeSO_4 溶液, 加少量的还原铁粉 ④用长滴管将 NaOH 溶液送入 FeSO_4 溶液液面以下 $\text{Fe}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Fe}(\text{OH})_2 \downarrow$	将 NaOH 溶液滴入 $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ 溶液中 $\text{Fe}^{3+} + 3\text{OH}^- = \text{Fe}(\text{OH})_3 \downarrow$

第三章 金属及其化合物 第四节 用途广泛的金属材料



第四章 非金属及其化合物 第一节 碳、硅及其化合物

酸性氧化物一般不与酸反应（除氧化还原反应外），而SiO₂却能与氢氟酸反应，但与其他常见酸不反应

非金属氧化物一般是分子晶体（如CO₂、NO₂、SO₂等），而SiO₂却是原子晶体

虽然是硅酸的酸酐，但却不能与水反应生成硅酸，而只能用硅酸盐跟较强酸（HCl、H₂CO₃）制得

H₂CO₃可制H₂SiO₃

非金属单质与强碱反应一般不生成氢气而硅却能

碳的同素异形体

	金刚石	石墨	足球烯
晶体类型	原子晶体	过渡性晶体	分子晶体
微粒间作用力	共价键	层内共价键，层间范德华力	范德华力
熔沸点	很高	很高	低
溶解性	一般不溶	难溶	易溶于有机溶剂
硬度	最大	质软	很小
导电性	不导电	导电	不导电

二氧化碳与二氧化硅

	CO ₂	SiO ₂
电子式	:O::C::O:	/
晶体类型	分子晶体	原子晶体
俗称	干冰（固态时）	硅石、石英、水晶
化学性质	1.酸性氧化物 $CO_2 + H_2O \rightleftharpoons H_2CO_3$ $CO_2 + 2NaOH = Na_2CO_3 + H_2O$ $CO_2 + NaOH = NaHCO_3$ $CO_2 + Na_2CO_3 + H_2O = 2NaHCO_3$ 2.弱氧化性 $C + CO_2 \xrightarrow{高温} 2CO$ $2Mg + CO_2 \xrightarrow{点燃} C + 2MgO$	酸性氧化物 SiO_2 不能与水反应生成H ₂ SiO ₃ $SiO_2 + 2NaOH = Na_2SiO_3 + H_2O$ $SiO_2 + CaO \xrightarrow{高温} CaSiO_3$

硅酸盐工业

	水泥	玻璃	陶瓷
原料	黏土、石灰石	石灰石、纯碱、石英	黏土
原理	复杂的物理、化学变化	$Na_2CO_3 + SiO_2 \xrightarrow{高温} Na_2SiO_3 + CO_2 \uparrow$ $CaCO_3 + SiO_2 \xrightarrow{高温} CaSiO_3 + CO_2 \uparrow$	复杂的物理、化学变化
主要成分	3CaO·SiO ₂ 2CaO·SiO ₂ 3CaO·Al ₂ O ₃	Na ₂ SiO ₃ 、CaSiO ₃ 、SiO ₂	硅酸盐
反应条件	高温	高温	高温
产品主要特性	水硬性	玻璃态物质	抗氧化、抗酸碱腐蚀、耐高温、绝缘、易成型

总结升华 学法指导



知识梳理

硅

结构

原子结构

同素异形体
金刚石
石墨
C₆₀

化学性质

还原性 $C + H_2O(g) \xrightarrow{高温} H_2 + CO$

燃烧 $C + O_2 \xrightarrow{点燃} CO_2$

硅酸盐

物理性质

大部分难溶于水
熔点高

化学性质

与碳酸反应
 $Na_2SiO_3 + CO_2 + H_2O = H_2SiO_3 \downarrow + Na_2CO_3$
与盐酸反应
 $Na_2SiO_3 + 2HCl = H_2SiO_3 \downarrow + 2NaCl$

硅酸(H₂SiO₃)

物理性质

白色胶状
不溶于水
水中可形成胶体

化学性质

弱酸性，能与碱反应： $H_2SiO_3 + 2NaOH = Na_2SiO_3 + 2H_2O$
热稳定性差，受热易分解： $H_2SiO_3 \xrightarrow{\Delta} SiO_2 + H_2O$

二氧化硅(SiO₂)

晶体结构

硬度大
熔点高

物理性质

地壳中含量第二
含量及存在
主要以化合态存在
空间立体网状结构

化学性质

与盐的反应： $SiO_2 + Na_2CO_3 \xrightarrow{高温} Na_2SiO_3 + CO_2 \uparrow$
与碱的反应： $SiO_2 + 2NaOH = Na_2SiO_3 + H_2O$
与CaO的反应： $SiO_2 + CaO \xrightarrow{高温} CaSiO_3$
与碳的反应： $SiO_2 + 2C \xrightarrow{高温} Si + 2CO \uparrow$
与HF的反应： $SiO_2 + 4HF = SiF_4 \uparrow + 2H_2O$

应用

制玻璃、光学仪器、光导纤维等

硅

物理性质

灰黑色金属光泽
硬而脆
熔沸点高
良好半导体材料
制晶体管、光电池

与O₂反应： $Si + O_2 \xrightarrow{\Delta} SiO_2$
与F₂反应： $Si + 2F_2 = SiF_4$
与Cl₂反应： $Si + 2Cl_2 \xrightarrow{高温} SiCl_4$
与氧化物反应： $Si + 2FeO \xrightarrow{高温} SiO_2 + 2Fe$
与HF反应： $Si + 4HF = SiF_4 \uparrow + 2H_2 \uparrow$
与碱溶液反应： $Si + 2NaOH + H_2O = Na_2SiO_3 + 2H_2 \uparrow$

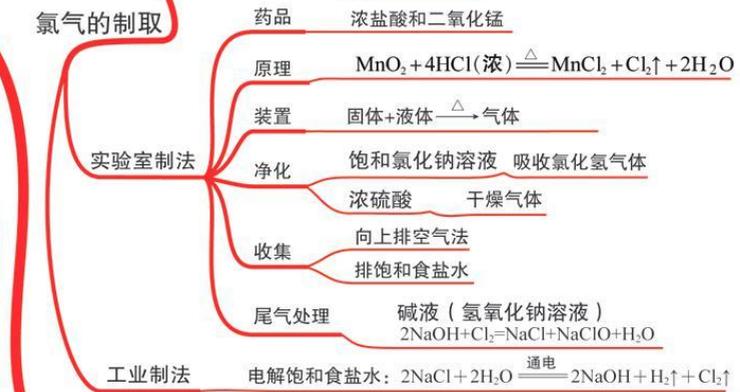
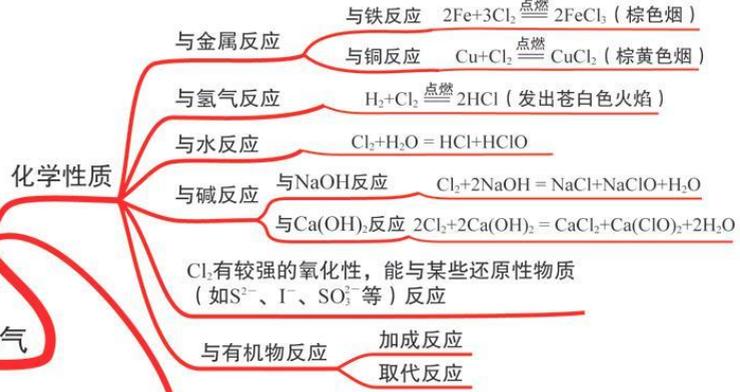
学习误区

试剂瓶瓶塞的选择
盛放碱性物质：橡胶塞
盛放酸性物质：玻璃塞

知识提升

硅酸的制取
可溶性硅酸盐与强酸反应
硅酸盐的改写，各元素原子总个数符合原来组成
硅的还原性比碳弱，但碳在高温下却能从SiO₂中还原出硅
钢化玻璃与普通玻璃成分相同，石英玻璃与普通玻璃成分却不同

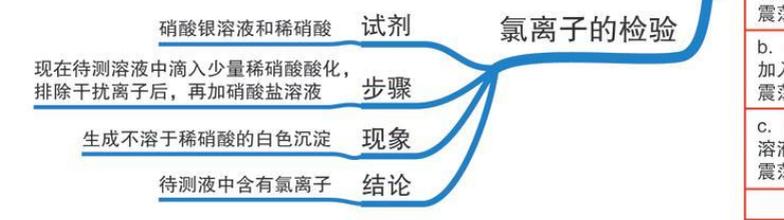
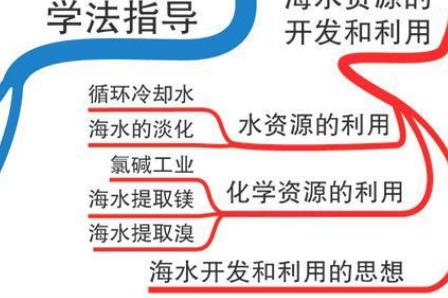
第四章 非金属及其化合物 第二节 氯及其化合物 海水资源的开发和利用



氯水

成分	液氯	新制氯水	久置氯水
成分	Cl ₂	Cl ₂ 、HClO、H ₂ O、H ⁺ 、Cl ⁻ 、ClO ⁻ 、OH ⁻	H ⁺ 、Cl ⁻ 、H ₂ O
分类	纯净物	混合物	混合物
颜色	黄绿色	黄绿色	无色
性质	氧化性	酸性、氧化性、漂白性	酸性

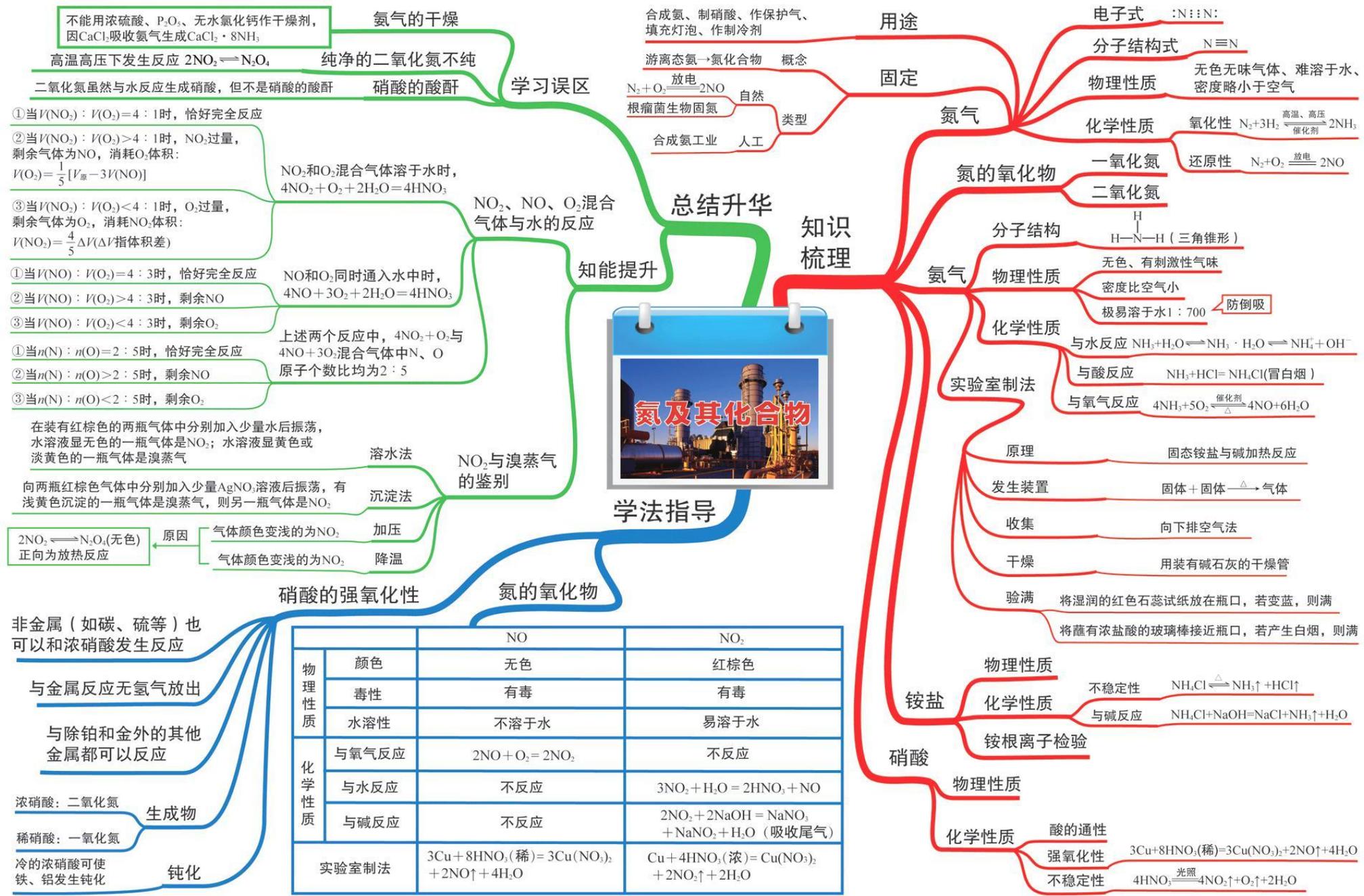
试剂	参与反应的微粒	实验现象	原因
AgNO ₃ 溶液	Cl ⁻	白色沉淀	$\text{Cl}^- + \text{Ag}^+ = \text{AgCl}\downarrow$
Na ₂ CO ₃ 固体	H ⁺	有气泡生成	$2\text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-} = \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$
有色布条	HClO	布条颜色褪去	发生氧化还原反应
FeCl ₂ 溶液	Cl ₂	溶液变为棕黄色	$2\text{Fe}^{2+} + \text{Cl}_2 = 2\text{Fe}^{3+} + 2\text{Cl}^-$
石蕊溶液	HClO、H ⁺	先变红后褪色	氯水的酸性和漂白性
镁粉	H ⁺	有气泡产生，黄绿色褪去	$\text{Mg} + 2\text{H}^+ = \text{Mg}^{2+} + \text{H}_2\uparrow$



实验	现象	化学方程式
a. 将少量新制的饱和氯水加入盛有NaBr溶液的试管，震荡后加CCl ₄ ，震荡，静置	溶液分上下两层，下层呈红棕色	$2\text{NaBr} + \text{Cl}_2 = 2\text{NaCl} + \text{Br}_2$
b. 将少量新制的饱和氯水加入盛有KI溶液的试管，震荡后加CCl ₄ ，震荡，静置	溶液分上下两层，下层呈紫红色	$2\text{KI} + \text{Cl}_2 = 2\text{KCl} + \text{I}_2$
c. 将少量溴水加入盛有KI溶液的试管，震荡后加CCl ₄ ，震荡，静置	溶液分上下两层，下层呈紫红色	$2\text{KI} + \text{Br}_2 = 2\text{KBr} + \text{I}_2$
结论	随着核电荷数的增加，卤素单质的氧化性逐渐减弱	

条件	化学方程式	产物稳定性
F ₂	暗处 $\text{H}_2 + \text{F}_2 = 2\text{HF}$	很稳定
Cl ₂	光照或点燃 $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \xrightarrow{\text{光照或点燃}} 2\text{HCl}$	较稳定
Br ₂	加热 $\text{H}_2 + \text{Br}_2 \xrightarrow{\Delta} 2\text{HBr}$	稳定性差
I ₂	不断加热 $\text{H}_2 + \text{I}_2 \xrightarrow{\Delta} 2\text{HI}$	不稳定
结论	随着核电荷数的增加，与H ₂ 反应剧烈程度逐渐减弱，生成HX稳定性逐渐减弱	

第四章 非金属及其化合物 第三节 氮及其化合物



		NO	NO ₂
物理性质	颜色	无色	红棕色
	毒性	有毒	有毒
	水溶性	不溶于水	易溶于水
化学性质	与氧气反应	2NO + O ₂ = 2NO ₂	不反应
	与水反应	不反应	3NO ₂ + H ₂ O = 2HNO ₃ + NO
	与碱反应	不反应	2NO ₂ + 2NaOH = NaNO ₃ + NaNO ₂ + H ₂ O (吸收尾气)
实验室制法	3Cu + 8HNO ₃ (稀) = 3Cu(NO ₃) ₂ + 2NO↑ + 4H ₂ O	Cu + 4HNO ₃ (浓) = Cu(NO ₃) ₂ + 2NO ₂ ↑ + 2H ₂ O	

硝酸的强氧化性

非金属(如碳、硫等)也可以和浓硝酸发生反应

与金属反应无氢气放出

与除铂和金外的其他金属都可以反应

生成物

浓硝酸: 二氧化氮

稀硝酸: 一氧化氮

冷的浓硝酸可使铁、铝发生钝化

NO₂与溴蒸气的鉴别

溶于水法: 在装有红棕色的两瓶气体中分别加入少量水后振荡, 水溶液显无色的一瓶气体是NO₂; 水溶液显黄色或淡黄色的一瓶气体是溴蒸气

沉淀法: 向两瓶红棕色气体中分别加入少量AgNO₃溶液后振荡, 有浅黄色沉淀的一瓶气体是溴蒸气, 则另一瓶气体是NO₂

加压: 气体颜色变浅的为NO₂

降温: 气体颜色变浅的为NO₂

原因: 2NO₂ ⇌ N₂O₄(无色) 正向为放热反应

NO₂、NO、O₂混合气体与水的反应

①当V(NO₂):V(O₂)=4:1时, 恰好完全反应

②当V(NO₂):V(O₂)>4:1时, NO₂过量, 剩余气体为NO, 消耗O₂体积: V(O₂) = 1/5 [V_混 - 3V(NO)]

③当V(NO₂):V(O₂)<4:1时, O₂过量, 剩余气体为O₂, 消耗NO₂体积: V(NO₂) = 4/5 ΔV (ΔV指体积差)

NO₂和O₂混合气体溶于水时, 4NO₂ + O₂ + 2H₂O = 4HNO₃

NO和O₂同时通入水中时, 4NO + 3O₂ + 2H₂O = 4HNO₃

①当V(NO):V(O₂)=4:3时, 恰好完全反应

②当V(NO):V(O₂)>4:3时, 剩余NO

③当V(NO):V(O₂)<4:3时, 剩余O₂

上述两个反应中, 4NO₂ + O₂与4NO + 3O₂混合气体中N、O原子个数比均为2:5

①当n(N):n(O)=2:5时, 恰好完全反应

②当n(N):n(O)>2:5时, 剩余NO

③当n(N):n(O)<2:5时, 剩余O₂

学习误区

不能用浓硫酸、P₂O₅、无水氯化钙作干燥剂, 因CaCl₂吸收氨气生成CaCl₂·8NH₃

氨气的干燥

高温高压下发生反应 2NO₂ ⇌ N₂O₄ 纯净的二氧化氮不纯

二氧化氮虽然与水反应生成硝酸, 但不是硝酸的酸酐 硝酸的酸酐

氮气

用途: 合成氨、制硝酸、作保护气、填充灯泡、作制冷剂

固定: 游离态氮→氮化合物 概念

类型: 自然: 根瘤菌生物固氮; 人工: 合成氨工业

电子式: :N:::N:

分子结构式: N≡N

物理性质: 无色无味气体、难溶于水、密度略小于空气

化学性质: 氧化性: N₂ + 3H₂ $\xrightleftharpoons[\text{催化剂}]{\text{高温、高压}}$ 2NH₃; 还原性: N₂ + O₂ $\xrightarrow{\text{放电}}$ 2NO

氮的氧化物

一氧化氮

二氧化氮

分子结构: H-N-H (三角锥形)

物理性质: 无色、有刺激性气味; 密度比空气小; 极易溶于水1:700 (防倒吸)

化学性质: 与水反应: NH₃ + H₂O ⇌ NH₃·H₂O ⇌ NH₄⁺ + OH⁻; 与酸反应: NH₃ + HCl = NH₄Cl (冒白烟); 与氧气反应: 4NH₃ + 5O₂ $\xrightleftharpoons[\Delta]{\text{催化剂}}$ 4NO + 6H₂O

实验室制法

原理: 固态铵盐与碱加热反应

发生装置: 固体+固体 $\xrightarrow{\Delta}$ 气体

收集: 向下排空气法

干燥: 用装有碱石灰的干燥管

验满: 将湿润的红色石蕊试纸放在瓶口, 若变蓝, 则满; 将蘸有浓盐酸的玻璃棒接近瓶口, 若产生白烟, 则满

铵盐

物理性质: 不稳定性: NH₄Cl $\xrightarrow{\Delta}$ NH₃↑ + HCl↑

化学性质: 与碱反应: NH₄Cl + NaOH = NaCl + NH₃↑ + H₂O

硝酸

物理性质

化学性质: 酸的通性; 强氧化性: 3Cu + 8HNO₃(稀) = 3Cu(NO₃)₂ + 2NO↑ + 4H₂O; 不稳定性: 4HNO₃ $\xrightarrow{\text{光照}}$ 4NO₂↑ + O₂↑ + 2H₂O

第四章 非金属及其化合物 第四节 硫及其化合物 环境保护

	二氧化硫	氯水	双氧水	漂白粉	活性炭
漂白原理	结合生成无色的新物质	强氧化性	强氧化性	强氧化性	吸附作用
红色溶液	褪色, 加热后恢复红色	褪色, 加热后不恢复红色	褪色, 加热后不恢复红色	褪色, 加热后不恢复红色	褪色
石蕊溶液	变红, 不褪色	先变红, 后褪色	先变红, 后褪色	先变蓝, 后褪色	褪色
漂白后稳定性	不稳定	稳定	稳定	稳定	稳定
是否是化学变化	是	是	是	是	否

漂白剂的比较

最低价态-2, 只有还原性

最高价态+6, 只有氧化性

中间价态0、+4价, 既有氧化性又有还原性

化合价升高或降低时, 一般升高或降低到相邻价态(强氧化剂作用时, 化合价发生跳位转化)

相邻价态的粒子间不发生氧化还原反应

先用过量盐酸或硝酸酸化再加Ba²⁺, 生成不溶于稀酸的白色沉淀(有SO₃²⁻时, 不用硝酸酸化)

加非氧化性酸, 生成有刺激性气味气体, 使品红褪色且加热可恢复

①加非氧化性酸, 生成能使醋酸铅试纸变黑的气体

②加Cu²⁺生成黑色沉淀(CuS)

③通入氯气生成沉淀(S)

通入品红后, 溶液褪色, 加热后又恢复红色

加入少量蒸馏水, 放出大量热的为浓硫酸

观察状态, 浓硫酸为无色黏稠液体

取体积相等的两瓶溶液, 质量大的为浓硫酸

投入铁片, 产生大量气泡的为稀硫酸

用玻璃棒蘸取试液在纸上写字, 变黑的为浓硫酸

投入少量胆矾晶体, 变为白色的为浓硫酸

硫的几种价态变化规律

总结升华

知识梳理

硫元素的存在

游离态

化合态

黄色晶体、质脆

物理性质

不溶于水、微溶于酒精、易溶于CS₂



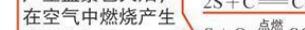
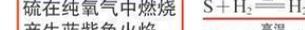
与强氧化性酸反应



与强碱反应



与金属反应



与非金属反应

硫在纯氧气中燃烧产生蓝紫色火焰, 在空气中燃烧产生淡蓝色火焰

硫单质 (S)

二氧化硫 (SO₂)

制硫酸、农药、黑火药、硫化橡胶等

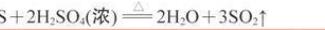
三氧化硫 (SO₃)

硫酸 (H₂SO₄)

酸雨 (pH<5.6)

SO₂、氮氧化物 污染源
 污染水源 污染源
 土壤酸化 危害
 腐蚀建筑物、雕像等 危害
 开发新能源 防治
 预先脱硫处理 防治
 提高环保意识 防治

可干燥Cl₂、HCl、CO₂、SO₂、CO、CH₄、H₂、O₂、N₂等酸性或中性气体
 以2:1的比例脱去有机物中的氢、氧元素



吸水性
 脱水性
 强氧化性

特性 (浓H₂SO₄)

酸性
 酸的通性 (稀H₂SO₄)

物理性质

无色、有刺激性气味的气体, 密度比空气大, 易溶于水(1:40)

化学性质

酸性氧化物通性
 $SO_2 + H_2O = H_2SO_3$ (亚硫酸, 弱酸性)
 $SO_2 + Na_2O = Na_2SO_3$
 $SO_2 + CaO = CaSO_3$
 $SO_2 + Ca(OH)_2 = CaCO_3 \downarrow (\text{白色}) + H_2O$

与碱性物质反应
 $SO_2 + NaOH = NaHSO_3$
 $SO_2 + 2NaOH = Na_2SO_3 + H_2O$
 $SO_2 + 2NaHCO_3 = Na_2SO_3 + H_2O + 2CO_2 \uparrow$
 $SO_2 + Na_2SO_3 + H_2O = 2NaHSO_3$

氧化性 (弱)
 $SO_2 + 2H_2S = 3S \downarrow + 2H_2O$
 $3SO_2 + 2Na_2S = 2Na_2SO_3 + 3S \downarrow$
 $SO_2 + X_2 + 2H_2O = 2HX + H_2SO_4$ (X代表Cl、Br、I)

还原性
 $2SO_2 + O_2 \xrightarrow{V_2O_5} 2SO_3$ (SO₂使KMnO₄褪色)
 $5SO_2 + 2KMnO_4 + 2H_2O = K_2SO_4 + 2MnSO_4 + 2H_2SO_4$
 $SO_2 + 2FeCl_3 + 2H_2O = FeCl_2 + FeSO_4 + 4HCl$

漂白性
 品红溶液 $\xrightarrow{SO_2}$ 无色溶液 $\xrightarrow{\Delta}$ 恢复原色

制取

实验室制法 $Na_2SO_3 + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + H_2O + SO_2 \uparrow$
 工业制法 $4FeS_2 + 11O_2 \xrightarrow{\text{煅烧}} 2Fe_2O_3 + 8SO_2 \uparrow$

物理性质

无色晶体(标准状况下为固体)
 熔、沸点低, 易升华

化学性质

与水反应 $SO_3 + H_2O = H_2SO_4$
 与碱反应 $SO_3 + 2NaOH = Na_2SO_4 + H_2O$
 $SO_3 + Ba(OH)_2 = BaSO_4 \downarrow + H_2O$
 与碱性氧化物反应 $SO_3 + Na_2O = Na_2SO_4$
 $SO_3 + CaO = CaSO_4$

制法

$2SO_2 + O_2 \xrightarrow{V_2O_5} 2SO_3$

物理性质

无色黏稠油状物体, 密度大, 沸点高, 难挥发, 易溶于水, 放出大量的热

化学性质

浓H₂SO₄稀释方法: 向水中缓慢加入硫酸, 并不断搅拌, 不可向浓硫酸中加水
 与酸碱指示剂反应
 与碱中和
 与碱性氧化物反应(如Fe₂O₃、Na₂O、CaO等)
 与NH₃反应, 生成(NH₄)₂SO₄
 与活泼金属反应(如Mg、Zn、Fe、Al等)
 与盐反应, 生成气体或沉淀



学法指导

SO₂的检验

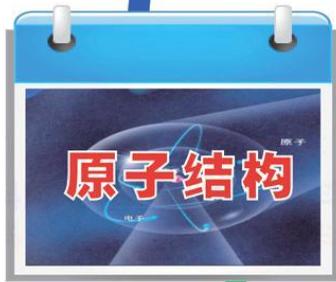
浓硫酸和稀硫酸的鉴别

加入少量蒸馏水, 放出大量热的为浓硫酸
 观察状态, 浓硫酸为无色黏稠液体
 取体积相等的两瓶溶液, 质量大的为浓硫酸
 投入铁片, 产生大量气泡的为稀硫酸
 用玻璃棒蘸取试液在纸上写字, 变黑的为浓硫酸
 投入少量胆矾晶体, 变为白色的为浓硫酸

第四章 非金属及其化合物 第五节 无机推断



第五章 物质结构 元素周期律 第一节 原子结构



总结升华

学习误区

要看清考查的是原子的电子排布式还是电子排布图
要看清考查的是原子最外层电子排布式，还是排布图

注意审题 的区别

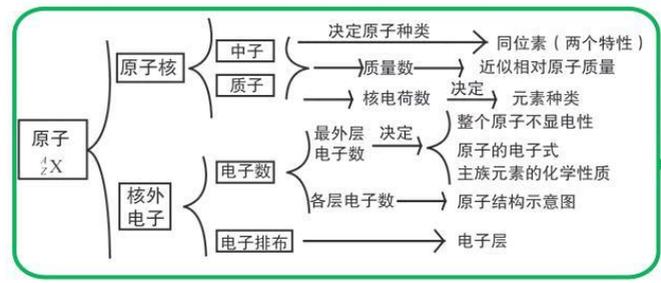
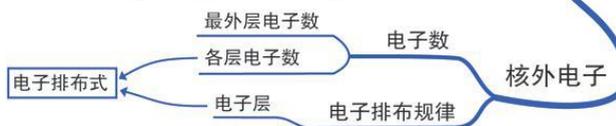
决定同位素种类

质量数

决定元素种类

电子排布式

知能提升



质子数相同，中子数不同的同一元素的不同原子互称为同位素

质量数=质子数+中子数

同位素原子的近似原子质量在数值上约等于其质量数

元素符号的左上角是质量数

元素符号的左下角是质子数

质子数=原子序数

原子由里向外对应的电子层符号分别为K、L、M、N、O、P、Q

同位素的概念和判断

电子层 (能层)

原子轨道

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

学法指导

绝大多数多电子原子的核外电子排布遵循构造原理，可以根据构造原理写出元素原子的电子排布式

电子在原子核外的一个空间运动状态称为一个原子轨道

电子填充顺序

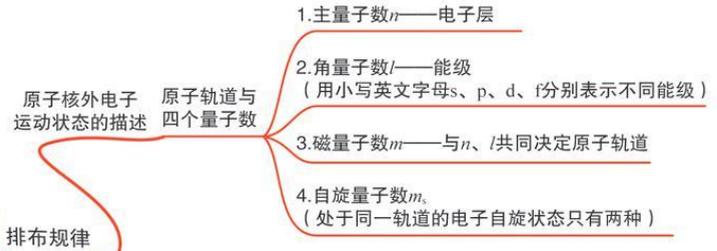
1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s 4d 5p 6s 4f
即 $ns(n-2)f(n-1)dnp$
书写电子排布时，能层低的能级写在左边，例如，可写 $3d^1 4s^2$ ，但不能写成 $4s^2 3d^1$

知识梳理

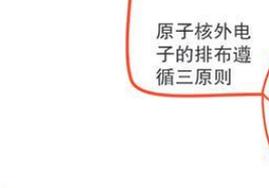
原子结构



核外电子



基态原子中，电子优先排在能量最低的能级里，然后排在能量逐渐升高的能级里



一个原子轨道中最多只能容纳两个电子，并且自旋方向相反

1. 对于基态原子，电子在能量相同的原子轨道上排布时，应尽可能分占不同的轨道并且自旋方向平行。
2. 能量相同的原子轨道在全充满、半充满、全空状态时，体系的能量最低

原子结构与元素的性质

1. 原子半径：同主族随原子序数的增大，原子半径自上而下逐渐增大，同周期自左至右原子半径逐渐减小

2. 电离能 (失电子难易)：同主族自上而下第一电离能逐渐减小，同周期自左至右第一电离能逐渐增大 (个别反常：Be > B、Mg > Al、N > O、P > S)

3. 元素的电负性 (在化合物中吸引电子的能力)：同主族自上而下元素的电负性逐渐减小，同周期自左至右元素的电负性逐渐变大

原子核外电子的排布与元素周期表

构造原理示意图与元素周期表中周期划分

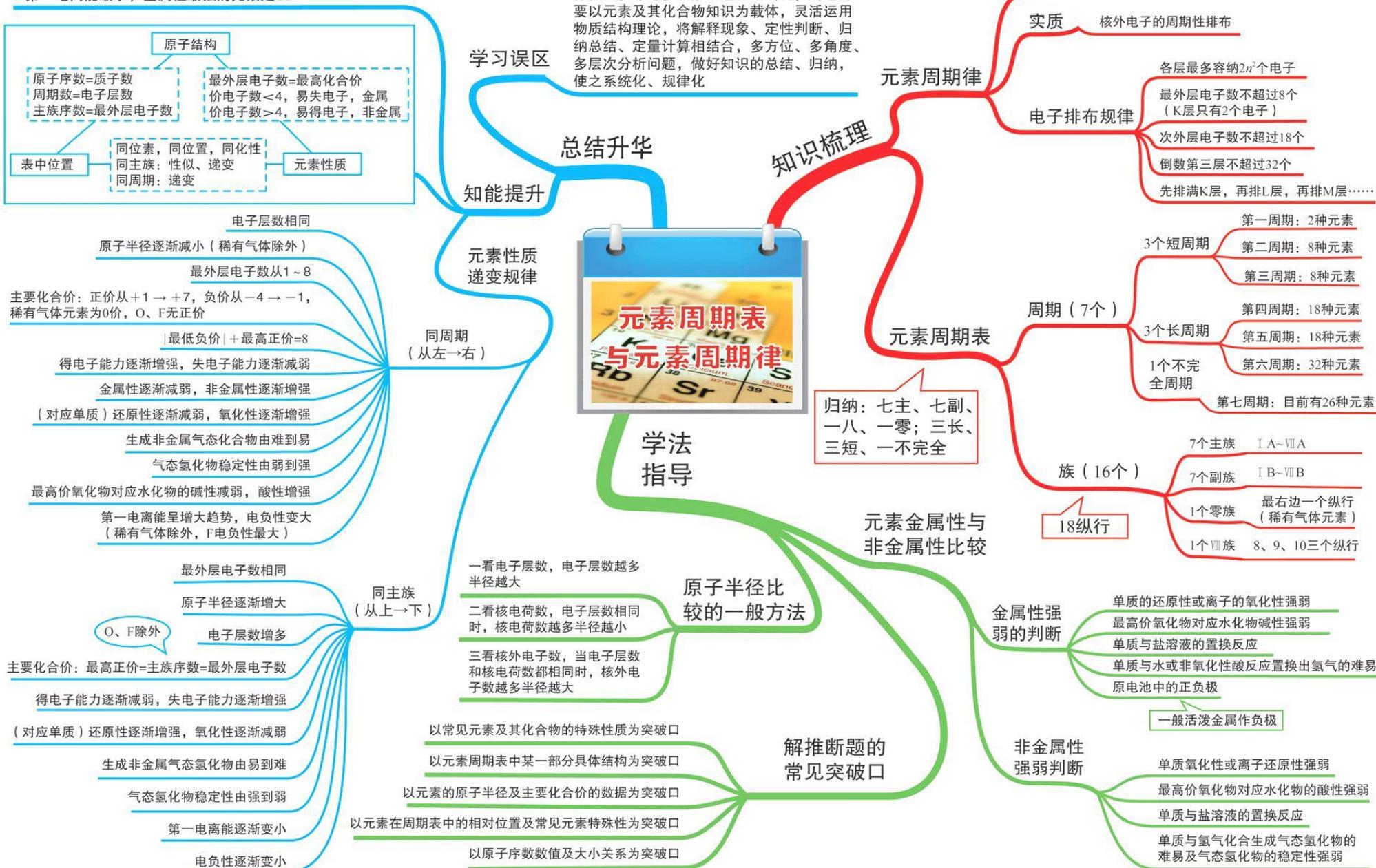
价电子排布与族的划分

按电子排布，可把周期表里的元素划分成五个区

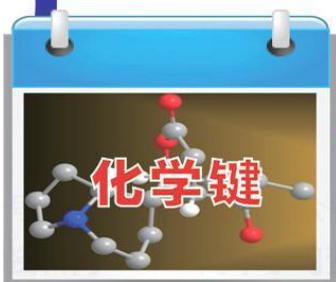
第五章 物质结构 元素周期律 第二节 元素周期表与元素周期律

在周期表中，电负性最大，非金属性最强的元素是F，第一电离能最小，金属性最强的元素是Cs

元素周期律与元素周期表知识内容丰富，规律性强。命题多以推断题形式出现，解题时要以元素及其化合物知识为载体，灵活运用物质结构理论，将解释现象、定性判断、归纳总结、定量计算相结合，多方位、多角度、多层次分析问题，做好知识的总结、归纳，使之系统化、规律化



第五章 物质结构 元素周期律 第三节 化学键



总结升华

学习误区

- 破坏化学键不一定发生化学反应
- 发生化学反应一定破坏化学键
- 全由非金属元素形成的物质也可能含离子键
- 金属元素与非金属元素化合时，不一定形成离子键
- 单质分子中不一定含化学键，如He等稀有气体

知能提升

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），非极性分子易溶于非极性分子溶剂中

理解金属键

- 自由电子在外加电场的作用下发生定向移动 → **导电性**
- 自由电子与金属离子碰撞传递热量 → **导热性**
- 晶体中各原子层相对滑动仍保持相互作用 → **延展性**

键的区别与划分

共价键	σ 键	π 键
电子云重叠方式	头碰头	肩并肩
类型	s-s σ 键、s-p σ 键、p-p σ 键	p-p π 键
电子云对称	轴对称	镜像对称
存在	单键、双键、三键（各只有一个 σ 键）	双键有一个 π 键 三键有两个 π 键

学法指导

反应热与键能的关系

$\Delta H = \text{反应物的键能总和} - \text{生成物的键能总和}$

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
- 晶格能越大，离子晶体的熔点越高、硬度越大

共价键三参数

- 键能越大，键越牢固，分子越稳定
- 键长越短，键能越大，键越牢固，分子越稳定

金属键的强弱与金属物理性质的关系

- 金属键越强，其金属的硬度越大，熔沸点越高

表示方法

结构式的书写

- 含有共用电子对的单质或化合物

电子式的书写

- 原子的电子式的书写
- 离子的电子式的书写
- 单质及化合物的电子式的书写
- 用电子式表示物质的形成过程

知识梳理

概念

分子或晶体内相邻原子（或离子）间强烈的相互作用称为化学键

表示方法

电子式的书写

- 原子的电子式的书写
- 离子的电子式的书写
- 单质及化合物的电子式的书写
- 用电子式表示物质的形成过程

类型

共价键

概念

原子间通过共用电子对形成的相互作用

类型

- 极性键、非极性键
- σ 键和 π 键
 - 单键：均为 σ 键
 - 双键：一个 σ 键，一个 π 键
 - 三键：一个 σ 键，两个 π 键
- 配位化学键

参数

键能

- 概念：气态基态原子形成1 mol化学键释放的最低能量
- 意义：键能越大，稳定性越强，反应越困难

键长

- 概念：成键两原子的核间距
- 意义：键长越短、键能越大，稳定性越强

键角

- 概念：多原子（>2）分子中两共价键间夹角
- 意义：决定分子空间构型、极性

离子键

- 概念：阴阳离子间通过静电作用形成
- 构成：由阴、阳离子构成

金属键

- 概念：金属阳离子与自由电子间强烈的相互作用
- 构成：由金属阳离子和价电子形成

配位键

- 概念：一个原子提供一对电子与另一个原子空轨道所形成
- 形成条件：一方有孤对电子，另一方有空轨道

等电子体

如CO和N₂；NH₃和H₃O⁺等

- 原子总数相同，且价电子总数相同
- 具有相似的结构，表现出许多相似的化学性质

化合物中所含键型

- 含离子键 → 离子化合物
- 只含共价键 → 共价化合物
- 可能同时含共价键

分子中原子结构

- 多电子分子，如：五氯化磷
- 缺电子分子，如：BF₃
- 8电子分子，如：CO₂

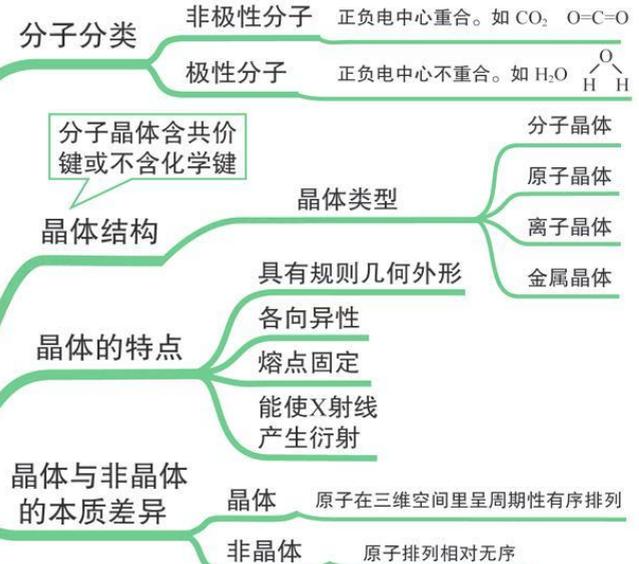
键的极性与分子极性的关系

- 非极性分子**
 - 由非极性键形成（如H₂、O₂、Cl₂、P₄等）
 - 由极性键形成，但空间结构对称（如CO₂、CH₄等）
- 极性分子**
 - 由极性键形成，但空间结构不对称，键的极性不能抵消（如HCl、H₂O₂、NH₃等）

第五章 物质结构 元素周期律 第四节 分子结构和晶体结构



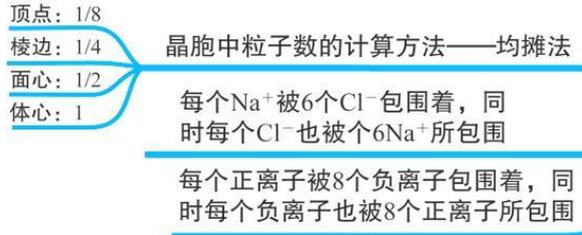
知识梳理



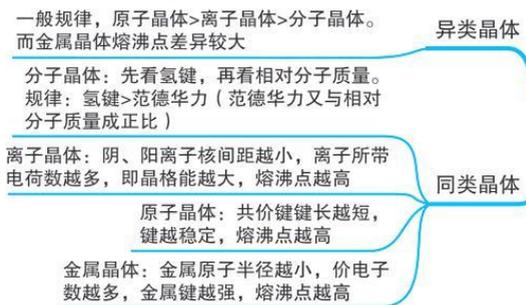
总结升华

知能提升

学习误区



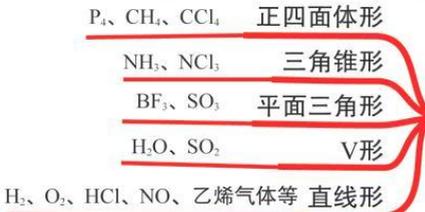
晶体熔、沸点高低比较规律



分子极性



常见分子构型



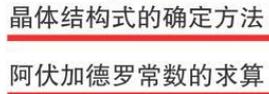
分子构型判断方法

价层电子对互斥理论模型

中心原子杂化方式的判断方法



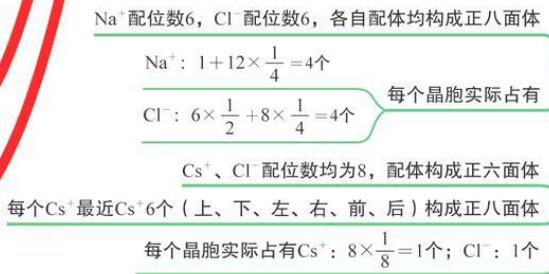
晶体结构的相关计算



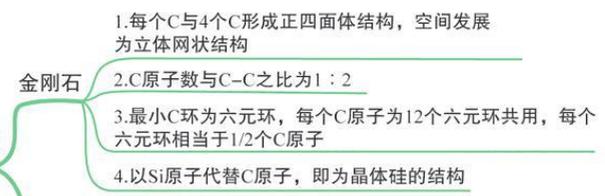
学法指导

石墨是原子晶体、金属晶体、分子晶体的一种混合晶体

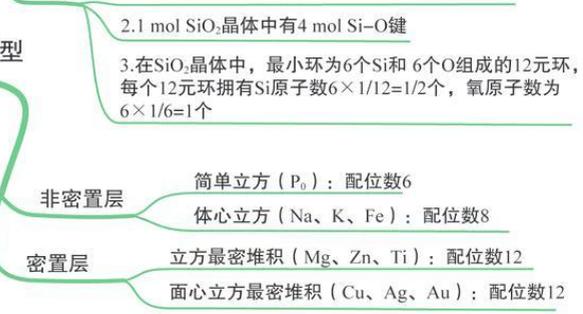
典型晶体结构



原子晶体



金属晶体的四种堆积模型



第六章 化学反应与能量 第一节 化学能与热能

化学变化一定伴随能量变化，但能量变化不一定伴随化学变化

学习误区

- 化学反应是“断旧键，建新键”的过程。将断键吸收能量，成键放出能量记混
- 忘记是反应物的总能量和生成物的总能量比较
- 书写热化学方程式忘记标物质的聚集状态

书写热化学方程式注意事项

- 反应物和生成物要标明其聚集状态，用g、l、s分别代表气态、液态、固态
- 方程式右边用 ΔH 标明恒压状态下反应放出或吸收的热量，放热为负、吸热为正
- 热化学方程式中各物质前的化学计量数不表示分子个数，只表示物质的量，因此可以是整数或分数

知能提升

对于相同物质的反应，当化学计量数不同时，其 ΔH 也不同，即 ΔH 的值与化学计量数成正比，当化学反应逆向进行时，数值不变，符号相反

	标准燃烧热	中和热
相同点	能量变化	放热反应
	ΔH	$\Delta H < 0$, 单位kJ/mol
不同点	标准	1 mol可燃物 生成1 mol水
	含义	1 mol反应物完全燃烧时放出的热量。不同的反应物，标准燃烧热不同 生成1 mol水时放出的热量。强酸和强碱中和热约为 -57.3 kJ/mol

燃烧热和中和热的区别

若某一个化学反应可分多步进行，则总反应热为各步反应热之和

吸、放热反应的判断

- 微观角度**
 - 生成物分子成键时释放出的总能量大于反应物分子断键时吸收的总能量 放热反应
 - 生成物分子成键时释放出的总能量小于反应物分子断键时吸收的总能量 吸热反应
- 宏观角度**
 - 反应物具有的总能量大于生成物具有的总能量 放热反应
 - 反应物具有的总能量小于生成物具有的总能量 吸热反应
- 表示方法**
 - $\Delta H < 0$ 放热反应
 - $\Delta H > 0$ 吸热反应
- 实例**
 - $2H_2(g) + O_2(g) = 2H_2O(g) \Delta H = -483.6 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ 放热反应
 - $C(s) + H_2O(g) = CO(g) + H_2(g) \Delta H = +131.3 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ 吸热反应

书写热化学方程式的注意事项

需注明反应的温度和压强，因反应的温度和压强不同时，其 ΔH 不同（不注明则表示 25°C 、 101 kPa ）

要注明反应物和生成物聚集状态。固体s、液体l、气体g。不用标“↓”“↑”

热化学方程式各物质前的化学计量数指实际参加反应的物质的量，不表示分子个数，它可以是整数也可以是分数。对于相同物质的反应，当化学计量数不同时，其 ΔH 也不同

反应热

在化学反应过程中放出或吸收的热量

知识梳理

- 概念**：在化学反应过程中放出或吸收的热量
- 符号**： ΔH
- 单位**：kJ/mol
- 分类**
 - 中和热**：在稀溶液中酸碱中和生成1 mol水时的反应热
 - 燃烧热**：在101 kPa, 25°C 时1 mol纯物质完全燃烧生成稳定的氧化物所放出的能量
- 计算**：根据盖斯定律求算 ΔH 值与热化学方程式化学计量数对应

总结升华



化学能与热能

学法指导

吸、放热反应的判断

热化学方程式

定义：表示参加反应的物质的量与反应热关系的化学方程式

意义：不仅表明了化学反应中的物质变化，也表明了化学反应中的能量变化

放热反应

- 定义**：放出热量的化学反应， $\Delta H < 0$
- 本质**：断键吸收的能量 < 成键放出的能量
- 判断方法**：反应物的总能量大于生成物的总能量
- 常见的放热反应**：中和反应、燃烧反应、金属与酸（或水）的反应、大多数化合反应

吸热反应

- 定义**：吸收热量的化学反应， $\Delta H > 0$
- 本质**：断键吸收的能量 > 成键放出的能量
- 判断方法**：反应物的总能量小于生成物的总能量
- 常见的吸热反应**：大多数分解反应、 NH_4Cl 和 $\text{Ba}(\text{OH})_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$ 的反应

化学反应中的能量

含义：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。即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

盖斯定律

意义：盖斯定律在科学研究中具有重要意义。因为有些反应进行得很慢，有些反应不容易直接发生，有些反应的产品不纯（有副反应发生），这给测定反应热造成了困难。此时如果应用盖斯定律，就可以间接地把它们的反应热计算出来

中和反应反应热测定的注意事项

1. 组装绝热装置
2. 准确读取混合液的最高温度
3. 多次测量取平均值
4. $\Delta H = \frac{Q}{n(\text{H}_2\text{O})}$

盖斯定律的应用

热化学方程式书写正误判断方法

- 检查是否标明聚集状态
- 检查 ΔH 的“+”“-”是否与吸热、放热一致
- 检查 ΔH 的数值是否与反应物或生成物的化学计量数相对应(成比例)

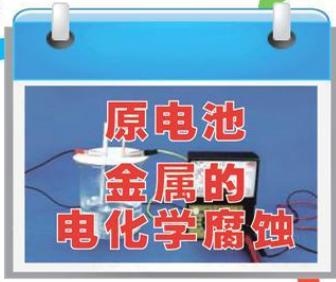
焓变 ΔH 表达式：“+”表示吸热，“-”表示放热

将一个热化学方程式颠倒时 ΔH “+”“-”号必须随之改变

热化学方程式相加减时，同种物质之间可以相加减，反应热也随之相加减

热化学方程式中各物质化学计量数同乘某一个数时，反应热数值也应该乘该数

第六章 化学反应与能量 第二节 原电池 金属的电化学腐蚀



学习误区

误以为活泼金属一定作负极

要考虑电解质溶液对电极活性的影响

例如Mg、Al、NaOH溶液构成的原电池，Al为负极，因为Al与NaOH溶液反应失去电子，Mg不与NaOH溶液反应

知能提升

原电池的电极反应式与总反应式书写

书写电极反应式时，要注意原子数、电荷数是否守恒

注意根据电解质溶液的性质确定产物

电极判断方法参照学法指导

原电池

装置特点：化学能转化为电能

形成条件：两个活泼性不同的电极、电解质溶液、形成闭合回路、自发进行的氧化还原反应

反应原理：负极发生氧化反应，正极发生还原反应（负氧正还，谐音“父亲养我挣钱还他”）
外电路：电子（负极流出-沿导线-流向正极）
内电路：阳离子移向正极，阴离子移向负极

电极反应：正、负极的判断

电极反应式及电池总反应方程式的书写

化学电源

判断电池优劣的标准：电池单位质量或单位体积所能输出电能的多少或者输出功率的大小以及电池可储存时间的长短

分类：
一次电池：普通的锌锰电池、碱性锌锰电池等消耗到一定程度就不能使用了
二次电池：铅蓄电池、镉镍电池等可多次重复使用
燃料电池：氢氧燃料电池等，电极本身不包括活性物质，只是一个催化转化元件，燃料和氧化剂连续地由外部供给。在电极上不断地进行反应，生成物不断地被排出，于是电池就连续不断地供电

知识梳理

总结升华

金属的电化学腐蚀与防护

金属的腐蚀：
本质：化学腐蚀（金属失电子被氧化）、电化学腐蚀（析氢腐蚀、吸氧腐蚀）
类型：析氢腐蚀、吸氧腐蚀

金属的防护：
本质：防止金属被氧化
方法：改变金属内部的组织结构或在金属表面覆盖保护层、电化学（牺牲阳极的阴极保护法、外加电流的阴极保护法）

原电池原理的应用

各种不同用途的电池的广泛应用

金属的防护

金属器皿修补：例如：铁器损伤用比铁活泼的金属锌修补

判断金属活动性强弱：一般负极金属比正极活泼

加快反应速率：锌与稀硫酸反应制取氢气用粗锌会加快产生氢气的速率

盐桥

作用是：1.形成闭合回路，使两侧溶液形成通路；2.平衡电荷；3.提高工作效率，最大程度地降低副反应的发生

一般是装有含琼胶的饱和KCl溶液的U形管

原电池电极反应式的书写

常见形式：
负极参加反应的原电池：酸性溶液、中性溶液、不活泼金属盐溶液
两极都参加反应的原电池：如铅蓄电池
两极都不参加反应的原电池：如氢氧燃料电池

书写方法：
根据原电池的构造，先分析正、负极，再根据反应规律书写电极反应式
根据电池的总反应，找到氧化反应或还原反应，写出一个简单的电极反应式，再用总反应减去简单的电极反应，从而得到另一个较复杂的电极反应式

书写时，考虑电解质溶液中的离子的参与（尤其是燃料电池）

原电池原理

判断是否为原电池：依据原电池的形成条件

原电池中的反应和变化：
负极：氧化反应
正极：还原反应

考查电解质溶液中离子运动方向：
阳离子移向正极
阴离子移向负极

原电池正负极的判断

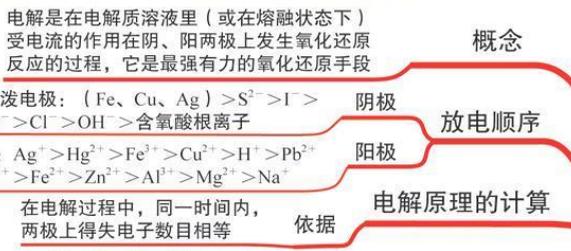
方法：
依据电极材料判断：依据电极材料判断，负极相对活泼，正极相对不活泼的金属或非金属
依据工作原理判断：依据工作原理判断，负极电子流出（电流流入），电解质溶液阴离子流向的极；正极电子流入（电流流出），电解质溶液阳离子流向的极
依据电极反应的现象判断：依据电极反应的现象判断，负极一般是不断溶解，质量减少的极；正极有气体生成或质量增加的极
依据反应类型判断：依据反应类型判断，负极失去电子，发生氧化反应；正极得到电子，发生还原反应

延伸：考查原电池中电流、电子移动方向

不要形成“活泼金属一定作负极”的思维定式

第六章 化学反应与能量 第三节 电解原理及其应用

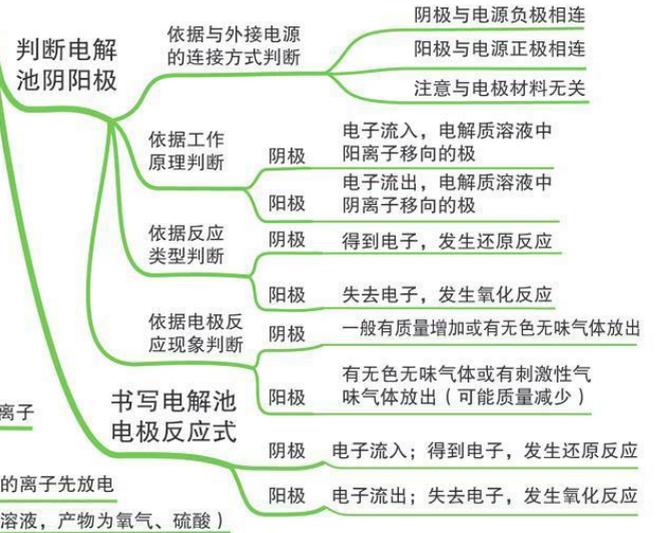
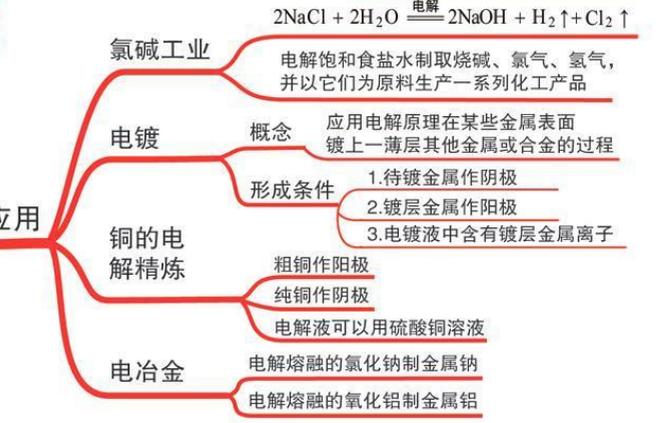
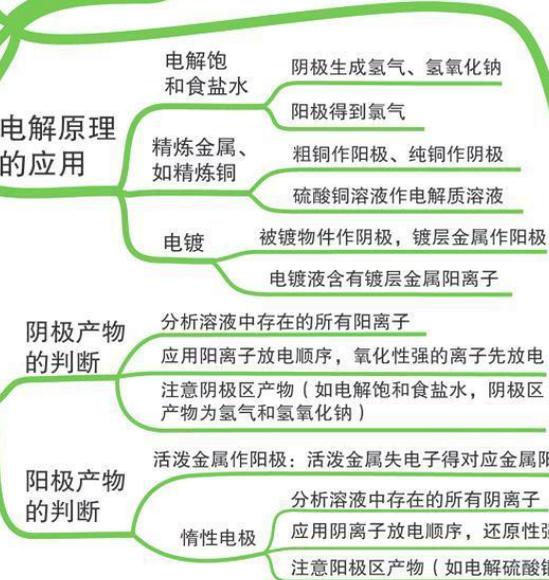
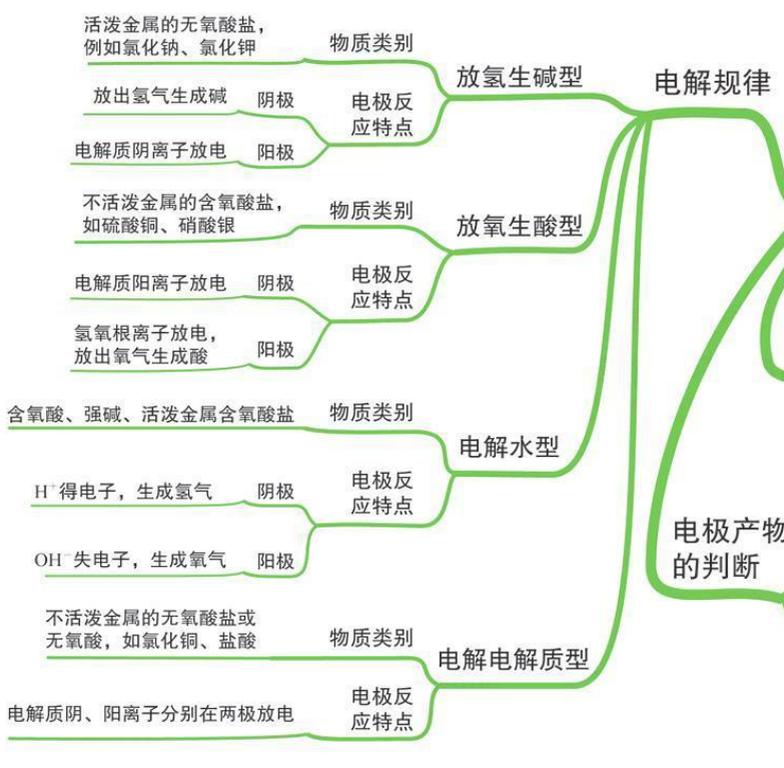
一般加入阴极产物与阳极产物的化合物



总结升华



学法指导



第七章 化学反应速率和化学平衡 第一节 化学反应速率及影响因素

1.注意化学反应速率是单位时间内浓度的变化，不是物质的量变化

2.注意化学反应速率的单位的书写，特别是用“/”号时，后面一定要加括号

3.我们所求的化学反应速率通常指平均速率

4.判断压强对速率的影响时，一定引起浓度改变，速率才能改变

学习误区

会利用公式计算速率

会利用速率之比等于物质的化学计量数之比计算

1.同一单位

2.同一标准，即化为同一物质表示的速率

记住结论

会用活化分子理论，有效碰撞理论解释

注意恒容通入稀有气体，体系压强增大，但浓度不变，速率不变；恒压通入稀有气体，体积增大，浓度减小，速率减小

对于可逆反应，升温、加压可使正、逆反应速率都增大，对平衡的影响看谁增加的多

对化学反应速率的理解及计算

化学反应速率大小的比较

化学反应速率影响因素的分析

反应物本身的性质（性质不同，反应速率不同） 内因

纯液体或固体物质，浓度为常数

c 增大，活化分子数增多，有效碰撞率增大， v 增大

T 增大，分子运动速率增大，碰撞机会增大， v 增大

有气体参加的反应 研究对象

压强变化引起浓度改变 实质

降低反应的活化能，增加活化分子百分数 催化剂

如：光、表面积等 其他

浓度

温度

压强

催化剂

其他

外因

化学反应速率的影响因素分析

直接根据化学反应速率公式计算

根据用不同物质表示的化学反应速率之比等于化学方程式中相应物质的化学计量数之比计算

根据图像给出的条件计算反应速率

用不同物质表示的化学反应速率之比等于化学方程式中相应物质的化学计量数之比

注意各速率的单位是否一致

换算成用同一物质表示的速率，再比较数值大小

比较反应速率与化学计量数的比值

计算

大小比较

比较依据

比较方法

总结升华

知识梳理

化学反应速率

化学反应速率的相关概念

定义 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

定义式 $v(A) = \frac{\Delta c(A)}{\Delta t}$

$v(A)$: 物质A的反应速率
 $\Delta c(A)$: 物质A的浓度变化值
 Δt : 时间变化值

单位 $\text{mol}/(\text{L}\cdot\text{s})$ 、 $\text{mol}/(\text{L}\cdot\text{min})$ 、 $\text{mol}/(\text{L}\cdot\text{h})$ 或 $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$

分类 瞬时速率和平均速率
正反应速率和逆反应速率

理解化学反应速率应注意点

化学反应速率的简单计算

公式法 $v(A) = \frac{\Delta c(A)}{\Delta t}$

应用速率比等于化学计量数之比进行计算

影响化学反应速率的因素

内因

反应物本身的性质、结构

浓度 增大浓度，速率加快

温度 升高温度，速率加快

压强 对有气体参与的反应，压强增大，速率加快

催化剂 通常指正催化剂加快速率

其他条件 如：光、超声波、表面积等

外因

学法指导

对化学反应速率概念的理解

1.化学反应速率是用来衡量化学反应进行快慢的物理量，其大小只取正值

2.一般计算出来的化学反应速率是一段时间内的平均反应速率

3.对于固体或纯液体物质，它们的物质的量浓度是不变的。因此一般不用纯液体和固体表示化学反应速率

4.对于同一化学反应，用不同的物质表示的化学反应速率，其数值可能不同，但表示的意义相同

了解化学反应过程

1.反应物分子之间发生碰撞是化学反应发生的先决条件

2.只有活化分子之间采取合适取向的碰撞才有可能发生反应



第七章 化学反应速率和化学平衡 第二节 化学平衡及化学反应进行的方向

等速一定要一个表示正反应速率，一个表示逆反应速率。如不同的物质表示还要注意速率之比等于化学计量数之比

如果是恒容体系，全部是气体，则密度为定值不能判断

如果是反应前后气体体积相同，则气体总压、平均相对分子质量等为定值不能作为标志

3.升温，加压，正、逆反应速率均增大，平衡如何移动看谁增加得多

4.平衡正向移动，转化率不一定增大

5.平衡计算往往融合速率计算，其依据仍然是定义式和比例式

看懂图像、联想规律、作出判断 化学平衡图像分析

看清条件，分析反应特点，运用“一边倒”的方法

看清条件是恒温恒容还是恒温恒压

看清反应的特点：反应前后气体体积是否变化

用好方法：“一边倒”

物质浓度的变化关系

化学平衡常数的应用

平衡转化率的求解

基本方法：三行式和差值法

正反应速率等于逆反应速率

各组分的浓度不再变化

用等速：注意一个表示正反应，一个表示逆反应，不同物质注意化学计量数

用浓度不变，注意平衡移动，该物理量变化即可作标志

勒夏特列原理的应用，注意是减弱这种改变

- 1看面，即看坐标标识某图；
- 2看线，即线的变化趋势；
- 3看点，即起点、终点、交点、拐点；
- 4看要不要辅助线；
- 5看量的多少

联想外界条件对化学反应速率和化学平衡的影响规律

结合题给的反应和图像的信息，根据有关知识规律分析判断

2.化学平衡状态的标志

1.对可逆反应的理解注意“同一条件，同时发生”

学习误区

知能提升

等效平衡

化学平衡计算

三行式法

差值法

守恒法

极值法

等效平衡

平衡计算

同一条件，同时发生

可逆反应概念理解

化学平衡状态的判断

标志

方法

影响平衡移动的条件

化学平衡图像分析

看懂图像

联想规律

推理判断

总结升华

知识梳理

化学平衡及化学反应进行的方向

学法指导

可逆反应

定义 同一条条件下，同时向正、逆两个方向进行的化学反应

特征 难以进行到底，存在平衡状态

重要类型 弱电解质的电离、盐类的水解、酯的水解等

化学平衡状态

定义 一定条件下的可逆反应，正、逆反应速率相等，各物质的浓度保持不变的状态

动态平衡

特征 条件一定，各组分含量一定

条件变化，平衡发生改变

勒夏特列原理：如果改变影响平衡的一个条件，平衡就向能够减弱这种改变的方向移动

影响平衡移动的条件

浓度影响 增大反应物浓度或减小生成物浓度，平衡正向移动
减小反应物浓度或增大生成物浓度，平衡逆向移动

温度影响 升温，平衡向吸热反应的方向移动
降温，平衡向放热反应的方向移动

压强影响 增大压强平衡向气体体积减小的方向移动
减小压强平衡向气体体积增大的方向移动
气体体积前后不变的可逆反应，改变压强，平衡不移动

平衡常数

定义 在一定温度下，当一个可逆反应达到化学平衡时，生成物浓度化学计量数幂之积与反应物浓度幂之积的比值是一个常数，该常数就是化学平衡常数

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

影响因素 只与温度有关，不受浓度、压强的影响

等效平衡

定义 在一定条件下（恒温、恒容或恒温、恒压），对同一可逆反应，起始时加入物质的物质的量不同，而达到化学平衡时，同种物质的含量相同，这样的平衡就称为等效平衡

类型 恒温、恒容
恒温、恒压

化学平衡图像分析

识图、析图和解答

化学平衡计算

建立模型，确定关系，依据题意列出方程

化学反应进行方向

化学反应进行方向的判据

焓判据 使体系能量降低的方向，就是反应容易进行的方向

熵判据 使体系熵增大的方向，就是反应容易进行的方向

自由能判据 综合焓和熵判断

第八章 水溶液中的离子平衡 第一节 弱电解质的电离

知识梳理

总结升华

学法指导

弱电解质的电离

判断电解质及其强弱

强电解质溶液导电性不一定强
弱电解质溶液导电性不一定弱

与溶液中离子浓度成正比 溶液的导电性

电解质、非电解质
强电解质、弱电解质的比较

- 概念
- 化合物类型
- 电离程度
- 溶液中存在的粒子

电离 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

定义 用化学式和离子符号来表示电解质电离的式子

原则 强电解质用“ --- ”
弱电解质用“ \rightleftharpoons ”

建立 在一定条件下，当弱电解质分子离解成离子的速率与离子结合成分子的速率相等时，电离过程达到了平衡状态

特征 等：弱电解质分子的电离速率等于离子结合成分子的速率
动：动态平衡，没有停止
定：条件一定，达到平衡时，分子和离子浓度一定
变：条件变化，电离平衡破坏，平衡移动，重新达新平衡

电离常数 与弱酸、弱碱的浓度无关，只随温度改变而变化

电离度 当弱电解质在溶液达到电离平衡时，溶液中已经电离的电解质分子占原来弱电解质总分子数的百分数

影响因素 内因：电解质本身的性质
外因：溶液的浓度和温度

意义 衡量弱电解质的电离程度

影响因素 浓度
温度
同离子效应

移动规律 加入能与电离出来的离子反应的物质
电离平衡的移动遵循勒夏特列原理

判断是否为电解质 在水溶液或熔融状态本身是否能电离

电解质 酸、碱、盐和金属氧化物等
非电解质 某些非金属氧化物、氢化物
大多数有机物

判断强、弱电解质 强电解质 强酸
强碱
大多数盐
活泼金属氧化物

弱电解质 弱酸
弱碱
水

变化项目	加水	升温	加入固体NaOH	加入无水CH ₃ COONa	通入气体HCl	加冰醋酸CH ₃ COOH
平衡移动	右移	右移	右移	左移	左移	右移
H ⁺ 的物质的量(mol)	增大	增大	减小	减小	增大	增大
c(H ⁺)	减小	增大	减小	减小	增大	增大
pH	增大	减小	增大	增大	减小	减小
导电能力	减弱	增强	增强	增强	增强	增强
电离程度	增大	增大	增大	减小	减小	减小

外界条件的改变对电离平衡的影响，以0.1 mol/L CH₃COOH溶液为例说明（注意勒夏特列原理的应用）

比较项目	一元强酸	一元弱酸
c(H ⁺)	大	小
pH	小	大
中和碱的能力	相同	
与活泼金属(足量)产生H ₂ 的量	相同	
开始与金属反应的速率	大	小

相同物质的量浓度、相同体积 一元强酸与一元弱酸的比较

相同pH、相同体积

比较项目	一元强酸	一元弱酸
c(H ⁺)	相同	
c(酸)	小	大
中和碱的能力	小	大
与活泼金属(足量)产生H ₂ 的量	少	多
与金属反应的速率	开始相同，后来弱酸大	

证明弱电解质的实验方法
酸溶液的pH
盐溶液的pH
溶液的导电性
与金属反应的速率
强酸制弱酸原理
稀释前后pH与稀释倍数的关系
平衡移动原理

关键证明它只是部分电离或存在电离平衡

使用可逆符号，多元弱酸分步电离 电离方程式的书写

勒夏特列原理的应用 电离平衡的移动

衡量弱电解质的电离程度 电离平衡常数及电离度

第八章 水溶液中的离子平衡 第二节 水的电离和溶液的酸碱性

1.判断溶液的酸碱性及pH的关系时，如用“pH=7”作标准注意温度一定是常温

2.pH试纸的使用一定不能润湿，否则相当于稀释溶液，酸性溶液的pH变大，碱性溶液的pH变小，中性溶液pH不变

3.pH的计算一定先判断溶液酸碱性，酸直接按氢离子计算，碱先计算氢氧根离子，再结合水的离子积计算

4.注意指示剂的变色终点和酸碱滴定终点及pH=7的终点的区别和联系

学习误区

总结升华

知能提升

强酸： $c(\text{酸}) \rightarrow c(\text{H}^+) \rightarrow \text{pH}$

强碱： $c(\text{碱}) \rightarrow c(\text{OH}^-) \rightarrow c(\text{H}^+) \rightarrow \text{pH}$

先计算混合酸的氢离子浓度，再计算pH

先计算混合碱的氢氧根离子浓度，再结合水的离子积计算氢离子浓度，最后计算pH

先判断溶液的酸碱性，谁过量先计算谁

注意强弱的区别

注意无限稀释“7”为限

未用标准液润洗滴定管

用待测液润洗了锥形瓶

读标准液时开始俯视，终点仰视

滴定前滴定管中有气泡后来消失

未用待测液润洗滴定管

读标准液时开始仰视，终点俯视

震荡锥形瓶时不慎将待测液摇出

盛装待测液的锥形瓶未干燥

取得待测液后，加水稀释

甲基橙的变色范围：3.1-4.4

石蕊的变色范围：5.0-8.0

酚酞的变色范围：8.2-10.0

抓住标准液的体积是否偏大或偏小分析浓度



学法指导

知识梳理



水是极弱的电解质，存在电离平衡

温度：升高温度促进水电离

外加酸或碱：抑制水电离

外加能水解的盐：促进水电离

影响水电离的因素

水的离子积常数

定义 $K_w = c(\text{H}^+) \cdot c(\text{OH}^-)$

影响因素 只受温度影响，与溶液的酸碱性无关

溶液的酸碱性及pH

溶液的酸碱性

溶液酸碱性的本质由氢离子浓度与氢氧根离子浓度相对大小决定

当温度为常温时才用pH=7作标准

表达式 $\text{pH} = -\lg c(\text{H}^+)$

溶液的pH

单一溶液

强酸与强酸混合

强碱与强碱混合

强酸与强碱混合

溶液稀释

pH试纸

指示剂

pH计

测定方法

酸碱中和滴定

滴定仪器

酸式滴定管和碱式滴定管、锥形瓶

基本操作

滴定准备 检漏、水洗、润洗、装液、赶气泡、调零

滴定

数据处理 取三次数据的平均值

指示剂的选择

反应后溶液呈碱性选用酚酞指示剂，呈酸性选用甲基橙指示剂

误差分析

水的电离及其影响因素

水是极弱的电解质，任何水溶液中均存在水的电离平衡

水的电离平衡仍然是弱电解质电离的一种，同样适合勒夏特列原理

水的离子积常数

只与温度有关，升高温度离子积常数增大，与溶液的酸碱性浓度无关

溶液的酸碱性和pH

常温下

中性溶液： $c(\text{H}^+) = c(\text{OH}^-)$ pH = 7

碱性溶液： $c(\text{H}^+) < c(\text{OH}^-)$ pH > 7

酸性溶液： $c(\text{H}^+) > c(\text{OH}^-)$ pH < 7

有关pH的计算

基本方法

先判断溶液酸碱性，酸性溶液直接计算氢离子浓度，再利用公式计算pH；对于碱性溶液，先算氢氧根离子浓度，然后利用水的离子积计算出氢离子浓度，最后计算pH

口诀

酸按酸，碱按碱，同强相混直接算，异强相混看过量，无限稀释“7”为限

第八章 水溶液中的离子平衡 第三节 盐类的水解

学习误区

1. 判断酸式盐的电离和水解的区别
电离大于水解显酸性，如： HSO_3^- 、 H_2PO_4^-
水解大于电离显碱性，如： HCO_3^- 、 HPO_4^{2-}

2. 弱酸的酸式盐溶液酸碱性的判断

3. 弱酸弱碱盐的酸碱性看相对强弱，也有中性的，如：醋酸铵溶液

知识梳理

比较粒子浓度大小关系

注意一个“影响”
比较同一离子浓度时，要注意其他离子对它的影响

紧抓两个“微弱”
弱电解质的电离和盐溶液中离子水解都是微弱的

明确三个“主次”
多元弱酸的电离和多元弱酸的酸根离子水解都以第一步为主，其余各步为次
注意弱酸酸式根离子有的以水解为主，电离为次；有的以电离为主，水解为次

遵守三个“守恒”
原子守恒
电荷守恒
质子守恒

盐溶液蒸干后产物判断

盐溶液水解生成挥发酸性酸时，一般得原物质
盐溶液水解生成易挥发性酸时，一般得对应的弱碱钠盐、钾盐等溶液，一般得原物质
考虑盐受热时是否分解，如：碳酸氢盐
还原性盐溶液在空气中蒸干注意氧化
其他多方面考虑，如：次氯酸钠溶液蒸干得到氯化钠

学法指导

水解的应用

加入水解后生成的酸抑制水解 配制和贮存易水解的盐溶液

由水解规律判断 比较盐溶液的酸碱性

注意溶液的酸碱性 判断离子共存
水解呈碱性的离子在酸性条件下不存在
水解呈酸性的离子在碱性条件下不存在

注意双水解 水解互相促进的离子不能共存

运用化学平衡移动原理 抓住电离平衡和水解平衡 粒子浓度大小比较

遵守三个守恒 电荷守恒 原子守恒 质子守恒

盐溶液蒸干后产物判断
加热、蒸干某些盐溶液时不一定能得到相应的盐，要考虑盐的水解（详解见总结升华）

盐类水解的实质及规律

定义：盐电离出来的某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

实质：促进水电离，酸碱中和反应的逆反应

条件：盐必须溶于水，必须有弱酸阴离子或弱碱阳离子

特征：水解反应为吸热反应
水解程度一般较小

规律：有弱才水解，都弱都水解，越弱越水解，谁强谁性
多元弱酸根，浓度相同时酸根比酸式酸根水解程度大得多，其盐碱性更强（如 $\text{Na}_2\text{CO}_3 > \text{NaHCO}_3$ ）
盐中酸根对应的酸越弱（或阳离子对应的碱越弱），水解程度越大，溶液的碱性（或酸性）越强

盐类水解离子方程式的书写

盐类水解反应一般是可逆反应，反应方程式中要用可逆符号

一般盐类水解的程度很小，水解产物的量也很少，通常不生成沉淀和气体，也不把易分解的产物写成分解的形式

多元弱酸的盐水解反应分步写，但以第一步为主；多元弱碱盐水解方程式一步到位

符合勒夏特列原理

影响盐类水解平衡的因素

内因：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），则弱酸阴离子（或弱碱阳离子）越易水解

温度：盐的水解是吸热反应，温度越高水解程度越大（越热越水解）

外因：浓度：浓度越小，水解程度越大（越稀越水解）
酸、碱：外加酸、碱能促进或抑制盐的水解（ H^+ 促进阴离子水解而抑制阳离子水解； OH^- 促进阳离子水解而抑制阴离子水解）

盐类水解的应用

在工农业生产和日常生活中

- 制泡沫灭火剂
- 制备氢氧化铁胶体
- 化肥的使用
- 明矾净水
- 热碱液去油污效果好

在化学实验中

- 判断溶液的酸碱性
- 判断溶液蒸干时的产物
- 配制及保存易水解的盐
- 金属阳离子去杂
- 判断溶液中离子浓度大小
- 判断离子共存

水解的判断

只有盐水解，而酸、碱是电离

水解的类型

- 强酸强碱盐 不水解，水溶液显中性
- 强酸弱碱盐 水解，水溶液显酸性
- 强碱弱酸盐 水解，水溶液显碱性
- 弱酸弱碱盐 具体分析

水解方程式的书写

一般用可逆符号表示，不加气体、沉淀符号

第八章 水溶液中的离子平衡 第四节 难溶电解质的溶解平衡

K_{sp} 只与温度有关，而与沉淀的量和溶液中的离子浓度无关

一般来说，对同种类型难溶电解质， K_{sp} 越小，其溶解度越小，越易转化为沉淀。不同类型难溶电解质，不能根据 K_{sp} 比较溶解度的大小

绝大多数固体的溶解度随温度的升高而增大，如：硝酸钾；少数物质的溶解度随温度升高，变化不明显，如：氯化钠；个别物质的溶解度随温度升高反而减小，如：氢氧化钙

溶解度小于0.01 g的电解质称为难溶电解质。生成难溶电解质的反应为完全反应，用生成号

难溶并非不溶，任何难溶物质在水中均存在溶解平衡

溶解过程常吸热，但氢氧化钙溶解放热，升温其溶解度减小

溶度积是达到溶解平衡时溶液中离子浓度化学计量数幂的乘积

离子积是任何条件下溶液中离子浓度化学计量数幂的乘积

在难溶电解质的溶液中，当离子积大于溶度积时就会生成沉淀。如：除 Cu^{2+} 、 Hg^{2+} 用 S^{2-}

酸碱溶解法

氧化还原法

生成络合物

当离子积小于溶度积时，就会使沉淀溶解

用硫酸钡做钡餐而不用碳酸钡

误服可溶性钡盐引起中毒，应尽快服用硫酸钠溶液洗胃

使一种沉淀转化为更难溶的沉淀

往硫化锌的溶解平衡体系中加入硫酸铜溶液可生成硫化铜

硬水中碳酸氢镁煮沸分解为碳酸镁，进一步转化为更难溶的氢氧化镁

加沉淀剂；调pH

利用沉淀的生成达到分离或除杂的目的

利用平衡移动原理，不断移除平衡体系中的相应离子

酸碱溶解法，生成配合物

利用平衡移动原理，使溶解度小的沉淀转化为溶解度更小的沉淀

锅炉中锅垢的成分之一为 CaSO_4 ，难以除去，往往将其转化为更难溶解的 CaCO_3 (用 Na_2CO_3)，从而便于除去

总结升华

学习误区

知能提升

溶度积和离子积的区别

沉淀反应的应用

沉淀的溶解与生成

实例探究

沉淀的转化

实例探究

沉淀的生成

沉淀的溶解

沉淀的转化

知识梳理



学法指导

固体物质的溶解度

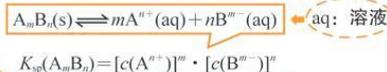
定义 在一定温度下，某固态物质在100 g溶剂里达到饱和状态时所溶解的质量

定义式
$$\text{溶解度}(S) = \frac{\text{溶质的质量}}{\text{溶剂的质量}} \times 100 \text{ g}$$

定义

沉淀在溶液达到沉淀溶解平衡状态时，各离子浓度保持不变(或一定)，其离子浓度幂的乘积为一个常数，这个常数称之为溶度积常数，简称溶度积，用 K_{sp} 表示

表达式



意义

反映了物质在水中的溶解能力

影响因素

只与难溶电解质的性质和温度有关，与沉淀的量无关

离子积(Q_c)

溶液中有关离子浓度幂的乘积

沉淀反应的应用

沉淀的溶解与生成

沉淀的转化

溶解平衡的建立

动、等、定、变

溶解平衡的特征

溶解平衡

符合勒夏特列原理

影响沉淀溶解平衡的因素

内因

难溶电解质的本身

浓度 加水冲稀，向溶解方向移动， K_{sp} 不变

温度 多数难溶电解质升高温度，向溶解方向移动， K_{sp} 增大

外因

同离子效应 向沉淀方向移动， K_{sp} 不变

考查溶度积的表达式

在常温下，溶液中各离子浓度以它们的化学计量数为幂的乘积是一个常数

由溶解度计算溶度积

由溶解度计算出物质的量浓度，再求溶度积

由溶度积计算溶解度

由溶度积求出物质的量浓度，再求溶解度

判断难溶电解质在给定条件下的沉淀生成或溶解情况——比较 Q_c 与 K_{sp} 相对大小

$Q_c > K_{sp}$ ，向生成沉淀的方向进行，有沉淀生成

$Q_c = K_{sp}$ ，达溶解平衡，溶液为饱和溶液

$Q_c < K_{sp}$ ，向沉淀溶解的方向进行，沉淀逐渐溶解

第九章 常见的有机化合物 第一节 生活中常见的有机物

总结升华

把羟基和氢氧根的电子式混淆

学习误区

甲烷的二氯代物只有一种 要注意甲烷的空间构型

在有机反应中得氧或失氢反应均为氧化反应。乙醇催化氧化生成乙醛时，乙醇分子并未得氧，而是失去两个氢原子生成乙醛分子。因此乙醇的反应实质是去氢的反应。所以，有机化学反应中的氧化即为加氧或去氢的反应，还原即为加氢或去氧的反应

乙醇的催化氧化的本质

知能提升

建立“官能团决定性质，性质反映官能团特点”的意识

建立空间概念，从立体角度去认识有机物分子结构

知识梳理



甲烷

分子式 CH_4

结构 sp^3 杂化，四条C-H键完全相同，正四面体结构，键角 $109^\circ 28'$

性质 物理性质 无色、无味的气体，密度比空气小，极难溶于水

化学性质 氧化反应 $\text{CH}_4(\text{g}) + 2\text{O}_2(\text{g}) \xrightarrow{\text{点燃}} \text{CO}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$

取代反应 CH_4 中四个氢原子均可被氯逐步取代，生成难溶于水的油状液体（ CH_3Cl 为气体）

用途 高效、低耗、清洁的能源，重要的化工原料

表示方法 分子式 $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ ；结构简式 $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$

物理性质 无色、透明，具有特殊香味的液体，密度比水小，与水以任意比互溶，能溶解多种有机物和无机物

官能团 -OH (羟基)

化学性质 主要由羟基官能团所决定，碳氧键和氢氧键易断裂，可发生取代、消去、酯化、氧化等多种化学反应

用途 做燃料、消毒剂、有机溶剂、化工原料等

醋酸

表示方法 分子式 $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$ ；结构简式 CH_3COOH ；结构式 $\begin{matrix} \text{H} & \text{O} \\ | & || \\ \text{H}-\text{C} & -\text{C}-\text{OH} \\ | \\ \text{H} \end{matrix}$

物理性质 无色、有强烈刺激性气味的液体，熔点低，与水互溶，能溶于有机溶剂

官能团 -COOH (羧基)

化学性质 主要由羧基官能团决定，O-H键和C-O键易断裂。具有弱酸性，可发生酯化反应

用途 制造酯类、塑料、香料等

学法指导

分子式、电子式、结构式的判断与书写

甲烷 分子结构 sp^3 杂化轨道，正四面体结构，四条C-H键性质相同

氧化反应 通常情况下，性质稳定，不与强酸、强碱、强氧化剂(高锰酸钾溶液)反应

点燃条件下可以在氧气中燃烧 判断甲烷组成

燃烧产物的计算

定义 有机物分子里的某些原子或原子团被其他原子或原子团所替代的反应

取代反应

反应原理 光照条件下可与氯气反应： $\text{CH}_4 + \text{Cl}_2 \xrightarrow{\text{光照}} \text{CH}_3\text{Cl} + \text{HCl}$

反应现象 混合气体的颜色逐渐变浅，试管内壁上出现油滴，试管内的液面上升

反应产物 HCl 、 CH_3Cl 是气体， CH_2Cl_2 、 CHCl_3 、 CCl_4 是油状液体

CHCl_3 俗称氯仿，常用作有机溶剂、麻醉剂； CCl_4 (四氯甲烷)又称四氯化碳，为常见有机溶剂

乙酸 官能团：
-COOH(羧基)

乙醇

俗称醋酸，熔点低于 16.6°C ；无水乙酸又称冰醋酸

能使紫色石蕊试液变红，酸性强于碳酸

$\text{CH}_3\text{COOH} + \text{NaOH} \rightarrow \text{CH}_3\text{COONa} + \text{H}_2\text{O}$ 与NaOH溶液反应

$2\text{CH}_3\text{COOH} + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow 2\text{CH}_3\text{COONa} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$ 与碳酸钠溶液反应

$\text{Na} + 2\text{CH}_3\text{COOH} \rightarrow (\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Na} + \text{H}_2\uparrow$ 与活性金属反应放出氢气

酸脱羟基醇脱氢 原理

3 mL乙醇(过量，利于提高乙酸的转化率)、2 mL浓硫酸(催化剂、吸水剂)、2 mL乙酸

实验步骤

酸与醇反应生成酯，酸脱-OH，醇脱-H

除去乙酸、溶解乙醇、减小乙酸乙酯的溶解度

饱和碳酸钠溶液的作用

酯化反应

液面上有透明、不溶于水的油状液体产生，并可以闻到香味

实验现象

物理性质 沸点低，易挥发，与水互溶

$2\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} + 2\text{Na} \rightarrow 2\text{CH}_3\text{CH}_2\text{ONa} + \text{H}_2\uparrow$

无水乙醇 加生石灰后再蒸馏除水

用无水硫酸铜检验是否有水

乙醇与钠反应比水与钠反应平缓得多 与钠反应

取代反应

钠沉在乙醇下方，不熔化，无声音，钠不四处游动，所得溶液滴入酚酞变红

现象

$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} + 3\text{O}_2 \xrightarrow{\text{点燃}} 2\text{CO}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$ 乙醇在空气中可以燃烧

氧化反应

乙醇在铜或银作催化剂的条件下可以被空气中的氧气氧化为乙醛：

$2\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} + \text{O}_2 \xrightarrow[\Delta]{\text{Cu/Ag}} 2\text{CH}_3\text{CHO} + 2\text{H}_2\text{O}$ (乙醛)

乙醇可以被酸性高锰酸钾溶液或酸性重铬酸钾溶液氧化为乙酸

$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + \text{HO}-\text{NO}_2 \xrightarrow[\Delta]{\text{浓硫酸}} \text{C}_2\text{H}_5\text{ONO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ 与无机酸

酯化反应

$\text{CH}_3\text{COOH} + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \xrightarrow[\Delta]{\text{浓硫酸}} \text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5 + \text{H}_2\text{O}$ 与有机酸

分子内脱水(消去反应)

实验室制备乙烯 $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} \xrightarrow[170^\circ\text{C}]{\text{浓硫酸}} \text{CH}_2=\text{CH}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$

温度不同，产物不同

$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} + \text{HOCH}_2\text{CH}_3 \xrightarrow[140^\circ\text{C}]{\text{浓硫酸}} \text{CH}_3\text{CH}_2\text{OCH}_2\text{CH}_3 + \text{H}_2\text{O}$ (乙醚)

分子间脱水(取代反应)

第九章 常见的有机化合物 第二节 乙烯和苯

加入药品的顺序：先加浓硝酸，再慢慢加入浓硫酸，并及时搅拌，冷却至室温，最后加入苯，并混合均匀

将反应容器放入水浴中加热，便于控制温度在50-60℃之间

反应后粗产品用5%的NaOH溶液洗涤，除去产品中残留的硝酸和硫酸及二氧化氮

纯硝基苯是无色、油状液体，密度比水大，有苦杏仁味

苯无还原性，不能使酸性高锰酸钾褪色，亦不能使溴水褪色，与溴反应必在催化下

铁作催化剂，与液溴反应 制溴苯 卤代反应
苯与混合酸（浓硫酸、浓硝酸） 制硝基苯 硝化反应
在50-60℃条件下反应

不能被酸性高锰酸钾溶液（强氧化剂）氧化
现象：明亮火焰，浓烟，含碳量越大，烟越浓 能燃烧

镍作催化剂与氢气加成，生成环己烷 加成反应

sp²杂化形成大π键是一种介于碳碳单键和碳碳双键之间的特殊键

12个原子处于同一平面，键角120° 平面正六边形结构 空间构型

水上漂

无色、具有特殊气味、密度比水小、不溶于水的液体 根据物理性质判断苯

碳碳双键 官能团
六个原子处于同一平面 平面型结构 空间构型

分子式	乙烯	乙烷
键的类别	C=C	C-C
键角	120°	109°28'
键长/10 ⁻¹⁰ m	1.33	1.54
键能/(kJ·mol ⁻¹)	615	348
空间各原子的位置	2个C和4个H在同一平面	2个C和6个H不在同一平面

苯的硝化反应

溴苯的实验室制备

知能提升

学习误区

知识梳理



乙烯和苯

学法指导

苯

乙烯

苯 (C₆H₆)

不饱和烃

碳原子所结合的氢原子数少于饱和烃的氢原子数的碳氢化合物

烯烃

链烃分子里含有碳碳双键的不饱和烃



六个原子均在同一平面内，键角为120°

无色、稍有气味的气体
密度比空气略小

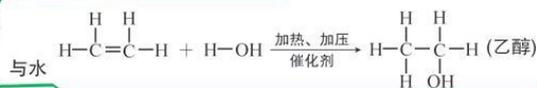
难溶于水，易溶于四氯化碳等有机溶剂

物理性质



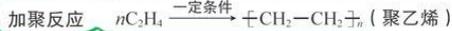
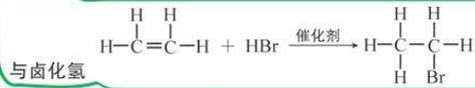
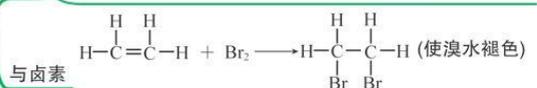
氧化反应

酸性KMnO₄ 现象：紫红色褪去



化学性质

加成反应



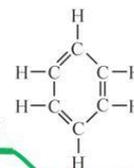
有机分子中不饱和碳原子与其他原子(团)直接结合生成新物质的反应

由不饱和的相对分子质量小的化合物分子结合成相对分子质量大的化合物的分子，这样的聚合反应同时也是加成反应，简称加聚反应

用途

- 聚乙烯塑料 食物袋、餐具、地膜等
- 聚乙烯纤维 无纺布
- 聚氯乙烯塑料
- 涤纶 纺织材料
- 生成乙醇 燃料、化工原料
- 增塑剂
- 合成润滑油、高级醇、聚乙二醇
- 洗涤剂、乳化剂、防冻液
- 植物生长调节剂，果实催熟剂

结构式



简式为 C_6H_6 或 C_6H_6

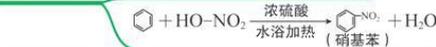
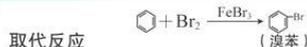
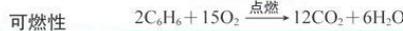
无色，具有特殊气味液体

密度比水小

不溶于水

物理性质

化学性质



毒性

用纯溴而不用溴水

用Fe作催化剂（实际起催化作用的是铁与液溴反应生成的三溴化铁）

所得溴苯是无色油状液体，不溶于水，密度比水大

反应类型：取代反应，而不是加成反应

所制得的溴苯因溶有少量溴单质而呈褐色

除去溴苯中的少量溴的方法是：用稀的NaOH溶液洗涤，再分液即可得溴苯

误认为苯分子内存在单双键交替

总结升华

既有饱和烃性质，又有不饱和烃性质

化学性质

分子结构

苯

乙烯

苯 (C₆H₆)

化学性质

氧化反应 能使酸性高锰酸钾溶液褪色

加成反应 能使溴水、溴的四氯化碳溶液褪色

能与H₂O、H₂、HX、X₂反应

加聚反应 形成高分子聚合物

乙烯中杂质的处理 制备的乙烯中有SO₂和CO₂，可用NaOH溶液除去

第九章 常见的有机化合物 第三节 有机物的分类、结构特点和命名

同分异构体之间各元素具有相同的百分组成，但百分组成相同的化合物不一定是同分异构体。如 C_2H_2 和 C_8H_8

相对分子质量相同的化合物不一定是同分异构体。如壬烷($C_{10}H_{22}$)和奈($C_{10}H_8$)的相对分子质量均为128，却不是同分异构体

同分异构体不仅存在于有机物与有机物之间，也存在于无机物与有机物之间。如：尿素 $[CO(NH_2)_2]$ 有机物和氰酸铵(NH_4CNO 无机物)互为同分异构体

化合物的分子组成、分子结构越复杂，同分异构体越多
同分异构体之间的化学性质可能相似也可能不同，但它们之间的物理性质一定不同

由于同分异构体现象的存在，在化学方程式中有机物一般应写结构简式

主链由长到短，支链由整到散，位置由心到边，排布由对位到邻位到间位

按名称写出最长的碳链
找出中心对称线
碳原子必须满足4个键

主链的链端不能接甲基，主链的第二个碳原子或倒数第二个碳原子不能接乙基，否则主链将会改变，而写出重复结构

用系统命名法命名，看是否有相同的名称

选主链（最长碳链），称某烷
编碳位（最小定位），定支链
取代基，写在前，注位置，短线连
不同基，简到繁，相同基，合并算

已知最简式和相对分子质量 最简式法
 $C_xH_yO_z$

1 mol分子中各原子的物质的量 摩尔质量M 密度和相对密度 直接法

余数是2为烷烃
整除为烯烃或环烷烃
整除差2为炔烃或二烯烃
差6为苯或苯的同系物
用烃的M/14，看商和余数（商为碳原子数） 商余法

用燃烧方程式进行计算 通式法

当烃为混合物时，先求平均分子式，再用平均值判断混合物中各烃分子式 平均分子式法

烃去H后剩余的原子团 烃基
带电荷的原子或原子团 根
烃基与根的区别 烃基

把握命名原则（以烷烃为例）：长、多、近、小、简 系统命名

给出命名，判断是否符合系统命名原则 考查类型

先写主链名，再挂支链等 已知命名书写结构简式

学习误区

同分异构体的书写规律

能提升

总结升华

学法指导

有机物分子式的求算

有机物的命名

知识梳理

分类

按骨架分类

链状化合物：碳原子呈链状

环状化合物 脂环化合物：不含苯环的环状化合物
芳香化合物：含苯环的环状化合物

只含C、H两种元素

按官能团分类

烃 脂肪烃和脂环烃 饱和：烷烃、环烷烃
芳香烃（含苯环的烃） 不饱和：烯烃、炔烃

烃的衍生物：卤代烃、醇、酚、醛、羧酸、酯等

结构特点

成键特点 碳链 碳碳单键

同分异构现象 碳环 碳碳双键

同系物 同分异构体 碳碳三键

习惯命名法 链环

系统命名法 苯环

命名

烷烃的命名 系统命名法

烯烃、炔烃的命名 系统命名法：除选主链、标碳位与烷烃有差异外，其余均与烷烃相同

苯的同系物的命名 分类：一元取代物、多元取代物

命名原则与方法

有机物的分类

分类方法

按组成和结构分类

按官能团分类

分类的应用

同一类物质具有相似的化学性质

有机物成键特点

概念判断

有关 sp^3 杂化碳原子的判断：
碳原子与其他原子全部以单键结合

结构式

有机物结构表示方法 结构简式

键线式

分子的空间构型

代表物的空间构型

甲烷：正四面体

乙烯：平面型

乙炔：直线型

苯：平面正六边形

判断原子共面、共线的关系 依据代表物的基本构型拓展

物质之间是否互为同分异构体的判断

分子式相同，结构不同

同分异构体的书写和判断

异构类型

构造异构

碳链异构

位置异构

官能团异构

构型异构

顺反异构

对映异构

同分异构体的性质

物理性质不同：支链越多，密度和熔沸点越低

化学性质可能相同

第十章 烃和卤代烃 第一节 脂肪烃——烷烃、烯烃和炔烃

注意“四同辨析”(“四同”即同素异形体、同位素、同系物、同分异构体)

烃分子中的氢原子被其他原子或原子团所替代形成的产物称为取代产物。如烃分子中的一个氢原子被取代后的产物叫一元取代物,依此类推

有机物中位置等同的氢原子叫等效氢原子,烃的一元取代物分子中等效氢原子的种类有多少,则其一元取代物种类就有多少种

同一碳原子所连的氢原子是等效的
同一碳原子所连的甲基上的氢原子是等效的
同一分子处于轴对称或镜面对称位置上的氢原子是等效的

取代反应产物的判断——等效氢原子法

同系物必符合同一通式,符合同一通式的不一定是同系物,如羧酸和酯;但符合同式 C_nH_{2n+2} 且碳原子数不同的物质一定是同系物

同系物必为同一类物质。如 $CH_2=CH_2$ 和环丙烷虽都符合 C_nH_{2n} 的通式,且组成上相差一个 CH_2 原子团,但它们分别属于烯烃和环烷烃,结构不相似,不是同系物,所以符合同一通式且分子组成上相差一个 CH_2 或若干个 CH_2 原子团的物质不一定是同系物

同系物分子间相差一个 CH_2 或若干个 CH_2 原子团,化学式一定不同

同系物组成元素相同

同系物之间相对分子质量相差 $14n$

同系物之间物理性质不同,化学性质相似

依据此反应原理: $CaC_2 + 2H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 + C_2H_2 \uparrow$

可以推出离子型碳化物(如 ZnC_2 、 MgC_2 、 Li_2C_2 、 Al_4C_3 等)与水反应的产物

总结升华



知识梳理

学法指导

烃燃烧规律

来源

天然气 主要成分是甲烷

煤 煤焦油的分馏

石油 常压分馏、减压分馏

催化裂化、裂解

燃烧通式



规律

等物质的量的烃完全燃烧时,消耗氧气的量由“ $x+y/4$ ”的大小来决定,此值越大,耗氧量越多

等质量的烃完全燃烧时,消耗氧气的量由 C_xH_y 中 y/x 的值的大小来决定,此值越大,耗氧量越多

当生成物中的水为气态时

当 $y=4$ 时,反应前后气体的体积不变,即 $\Delta V=0$

当 $y>4$ 时,燃烧后气体的体积增大,即 $\Delta V>0$

当 $y<4$ 时,燃烧后气体的体积减小,即 $\Delta V<0$

烃燃烧产物的计算

由碳元素守恒计算 CO 和 CO_2

由氢元素守恒计算 H_2O

炔烃

通式



结构

链状、碳碳三键、不饱和

化学性质

能氧化、易加成、可聚合

烯烃

通式



结构

链状、碳碳双键、不饱和

物理性质

$\leq C_4$ 为气体, $C_5 \sim C_{19}$ 为液体, C_{19} 以上为固体

化学性质

易氧化、易加成、可加聚

烷烃

通式



结构特点

链状、碳碳单键、饱和

物理性质

$\leq C_4$ 为气体, $C_5 \sim C_{16}$ 为液体, C_{17} 以上为固体

化学性质

难溶于水, 易溶于有机溶剂

能氧化、易取代、可裂化

命名

长、多、近、小、简的原则

同分异构体的书写

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

同系物

概念

结构相似, 在分子组成上相差一个或若干个 CH_2 原子团的物质互称为同系物

特点

结构相似(同类物质)

分子组成上相差一个或若干个 CH_2 原子团

化学性质相似, 物理性质一般是随碳原子数的增加而发生规律性的变化

同系物的判断

烯烃同系物的判断: 只含有一个双键; 分子组成相差一个或若干个 CH_2 原子团。

如: $CH_2=CH_2$ 和 $CH_2=CH_2$ 互为同系物。

若结构不相似, 二者尽管差若干个 CH_2 原子团, 也不是同系物, 如 $CH_2=CH_2$ 和环丙烷

物理性质

$\leq C_4$ 为气体, $C_5 \sim C_{19}$ 为液体, C_{19} 以上为固体

化学性质

熔沸点比同碳数烷烃略高

通式



结构

链状、碳碳三键、不饱和

化学性质

能氧化、易加成、可聚合

判断碳碳双键、碳碳三键的数目

学习误区

知能提升

同系物

随碳原子数增多, 熔沸点逐渐升高, 由气态逐渐过渡到液态、固态

分子式相同的烃, 支链越多, 熔沸点越低

液态时的密度随碳原子数增多而逐渐增加

递变规律

烷烃和烯烃的比较

结构特点

碳碳单键、饱和 烷烃

碳碳双键、不饱和 烯烃

化学性质

燃烧、取代、裂化 烷烃

氧化、加成、加聚 烯烃

炔烃

结构特点

碳碳三键、不饱和

分子式 C_nH_{2n-2} , 结构简式 $CH \equiv CH$

代表物: 乙炔



氧化、加成 化学性质

烯烃顺反异构

产生的条件

必须具有碳碳双键

组成双键的每个碳原子上必须连接不同的原子和原子团

第十章 烃和卤代烃 第二节 芳香烃

2,4,6-三硝基甲苯简称三硝基甲苯，又叫梯恩梯 (TNT)，是一种淡黄色的晶体，不溶于水。它是一种烈性炸药，用于国防、开矿、筑路、兴修水利等

三硝基甲苯分子中三个硝基在苯环上与甲基的位置关系为“两邻一对”

甲苯比苯更容易发生硝化反应，这说明受烷基的影响，苯的同系物分子里的苯环比苯分子化学性质更活泼，并且使苯环上烷基的邻、对位氢原子较活泼

都是利用混合物的沸点不同进行分离的操作；蒸馏一般只得到一种馏分，分馏要得到两种或两种以上沸点不同的馏分

都属于物理变化

蒸馏烧瓶和一般烧瓶的区别在于是否带有支管

蒸馏时烧瓶内要加沸石

温度计的水银球要和蒸馏烧瓶的支管口对齐

冷却水从冷凝管的下口进，上口出（逆向冷凝）

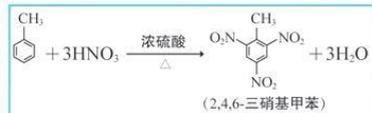
乙醇和浓硫酸混合制乙烯

石油的蒸馏

乙酸乙酯的制取

苯不能使之褪色，而苯的同系物可使之褪色

用高锰酸钾溶液区分苯和苯的同系物



和苯的加成相似

只有一个苯环

侧链都是烷基

如甲苯苯环上的一氯代物 3种

如乙苯侧链上的一氯代物 2种

如乙苯的一氯代物共5种

邻二甲苯、间二甲苯、对二甲苯

苯环上的取代物

侧链上的取代物

侧链和苯环的取代物

二甲苯共3种

总结升华

知能提升

作用：防暴沸

涉及加碎瓷片的实验



学法指导

苯的同系物与苯、不饱和烃的鉴别

苯的同系物中，由于苯环对侧链的影响使苯的同系物能被酸性高锰酸钾溶液氧化，从而使高锰酸钾溶液褪色，而苯不能被酸性高锰酸钾溶液氧化

溴水褪色是指发生化学反应褪色，非萃取褪色

苯 既不能使酸性高锰酸钾溶液褪色，也不能使溴水褪色

不饱和烃 既能使酸性高锰酸钾溶液褪色，又能使溴水褪色

只能使酸性高锰酸钾溶液褪色，不能使溴水褪色

苯的同系物 苯环侧链上的烷基不论长短，被氧化后都生成羧基（-COOH），有多少个侧链被氧化就生成多少个羧基

知识梳理

苯

- 结构
 - 平面六边形分子
 - 碳碳键键长完全相等，且介于碳碳单键和碳碳双键之间
- 化学性质
 - 能燃烧但不能被酸性高锰酸钾溶液氧化
 - 取代反应
 - 与液溴的催化取代，制溴苯
 - 与浓硝酸的催化取代，制硝基苯
 - 加成反应
 - 与H₂加成生成环己烷

苯的同系物

- 定义 苯环上的氢原子被烷基取代的产物
- 通式 C_nH_{2n-6} (n>6)
- 结构特征
 - 只含一个苯环
 - 侧链是烷基
- 物理性质 难溶于水，易溶于有机溶剂
- 化学性质
 - 能燃烧
 - 能被酸性高锰酸钾氧化
 - 取代反应
 - 加成反应

稠环芳香烃

萘、蒽等

芳香烃

- 特征
 - 含苯环
 - 仅有C、H两种元素

应用

基本化工原料

来源

煤的干馏—煤焦油—芳香烃
石油化工中的催化重整

苯的同系物化学性质的应用

能氧化

易取代

能加成

苯的同系物的判断

同分异构体的判断

第十章 烃和卤代烃 第三节 卤代烃

依据反应条件 (NaOH的水溶液、NaOH的醇溶液/加热) :
确定反应类型 (水解反应、消去反应)

学习误区

若与卤原子所连碳原子相邻的各碳原子上都有氢原子, 可能有多种消去方式

发生消去反应的方式

卤代烃的水解反应进行较为迟缓且可逆, 为了加快反应速率, 并使反应进行到底, 通常把溴乙烷和强碱的水溶液一起水浴加热, 加入强碱是为了中和生成的HBr, 有利于反应向水解方向进行

水解反应的条件

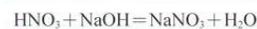
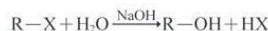
知能提升

总结升华

同分异构体种类

一元取代物找等效氢的种类

多元取代物找同位氢原子和利用换位思想



依据沉淀 (AgX) 的颜色 (白色、浅黄色、黄色) 可确定是何种卤原子 (Cl、Br、I)

实验原理

1. 取少量卤代烃

2. 加NaOH水溶液

3. 加热

4. 冷却

5. 加入稀硝酸酸化

6. 加入AgNO₃溶液, 观察沉淀的颜色

实验步骤

加热的目的是加快水解反应速率, 不同的卤代烃水解难易程度不同

加入过量的稀硝酸酸化的目的:
一是中和过量的NaOH, 防止对实验现象产生干扰;
二是检验生成的沉淀是否溶于稀硝酸

卤代烃中卤原子的检验

实验说明

量的关系: $R-X \sim NaX \sim AgX \downarrow$ (除F外, 因AgF易溶于水)。常利用此量的关系来进行定量测定卤代烃

知识梳理

代表物: 溴乙烷

官能团

-Br

物理性质

无色液体, 密度比水大, 难溶于水, 易溶于有机溶剂, 沸点低

化学性质

取代 (水解) 反应条件是NaOH的水溶液, 生成乙醇

消去 反应条件是NaOH的醇溶液/加热, 生成乙烯

定义

烃分子中的氢原子被卤原子取代后生成的化合物

分类

按卤原子种类 氟代烃、氯代烃、溴代烃等

按卤原子多少 一卤代烃、二卤代烃、多卤代烃

按烃基种类 饱和卤代烃、不饱和卤代烃和芳香卤代烃

卤代烃

物理性质

溶解性 不溶于水, 易溶于有机溶剂

沸点 随碳原子数递增而升高

密度 与烃相反, 随碳原子数递增而减小

化学性质

水解 “水解成醇” $R-X + NaOH \xrightarrow[\Delta]{H_2O} R-OH + NaX$

消去 “消去成烯” $\begin{matrix} \text{H} & \text{X} \\ | & | \\ -\text{C}- & -\text{C}- \\ | & | \\ \text{H} & \text{H} \end{matrix} + NaOH \xrightarrow[\Delta]{\text{醇}} \begin{matrix} \text{H} & \text{H} \\ | & | \\ -\text{C} & =\text{C}- \\ | & | \\ \text{H} & \text{H} \end{matrix} + NaX + H_2O$

对人类生活的影响

用途 溶剂、农药、制冷剂

氟氯烃 破坏臭氧层

学法指导

物理性质

沸点低、难溶于水

卤代烃的密度比对应的烷烃要大

同种卤代烃的密度随碳原子数的增加而减小

取代反应 (水解)

特征

脱去小分子

有不饱和键生成

消去反应

条件

反应条件 NaOH的醇溶液/加热

结构条件

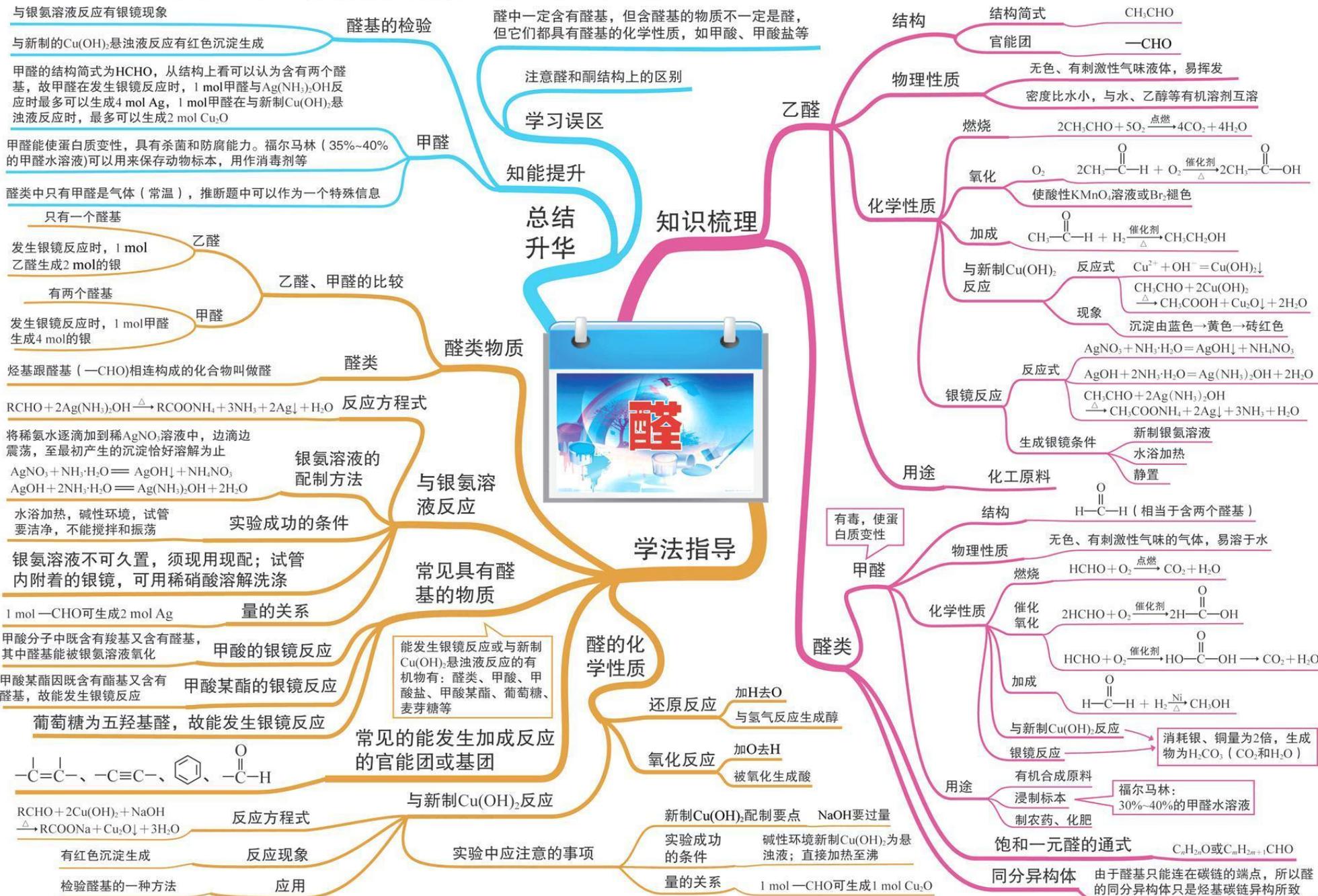
卤代烃能否发生消去反应, 关键看与卤原子相连的碳原子邻碳上是否有氢原子。若相邻的碳原子上没有氢原子, 则该卤代烃就不能发生消去反应

前提: 卤代烃分子中碳原子数 ≥ 2

卤代烃性质

化学性质

第十一章 烃的含氧衍生物 第二节 醛



第十一章 烃的含氧衍生物 第三节 羧酸、酯

分子式 CH_2O_2 ；结构简式 $HCOOH$ ；分子中既含有羧基，又含有醛基。因此甲酸在反应中既能体现羧酸的性质又能体现醛类的性质

甲酸

二元弱酸，其分子式为 $H_2C_2O_4$

乙二酸（草酸）

学习误区

总结升华

羧酸脱羟基，醇脱羟基氢，此原理可用 ^{18}O 原子作示踪原子证明酯化反应的脱水方式

酯化反应的脱水方式

酯化反应的实质

知能提升

加入试剂的顺序： $C_2H_5OH \rightarrow$ 浓硫酸 $\rightarrow CH_3COOH$

导管的末端不能插入到 Na_2CO_3 的液面下，以防止倒吸

浓硫酸的作用：催化剂，吸水剂

乙酸乙酯制备的注意事项

饱和 Na_2CO_3 的作用：a.中和蒸发出来的乙酸；b.溶解蒸发出来的乙醇；c.减小乙酸乙酯的溶解度

提高产率采取的措施：浓硫酸吸水，平衡正向移动；乙醇过量；加热将酯蒸发

饱和一元羧酸与饱和一元醇形成酯，通式： $C_nH_{2n}O_2 (n \geq 2)$ ，与C原子数目相同的饱和一元羧酸是同分异构体

$RCOOR'$

通式

根据结构区分羧酸和酯两类物质

酯水解反应条件的判断

羧酸

醇

酸性条件下水解

羧酸盐

醇

碱性条件下水解

水解产物的判断

化学性质的应用

根据性质判断酯的结构

酯的类型

一元酯

二元酯

环酯

聚酯

无机酸酯

酯的同分异构体的书写

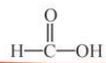
有关酯的计算



学法指导

羧酸

甲酸的特性



结构

甲酸又称蚁酸

发生银镜反应

与新制 $Cu(OH)_2$ 悬浊液反应

使酸性 $KMnO_4$ 、溴水褪色

具有醛的性质

性质

具有羧酸的通性，能发生酯化反应

含羧基

羧酸

分类

连接的烃基不同

脂肪酸、芳香酸

连接羧基的数目不同

一元酸、二元酸、多元酸

C原子数不同

高级脂肪酸（如 $C_{17}H_{33}COOH$ ）、低级脂肪酸（如 CH_3COOH ）

饱和度不同

不饱和羧酸（如 $CH_2=CH-COOH$ ）、饱和羧酸（如 $HCOOH$ 、 CH_3COOH ）

官能团

（羧基） $-COOH$

乙酸的物理性质

无色、有刺激性气味的液体

易溶于水、易溶于有机溶剂

化学性质

酸性 $RCOOH \rightleftharpoons RCOO^- + H^+$

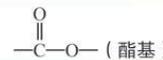
酯化反应 羧酸脱羟基，醇脱氢生成酯和水

常见的羧酸

乙酸、甲酸、苯甲酸（ $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$ ）、乙二酸（ $HOOC-COOH$ ）

酯

官能团



乙酸乙酯的物理性质

无色，有特殊香味的液体

不溶于水，易溶于有机溶剂

化学性质

碱性条件下水解：不可逆反应；生成羧酸盐和醇



酸性条件下水解：可逆反应；生成羧酸和醇



饱和一元羧酸的通式

$C_nH_{2n}O_2$

能使紫色石蕊试液变红，酸性强于碳酸

羧酸具备酸的通性（弱酸性）

与 $NaOH$ 溶液反应

与 Na_2CO_3 溶液反应

与钠反应放出氢气

酸性强弱的判断

强制弱酸的原理

酯化反应的原理

羧酸脱羟基，醇脱氢

酯水解断键推断羧酸和醇

乙酸乙酯的制备

原理 $CH_3COOH + CH_3CH_2OH \rightarrow CH_3COOC_2H_5 + H_2O$

实验药品 3 mL乙醇（过量，利于提高乙醇的转化率）、2 mL浓硫酸（催化剂、吸水剂）、2 mL乙酸

实验现象 液面上有透明、不溶于水的油状液体产生，并可以闻到香味

第十一章 烃的含氧衍生物 第四节 有机推断和有机合成

依据特殊反应条件推断可能的官能团时，常因记忆混淆而出错 学习误区

生成CO₂的量一定时，A、B含碳的质量分数相等（最简式相同或为同分异构体）
生成H₂O的量一定时，A、B含氢的质量分数相等（最简式相同或为同分异构体）
耗氧量一定时，A、B具有相同的最简式

总物质的量一定时，无论组分A、B以何种比例混合，完全燃烧后
生成CO₂的量一定时，A、B分子中含碳原子数相等
生成H₂O的量一定时，A、B分子中含氢原子数相等
耗氧量一定时，A、B各自的 $x+y/4-z/2$ 相同，若A的化学式为C_xH_yO_z，则B的化学式为C_xH_yO_z·(CO₂)_m·(H₂O)_n

最简式相同的有机物，无论多少种，以何种比例混合，混合物中元素质量比相同
含有n个碳原子的饱和一元醛与含有2n个碳原子的饱和一元羧酸和酯具有相同的最简式
含有n个碳原子的炔烃与含有3n个碳原子的苯及其同系物具有相同的最简式

含有n个碳原子的饱和一元醇与含有(n-1)个碳原子的饱和一元羧酸和酯
含有n个碳原子的烷烃与含有(n-1)个碳原子的饱和一元醛

相对分子质量相同的有机物
常见的相对分子质量相同的有机物和无机物
相对分子质量为28的有：C₂H₄、N₂、CO
相对分子质量为30的有：C₂H₆、HCHO、NO
相对分子质量为44的有：C₃H₈、CH₃CHO、CO₂、N₂O
相对分子质量为46的有：C₂H₅OH、HCOOH、NO₂
相对分子质量为60的有：C₃H₇OH、CH₃COOH、HCOOCH₃

醇的消去（醇羟基）、酯化反应（含有羟基、羧基）、苯及同系物的硝化、磺化、纤维素的水解
浓硫酸加热
酯的水解（含有酯基），二糖、淀粉的水解 稀硫酸
卤代烃的水解，酯的水解，酚类、羧酸类的中和 NaOH的水溶液
卤代烃的消去 NaOH的醇溶液

加成（碳碳双键，碳碳三键，醛基，羰基，苯环） H₂/催化剂
醇羟基（伯醇或仲醇）的氧化 O₂/Cu，加热
苯环上的取代 Cl₂(Br₂)/Fe
烷烃或苯环上烷烃的取代 Cl₂(Br₂)/光照

弱酸性；取代；加成；显色 —OH(酚羟基)
还原；氧化 —CHO(醛基)
弱酸性；酯化 —COOH(羧基)
水解（酸性条件下水解；碱性条件下水解） —COOR(酯基)
水解 —CO—NH—(肽键)

氧化；加成；加聚 C=C(碳碳双键)
氧化；加成 C≡C(碳碳三键)
水解（氢氧化钠水溶液）；消去（氢氧化钠醇溶液，加热） —X(卤原子)
取代（与活泼金属反应、与氢卤酸反应、酯化反应）；消去；氧化 —OH(醇羟基)

总结升华

知能提升

有机混合物燃烧规律

有机物分子组成通式的应用规律

有机推断和有机合成

学法指导

根据特殊反应条件判断可能的官能团

官能团的结构与化学性质

知识梳理

有机推断

推断方法

顺推法

逆推法

分层推理法

先根据题意分层推理得出每一层的结构，然后再将每一层结构进行综合推理，最后得出正确的推断结论

推断类型

由结构推断有机物

由性质推断有机物

由实验推断有机物

由计算推断有机物

综合推断

质谱法

根据官能团推断

碳碳双键、碳碳三键

苯环、卤代烃

醇羟基、酚羟基

醛基、羧基

酯基、肽键

有机合成

碳链的增减

增长碳链的方法

不饱和化合物间的加成、聚合、引入—CN（腈基）后水解

酯化反应

烃的裂化、裂解

某些烃的氧化（如苯的同系物、烯烃）

缩短碳链的方法

酯的水解

羧酸脱羧

官能团的转化

引入官能团的方法

碳碳单键的引入：烯烃、炔烃的加成反应

卤原子的引入：烯烃、炔烃、苯环的加成；炔的卤代；醇的卤代

羟基的引入：加成反应（烯烃水化、醛酮的还原）；卤代烃的水解

碳碳双键、三键的引入：消去反应（卤代烃、醇的消去）

醛基或酮基的引入：醇羟基的氧化

羧基的引入：醛的氧化；酯的水解

消除官能团的方法

加成消除不饱和键

取代、消去、酯化、氧化等反应消除羟基

加成、氧化消除醛基

水解消除酯基

水解、消去反应消除卤原子

水解消除肽键

环状的形成方法

酯成环

二元酸和二元醇的酯化成环；含羟基的羧酸自身酯化成环

肽键成环

二元酸与二元氨基化合物成环；氨基酸成环

依据某些反应推测官能团的位置

由醇氧化得醛或羧酸，—OH一定连接在有2个氢原子的碳原子上

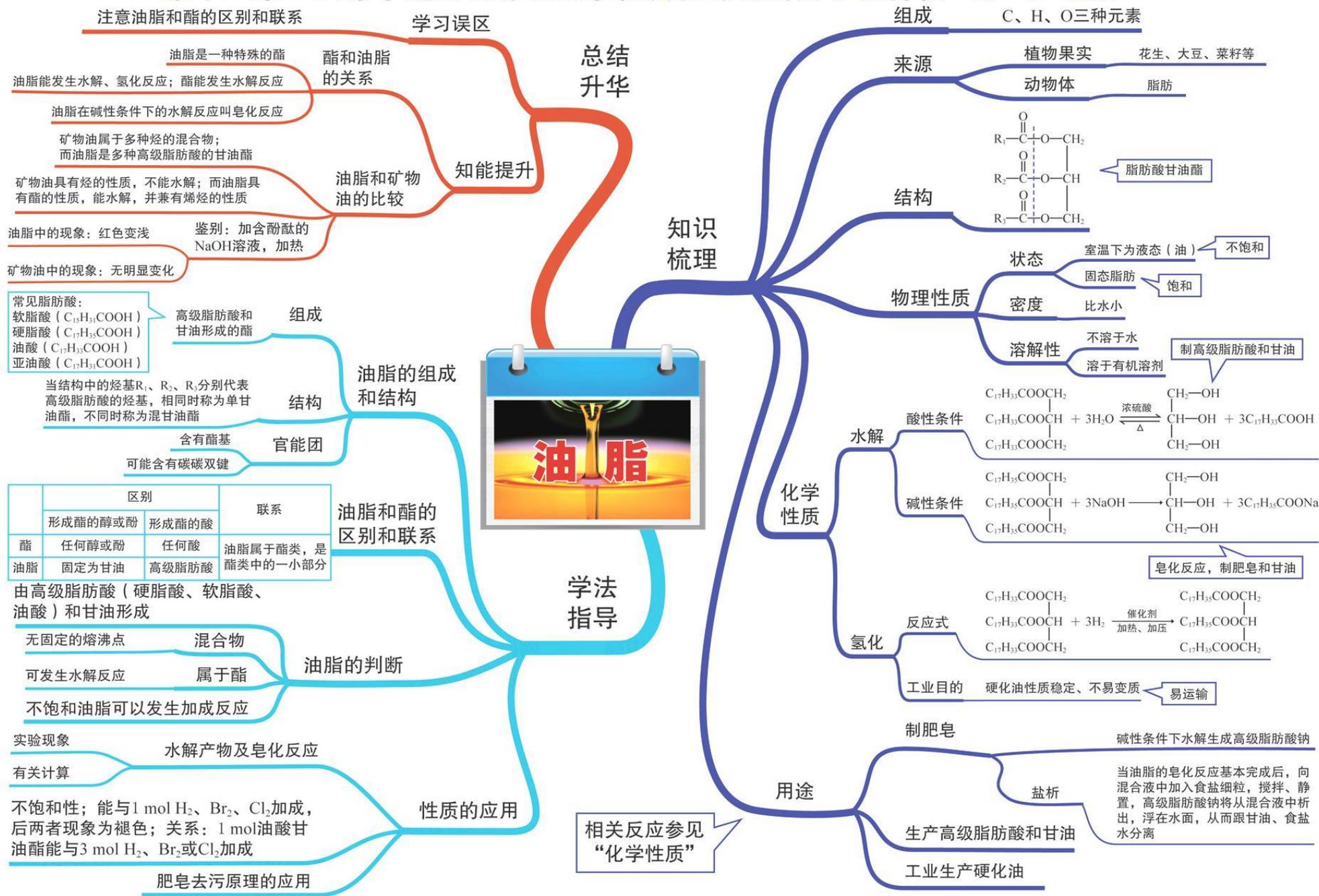
由醇氧化得到酮，—OH连接在只有1个氢原子的碳原子上

由消去反应的产物可确定“—OH”或“—X”的位置

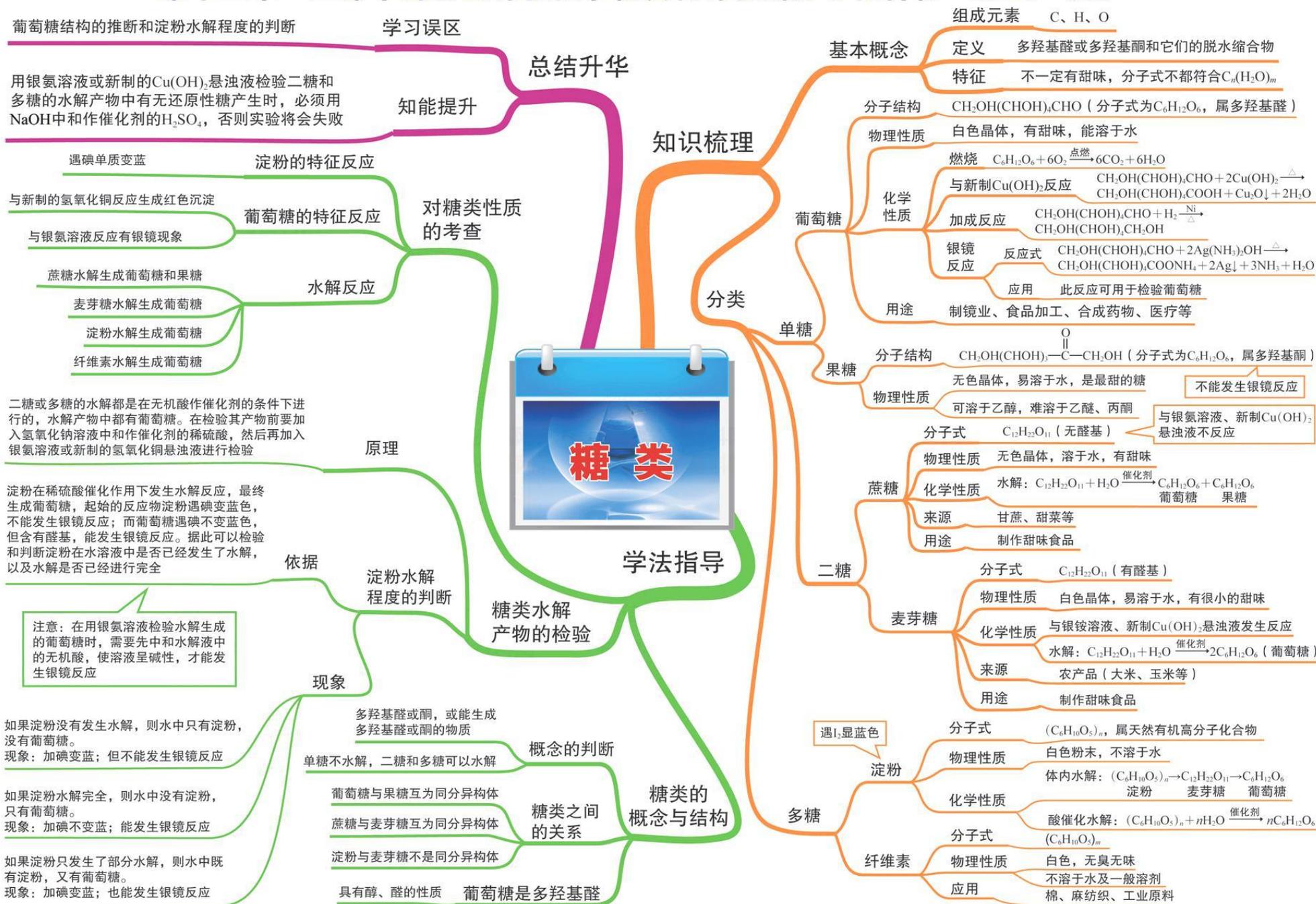
由取代反应的产物的总数可确定碳链结构

由加氢后碳的骨架，可确定 $>C=C<$ 或 $-C\equiv C-$ 的位置

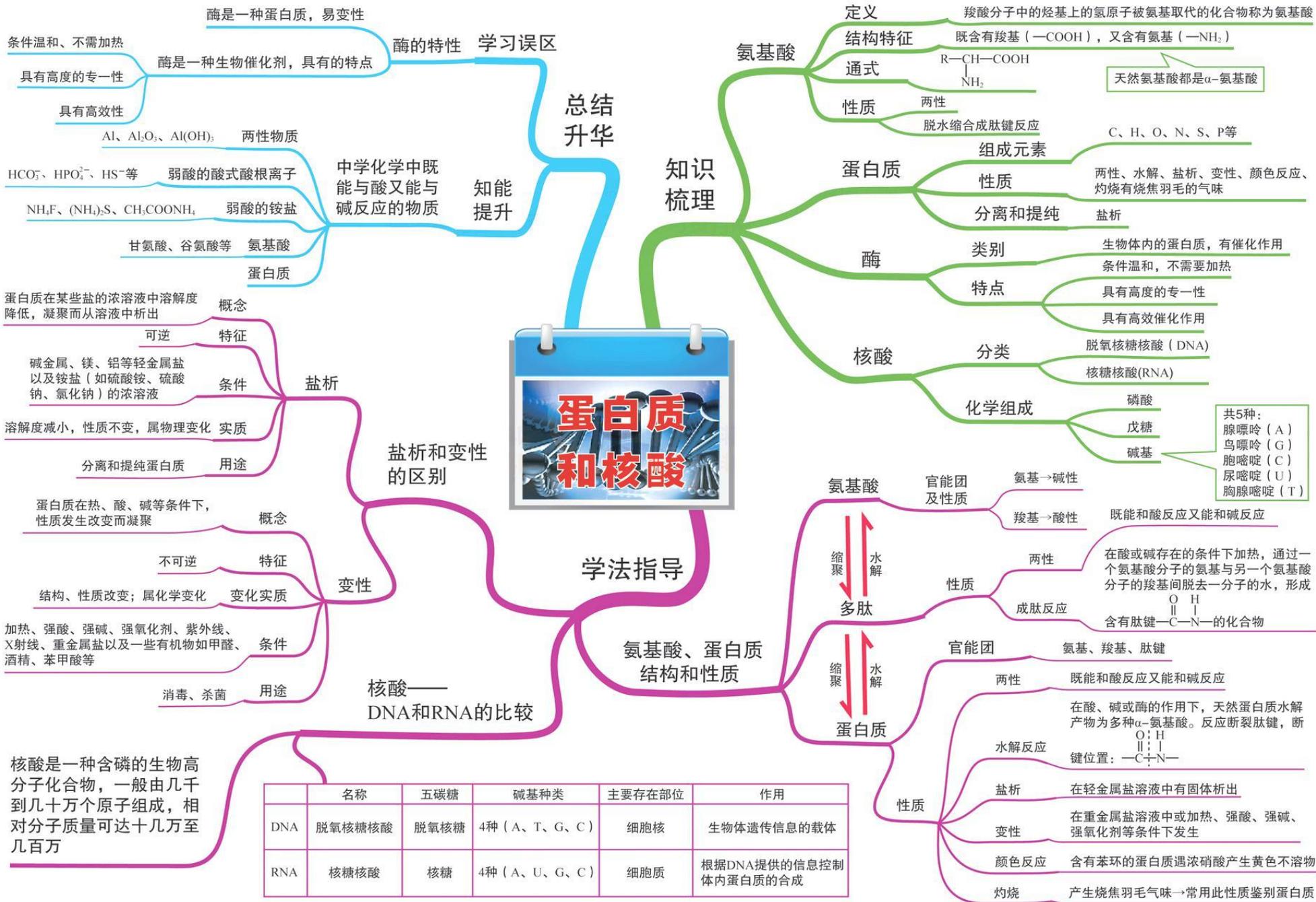
第十二章 生命中的基础有机化学物质和有机高分子化合物 第一节 油脂



第十二章 生命中的基础有机化学物质和有机高分子化合物 第二节 糖类



第十二章 生命中的基础有机化学物质和有机高分子化合物 第三节 蛋白质和核酸



第十二章 生命中的基础有机化学物质和有机高分子化合物 第四节 有机高分子化合物

不能正确判断热塑性与热固性塑料制品

混淆天然高分子与合成高分子材料

学习误区

若链节上都是碳原子，一般是经加聚反应得到的产物（甲醛加聚的产物除外），若链节上含有“酯基、酰胺键”等一般是缩聚反应的产物

判断聚合物类型

凡链节的主链上只有两个碳原子（无其他原子）的高聚物，其合成单体必为一种，将两个半键闭合即可

凡链节的主链上只有四个碳原子（无其他原子），且链节无双键的高聚物，其单体必为两种，在正中划线断开后将四个半键闭合即可

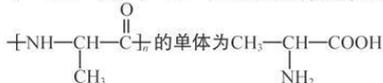
加聚型的高分子化合物

凡链节的主链上只有碳原子，并且存在 $>C=C<$ 结构的高聚物，其规律是“见双键，四个碳；无双键，两个碳”。划线断开，然后将半键闭合，即将单、双键互换

根据高聚物结构简式推断其单体的方法

凡链节是 $[-NH-R-CO-]_n$ 或 $[-O-R-CO-]_n$ 结构的高聚物，

其合成单体必为一种。在羰基（ $-C(=O)-$ ）上加羟基，在亚氨基（ $-NH-$ ）或（ $-O-$ ）上加氢即得到高聚物的单体。如：



缩聚型的高分子化合物

凡链节中间（不在端上）含有 $-C(=O)-O-$ （酯基）的高聚物，

其合成单体必为两种，从酯基 $-C(=O)-O-$ 划虚线处断开，羰基上加羟基，氧原子上加氢，即可得到高聚物单体

高分子化合物的分类

主链上含有官能团 缩聚物

按组成分类

主链结构中一般不含官能团 加聚物

线型结构

按结构分类

体型结构

天然高分子材料

按来源分类

合成高分子材料

按用途和性质分类

天然纤维与合成纤维的鉴别

燃烧法

棉麻

易燃烧，有烧纸张的气味，余烬呈灰白色

羊毛

燃烧时发泡，有烧头发的气味，余烬呈灰黑色

涤纶

先熔化，后燃烧，燃烧后呈黑色球状

锦纶

先熔化，后燃烧，有臭味，燃烧后呈黑色球状

总结升华

知能提升

相对分子质量很大的化合物称为高分子化合物，其相对分子质量从几万到几百万甚至更高

高分子化合物中重复着的结构单元 链节

高分子链节中含有链节的数目称为聚合度，通常用 n 表示

聚合度

合成高分子化合物的小分子 单体

有机高分子化合物的概念

有机高分子化合物的分类

知识梳理

有机高分子材料

常见有机高分子合成材料及特点

学法指导

有机高分子化合物的基本性质

溶解性

体型结构的高分子（如橡胶）不容易溶解，只是有一定程度的胀大

线型结构的有机高分子（如有机玻璃）能溶解在适当的溶剂中，但溶解的过程比小分子缓慢

热塑性和热固性

线型高分子具有热塑性，加热时熔化，冷却后变成固体。例如：聚氯乙烯塑料

体型结构的高分子具有热固性，一经加工成型就不会受热熔化。例如：酚醛塑料

强度

高分子材料的强度一般都比较大

电绝缘性

电绝缘性好，这是由于高分子化合物中只存在共价键，没有自由电子的缘故



天然高分子

有机合成高分子

按来源分

热塑性高分子

按性质分

热固性高分子

按结构分

线型高分子

体型高分子

按用途分

合成纤维

合成橡胶

涂料

黏合剂

概念

用有机高分子化合物制成的材料

分类

天然有机高分子材料，如棉花、羊毛、蚕丝、天然橡胶等

合成有机高分子材料，如塑料、合成纤维、合成橡胶等

特性

强度大、电绝缘性好、耐化学腐蚀、不透水等

链状高分子：热塑性（可反复加工，多次使用）

网状高分子：热固性（一经成型，不会受热熔化）

塑料

如聚乙烯、聚氯乙烯塑料

合成纤维

举例 涤纶、锦纶、腈纶等

特点 强度高、弹性好、耐磨和耐化学腐蚀，但吸水性和透气性较差

合成橡胶

举例 丁苯橡胶、顺丁橡胶、氯丁橡胶等

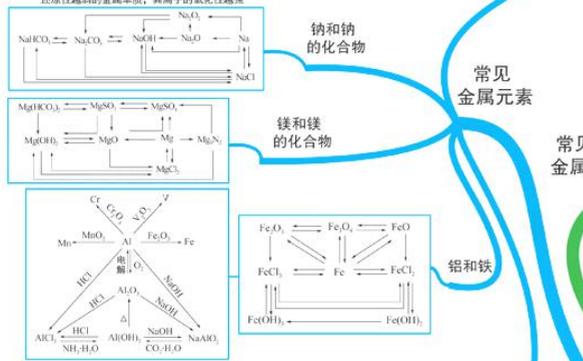
特点 高弹性、绝缘性、耐油和耐高温等

《高频考点透析》考点导图——高中化学（二）

金属单质

- 活泼金属**
K、Ca、Na——常温下迅速氧化；在空气中自燃；与水剧烈反应
Mg、Al——常温下氧化生成保护膜；在空气中自燃；与水反应
- 中活泼金属**
Zn、Fe——常温下可氧化；在O₂中可燃；高温下与水蒸气反应
Sn、Pb——常温下缓慢氧化；在O₂中迅速氧化、不燃烧；与稀酸发生置换反应
- 不活泼金属**
Cu、Hg、Ag——常温下难氧化；加热下可氧化；可被硝酸氧化
Pt、Au——不能发生氧化；不溶于硝酸；可溶于王水

总规律：与金属单质的活动性顺序大致相反，还原性越强的金属单质，其离子的氧化性越弱，还原性越弱的金属单质，其离子的氧化性越强。

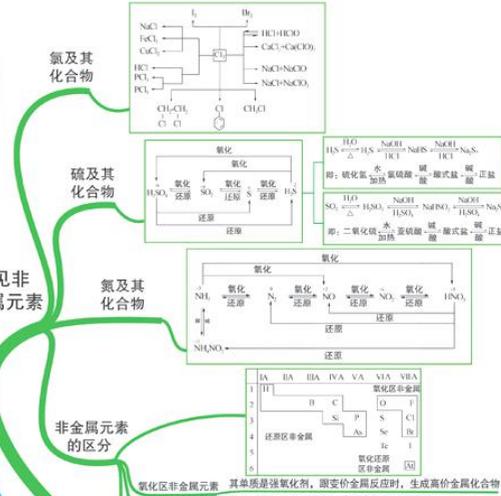


1A族碱金属单质均为银白色金属，具有硬度软、密度小、熔点低的特性
1A族碱金属的原子最外层均为1个电子，极易失去，具有很强的还原性
碱金属自上而下，随核电荷数增加，原子的电子层数递增，原子半径渐次增大，失电子容易，还原性增强
IIA族Mg、Ca、Sr、Ba等金属也是银白色的金属，具有硬度软、密度小的物理性质
其化学性质的递变性与1A族的碱金属相似



表续

类别	通式	官能团	代表性物质	分子结构特点	主要化学性质
醇	R-OH	-OH	乙醇、丙醇	羟基直接连在饱和碳原子上	1. 弱酸性：R-OH + NaOH → R-O ⁻ Na ⁺ + H ₂ O 2. 取代：R-OH + Br ₂ → R-Br + HBr 3. 脱水：R-OH → R ₂ C=CR ₂ + H ₂ O 4. 显色：遇FeCl ₃ 显紫色
醛	R-CHO	-CHO	甲醛、乙醛	羰基直接连在饱和碳原子上	1. 还原性：R-CHO + H ₂ → R-CH ₂ -OH 2. 氧化：R-CHO + [O] → R-COOH
羧酸	R-COOH	-COOH	甲酸、乙酸	羧基直接连在饱和碳原子上	1. 酸性：R-COOH + OH ⁻ → R-COO ⁻ + H ₂ O 2. 酯化：R-COOH + R'-OH → R-COOR' + H ₂ O
酯	R-COOR'	-COOR'	乙酸乙酯	酯基直接连在饱和碳原子上	1. 水解：R-COOR' + H ₂ O → R-COOH + R'-OH 2. 皂化：R-COOR' + NaOH → R-COONa + R'-OH



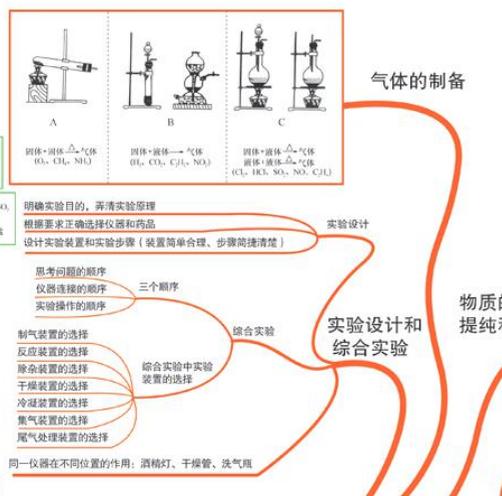
物质的分离、提纯和鉴别

- 物质的分离**
①溶解、过滤法
②分液法
③萃取法
④蒸馏法
⑤蒸发法
- 物质的提纯**
①洗气法
②加热法
③干燥法
- 物质的鉴别**
①观察法
②水溶法
③焰色反应法



表续

类别	通式	官能团	代表性物质	分子结构特点	主要化学性质
烷烃	C _n H _{2n+2}		甲烷、乙烷	饱和碳原子	1. 取代：C _n H _{2n+2} + Cl ₂ → C _n H _{2n+1} Cl + HCl 2. 氧化：C _n H _{2n+2} + O ₂ → CO ₂ + H ₂ O
烯烃	C _n H _{2n}	C=C	乙烯、丙烯	不饱和碳原子	1. 加成：C _n H _{2n} + H ₂ → C _n H _{2n+2} 2. 氧化：KMnO ₄ / H ⁺ / Δ → 羧酸/酮 3. 聚合：n C _n H _{2n} → [C _n H _{2n}] _n
炔烃	C _n H _{2n-2}	C≡C	乙炔、丙炔	三键碳原子	1. 加成：C _n H _{2n-2} + 2H ₂ → C _n H _{2n+2} 2. 氧化：KMnO ₄ / H ⁺ / Δ → 羧酸/酮 3. 聚合：n C _n H _{2n-2} → [C _n H _{2n-2}] _n



有关化学方程式的计算

- (1) 有关纯度、利用率、产率的计算
纯度 = 纯物质质量 / 样品总质量 × 100%
利用率 = 原料实际耗用量 / 理论耗用量 × 100% (指反应物)
产率 = 实际产量 / 理论产量 × 100% (指生成物)
- (2) 有关多步反应的计算
多步反应指某一种初始原料经若干步反应后才得到最终产物。这类计算可将各步反应方程式逐一列出，然后根据最初反应物和最终产物之间的物质的量的关系，建立关系式，一步计算完成。一般可采用关系式法（注意配平相应的化学方程式）和元素守恒法（关键元素在反应物和生成物中匹配守恒）
- (3) 有关过量问题的计算
物质间的化学反应按着一定的关系进行，但题目中给出两个或两个以上反应物的用量，应按反应物间的质量比或物质的量之比判断哪种反应物过量，然后按量少的反应物进行计算。解答有关化学方程式的计算应注意以下三点：
第一，代入方程式的计算量必须是纯量；
第二，同一物质的某种化学单位要相同，不同物质的某种化学单位可不同；
第三，应全面理解化学方程式表示的量的关系，如原子分子个数比、物质质量比等

有关混合物的计算

- (1) 方程组法
先设混合物中各成分物质的量分别为x、y；
正确写出相关化学方程式列出关系式；
根据题意和关系式列方程组求解x、y；
最后归纳到题目要求上规范答题
- (2) 极端假设法
极端假设法又称假设法，就是把研究对象或过程变化推到某种理想的极限状态，然后进行分析判断，以其所得极限与题设情境对比，揭示问题的实质，从而迅速找到解题途径。
极端假设法主要用于混合物计算和过量问题计算。例如：求混合物的组成成分；求混合物的物质的量之比；求反应物的用量；求反应物的取值范围等
- (3) 十字交叉法
凡能列出一个二元一次方程组求解的命题均可用十字交叉法。常用用法如下：
根据平均相对分子质量“十字交叉”——得物质的量之比
根据同位素相对原子质量“十字交叉”——得同位素物质的量之比
根据混合气体平均密度“十字交叉”——得气体体积之比
根据溶液百分比浓度“十字交叉”——得溶液质量比
根据溶液物质的量浓度“十字交叉”——得溶液的体积比
根据有机物碳、氢个数“十字交叉”——得有机物的组成

有关气体的计算

- (1) 重要计算公式
标准状况下气体摩尔体积(L) = 物质的量(mol) × 22.4 L·mol⁻¹
标准状况下气体摩尔质量 = 22.4 L·mol⁻¹ × 密度(g·L⁻¹)
气体相对分子质量 M_r = ρ_混 / ρ_标 × M_标
混合气体“平均摩尔质量” = $\frac{m_1 + m_2 + \dots}{n_1 + n_2 + \dots}$
- (2) 气态方程及推广：pV = nRT
(其中p为压强，计算单位为帕斯卡；V为气体体积，计算单位为L；T为绝对温度)
 $p_1 V_1 = p_2 V_2$ (其中p为压强，计算单位为帕斯卡；V为气体体积，计算单位为L；T为绝对温度)
 $\frac{p_1}{p_2} = \frac{n_1}{n_2} \times \frac{M_1}{M_2}$ (同温同压时，气体体积与气体物质的量成正比)
 $\frac{V_1}{V_2} = \frac{n_1}{n_2} \times \frac{M_1}{M_2}$ (同温同压时，气体体积与气体物质的量成正比)
 $\frac{T_1}{T_2} = \frac{p_1}{p_2} \times \frac{V_1}{V_2}$ (同压同体积时，绝对温度与气体物质的量成正比)
- (3) 阿伏伽德罗定律及推论
在相同温度和压强条件下，相同体积的任何气体都含有相同数目的分子。
同温同压下的不同气体，其体积之比等于它们物质的量之比，等于其所含微粒数之比；其密度之比等于式量之比，等于其相对密度。
同温同压下的同种气体，其体积比等于物质的量之比；等于其质量比

数形结合、函数思想方法

- (1) 分类讨论法
这种数学方法应用于化学计算中往往称为取值范围讨论法或称为数轴法。范围讨论法是由“过量计算”演变和发展的一种新题型。范围讨论法所依据的化学原理是反应物之间相对含量不同而产物不同(如CO和焦炭反应，H₂S和O₂反应，Na₂O和NaHCO₃共热，Cl₂和NH₃反应，多元酸与碱反应等)。与过量计算相比，它有两个特点：第一，范围讨论计算涉及的化学反应至少2个，一般起始物进行第一个反应后，生成的某物质又与原来“过量物质”反应，又可能使原来“过量物质”不足。第二，取值范围计算题所给的反应物的量往往是用字母表示的可变量，较为抽象
- (2) 取值范围计算的解题方法思路
第一，写方程式，找恰好点。即首先正确写出因反应物相对量的不同而可能发生的化学反应方程式。再画出数轴，分别找出二者恰好完全反应时的特殊点。
第二，确定范围，计算判断。即以恰好反应点为基准，找出相应的区间确定不同范围，然后在不同范围内根据数据分析判断过量情况，最后依据判断结果确定计算关系式，得出答案

有关混合物的计算

- (1) 方程组法
先设混合物中各成分物质的量分别为x、y；
正确写出相关化学方程式列出关系式；
根据题意和关系式列方程组求解x、y；
最后归纳到题目要求上规范答题
- (2) 极端假设法
极端假设法又称假设法，就是把研究对象或过程变化推到某种理想的极限状态，然后进行分析判断，以其所得极限与题设情境对比，揭示问题的实质，从而迅速找到解题途径。
极端假设法主要用于混合物计算和过量问题计算。例如：求混合物的组成成分；求混合物的物质的量之比；求反应物的用量；求反应物的取值范围等
- (3) 十字交叉法
凡能列出一个二元一次方程组求解的命题均可用十字交叉法。常用用法如下：
根据平均相对分子质量“十字交叉”——得物质的量之比
根据同位素相对原子质量“十字交叉”——得同位素物质的量之比
根据混合气体平均密度“十字交叉”——得气体体积之比
根据溶液百分比浓度“十字交叉”——得溶液质量比
根据溶液物质的量浓度“十字交叉”——得溶液的体积比
根据有机物碳、氢个数“十字交叉”——得有机物的组成



物质的分离、提纯和鉴别

- 物质的分离**
①溶解、过滤法
②分液法
③萃取法
④蒸馏法
⑤蒸发法
- 物质的提纯**
①洗气法
②加热法
③干燥法
- 物质的鉴别**
①观察法
②水溶法
③焰色反应法

物质的鉴别常用方法

- ①酸、碱指示剂法：根据酸、碱性的不同
a. 酸碱指示剂：酚酞、甲基橙、石蕊、pH试纸
b. 焰色反应法：NaCl、KCl、CaCl₂、BaCl₂、CuCl₂、FeCl₃、Al₂(SO₄)₃
c. 盐类试剂：AgNO₃、酸性KMnO₄
d. 其他：溴水
- ②只用一种试剂鉴别法
a. 酸碱指示剂：酚酞、甲基橙、石蕊、pH试纸
b. 焰色反应法：NaCl、KCl、CaCl₂、BaCl₂、CuCl₂、FeCl₃、Al₂(SO₄)₃
c. 盐类试剂：AgNO₃、酸性KMnO₄
d. 其他：溴水
- ③不用任何试剂鉴别法
外观特征鉴别、连续鉴别法、两两混合鉴别法、互滴法

物质的鉴别常用方法

- ①酸、碱指示剂法：根据酸、碱性的不同
a. 酸碱指示剂：酚酞、甲基橙、石蕊、pH试纸
b. 焰色反应法：NaCl、KCl、CaCl₂、BaCl₂、CuCl₂、FeCl₃、Al₂(SO₄)₃
c. 盐类试剂：AgNO₃、酸性KMnO₄
d. 其他：溴水
- ②只用一种试剂鉴别法
a. 酸碱指示剂：酚酞、甲基橙、石蕊、pH试纸
b. 焰色反应法：NaCl、KCl、CaCl₂、BaCl₂、CuCl₂、FeCl₃、Al₂(SO₄)₃
c. 盐类试剂：AgNO₃、酸性KMnO₄
d. 其他：溴水
- ③不用任何试剂鉴别法
外观特征鉴别、连续鉴别法、两两混合鉴别法、互滴法

物质的鉴别常用方法

- ①酸、碱指示剂法：根据酸、碱性的不同
a. 酸碱指示剂：酚酞、甲基橙、石蕊、pH试纸
b. 焰色反应法：NaCl、KCl、CaCl₂、BaCl₂、CuCl₂、FeCl₃、Al₂(SO₄)₃
c. 盐类试剂：AgNO₃、酸性KMnO₄
d. 其他：溴水
- ②只用一种试剂鉴别法
a. 酸碱指示剂：酚酞、甲基橙、石蕊、pH试纸
b. 焰色反应法：NaCl、KCl、CaCl₂、BaCl₂、CuCl₂、FeCl₃、Al₂(SO₄)₃
c. 盐类试剂：AgNO₃、酸性KMnO₄
d. 其他：溴水
- ③不用任何试剂鉴别法
外观特征鉴别、连续鉴别法、两两混合鉴别法、互滴法

物质的鉴别常用方法

- ①酸、碱指示剂法：根据酸、碱性的不同
a. 酸碱指示剂：酚酞、甲基橙、石蕊、pH试纸
b. 焰色反应法：NaCl、KCl、CaCl₂、BaCl₂、CuCl₂、FeCl₃、Al₂(SO₄)₃
c. 盐类试剂：AgNO₃、酸性KMnO₄
d. 其他：溴水
- ②只用一种试剂鉴别法
a. 酸碱指示剂：酚酞、甲基橙、石蕊、pH试纸
b. 焰色反应法：NaCl、KCl、CaCl₂、BaCl₂、CuCl₂、FeCl₃、Al₂(SO₄)₃
c. 盐类试剂：AgNO₃、酸性KMnO₄
d. 其他：溴水
- ③不用任何试剂鉴别法
外观特征鉴别、连续鉴别法、两两混合鉴别法、互滴法

物质的鉴别常用方法

- ①酸、碱指示剂法：根据酸、碱性的不同
a. 酸碱指示剂：酚酞、甲基橙、石蕊、pH试纸
b. 焰色反应法：NaCl、KCl、CaCl₂、BaCl₂、CuCl₂、FeCl₃、Al₂(SO₄)₃
c. 盐类试剂：AgNO₃、酸性KMnO₄
d. 其他：溴水
- ②只用一种试剂鉴别法
a. 酸碱指示剂：酚酞、甲基橙、石蕊、pH试纸
b. 焰色反应法：NaCl、KCl、CaCl₂、BaCl₂、CuCl₂、FeCl₃、Al₂(SO₄)₃
c. 盐类试剂：AgNO₃、酸性KMnO₄
d. 其他：溴水
- ③不用任何试剂鉴别法
外观特征鉴别、连续鉴别法、两两混合鉴别法、互滴法

物质的鉴别常用方法

- ①酸、碱指示剂法：根据酸、碱性的不同
a. 酸碱指示剂：酚酞、甲基橙、石蕊、pH试纸
b. 焰色反应法：NaCl、KCl、CaCl₂、BaCl₂、CuCl₂、FeCl₃、Al₂(SO₄)₃
c. 盐类试剂：AgNO₃、酸性KMnO₄
d. 其他：溴水
- ②只用一种试剂鉴别法
a. 酸碱指示剂：酚酞、甲基橙、石蕊、pH试纸
b. 焰色反应法：NaCl、KCl、CaCl₂、BaCl₂、CuCl₂、FeCl₃、Al₂(SO₄)₃
c. 盐类试剂：AgNO₃、酸性KMnO₄
d. 其他：溴水
- ③不用任何试剂鉴别法
外观特征鉴别、连续鉴别法、两两混合鉴别法、互滴法

物质的鉴别常用方法

- ①酸、碱指示剂法：根据酸、碱性的不同
a. 酸碱指示剂：酚酞、甲基橙、石蕊、pH试纸
b. 焰色反应法：NaCl、KCl、CaCl₂、BaCl₂、CuCl₂、FeCl₃、Al₂(SO₄)₃
c. 盐类试剂：AgNO₃、酸性KMnO₄
d. 其他：溴水
- ②只用一种试剂鉴别法
a. 酸碱指示剂：酚酞、甲基橙、石蕊、pH试纸
b. 焰色反应法：NaCl、KCl、CaCl₂、BaCl₂、CuCl₂、FeCl₃、Al₂(SO₄)₃
c. 盐类试剂：AgNO₃、酸性KMnO₄
d. 其他：溴水
- ③不用任何试剂鉴别法
外观特征鉴别、连续鉴别法、两两混合鉴别法、互滴法