

2025届高考化学考题回扣——拿分要领

考题一：社会科学技术与生活认知

1.材料分类：①金属材料（合金及纯金属，如铁、青铜、钢等）；②无机非金属材料（如陶瓷、玻璃、硅酸盐，石膏（ CaSO_4 ），石英（ SiO_2 ）等）；③有机材料（注意：天然高分子有蛋白质、淀粉、纤维、天然橡胶；聚乙烯、聚氯乙烯不含碳碳双键，油脂不是高分子）；丝裘（蛋白质）、木材棉麻褐（纤维素）；④复合材料：如玻璃钢。

2.物质性质用途：硅作半导体材料、集成电路芯片CPU、太阳能电池板；二氧化硅作光导纤维；氢氟酸（HF）雕刻玻璃；硅胶（ H_2SiO_3 ）可用作袋装食品干燥剂； SO_2 具有漂白性，可漂白纸张、品红；铝、铁与冷的浓硫酸、浓硝酸发生钝化反应，可用铝、铁罐盛装；可用氯化铁（ FeCl_3 ）溶液刻蚀铜电路板；用热的纯碱（ Na_2CO_3 ）溶液洗去油污，可直接与油污反应；湿法炼铜：铁与硫酸铜溶液反应。

3.物质的分类：

①纯净物：单质、氧化物、酸、碱、盐

电解质：酸、碱、盐、金属氧化物、水；非电解质：酒精蔗糖等大部分有机物、 CO_2 、 NH_3 等。

强电解质：强酸、强碱、大部分金属氧化物、盐；弱电解质：水、弱酸、弱碱

②混合物：溶液、胶体（本质粒子直径1~100nm）、浊液

注意：单质、混合物既不是电解质，也不是非电解质。

③正盐：如 Na_2CO_3 、 CuSO_4 ；酸式盐：如 NaHCO_3 ；碱式盐：如碱式碳酸铜（ $\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$ ）

④胶体的性质：丁达尔效应、聚沉、电泳、渗析（可以透过滤纸，不能透过半透膜）、介稳定性

考题二：化学符号表征

1.原子结构： ${}^A_Z X_a$ A：质量数；Z：质子数；a：原子数；质量数=质子数+中子数

原子中：原子序数=质子数=核电荷数=核外电子数

${}^1_1 \text{H}$ 、 ${}^2_1 \text{H(D)}$ 、 ${}^3_1 \text{H(T)}$ 互为同位素；C_{金刚石}与C_{石墨}、白磷与红磷互为同素异形体

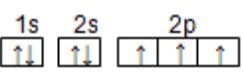
2.化学键（金属键、离子键、共价键，注意氢键不是化学键）

①离子键（金属/ NH_4^+ 阳离子和非金属阴离子）→离子化合物→电子式 $\text{Na}^+[\text{:}\ddot{\text{O}}\text{:}\ddot{\text{O}}\text{:}]^{2-}\text{Na}^+$ ；

②共价键（非金属元素原子共用电子对）→（相同原子电子对不偏移）非极性共价键，（不相同原子电子对偏移）极性共价键→电子式 $\text{H}:\ddot{\text{O}}\text{:}\ddot{\text{O}}\text{:H}$ ；共价单键全为 σ 键，双键中有一个 σ 键和一个 π 键，三键中有一个 σ 键和两个 π 键。

配位键：形成配位键的条件是成键原子一方(A)能够提供孤电子对，另一方(B)具有能够接受孤电子对的空轨道，可表示为A→B。配合物如 $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$ ：中心原子有空轨道： Cu^{2+} ；配位体有孤电子对： NH_3 配位原子：N，配位数：4。（配位键也看作 σ 键）例如：1mol $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ 所含 σ 键为 16N_A ；1mol $[\text{Co}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]\text{Cl}$ 所含 σ 键为 18N_A 。

③原子电子排布式： ${}_{25}^1\text{Mn}$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^2$ 或 $[\text{Ar}]3d^5 4s^2$ ； ${}_{25}^1\text{Mn}$ 价电子排布式： $3d^5 4s^2$ ；

${}_{25}^1\text{Mn}^{2+}$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5$ ；原子的轨道表示式（电子排布图）： :N: 

3.价层电子对互斥模型（VSEPR）：预测分子构型

（价层电子对数为2：sp直线形；3：sp²平面三角形；4：sp³四面体形）

例（sp³）四面体： H_2O  →v形、 NH_3  →三角锥形、 CH_4  →正四面体形

$n = \frac{\text{中心原子的价电子数} + \text{每个配位原子提供的价电子数} \times m}{2}$ 其中, 中心原子的价电数等于中心原子的最外层电子数, 配位原子中卤素原子、氢原子提供 1 个价电子, 氧原子和碳原子按不提供价电子计算。

⑤碳原子杂化方式: 全部以单键连接 sp^3 ; 有双键连接如  sp^2 , 有三键连接如 $-CN$ sp^3

考题三: 离子反应方程式的书写判断:

1. 拆分正确: 只拆强酸强碱可溶性盐, 醋酸 (CH_3COOH) 弱酸、碳酸钙等沉淀不拆

2. 符合理论实际: 亚铁离子 (Fe^{2+}) 与氧化剂高锰酸钾 ($KMnO_4$)、硝酸 (HNO_3)、氯水 ($Cl_2/HClO$)、双氧水发生氧化还原反应; 三价铁离子 (Fe^{3+}) 与硫离子 (S^{2-})、碘离子 (I^-) 等还原剂发生氧化还原反应。

3. (元素) 原子要守恒, 电荷要守恒, 得失电子要守恒。

氧化剂	$Cl_2(X_2)$	O_2		Fe^{3+}	酸性 $KMnO_4$	MnO_2	酸性 $K_2Cr_2O_7$
还原产物	$Cl^- (X^-)$	$H_2O/O^{2-}/OH^-$		Fe^{2+}	Mn^{2+}	Mn^{2+}	Cr^{3+}
还原剂	金属单质	Fe^{2+}	H_2S/S^{2-}	SO_2/SO_3^{2-}	HI/I^-	NH_3	CO
氧化产物	金属离子	Fe^{3+}	S 、 SO_2	SO_3 、 SO_4^{2-}	I_2	N_2 、 NO	CO_2

常考易错的离子方程式

向 $NaOH$ 溶液中通入少量 CO_2 : $2OH^- + CO_2$ (少量) $\rightarrow CO_3^{2-} + H_2O$

向 $NaOH$ 溶液中通入过量 CO_2 : $OH^- + CO_2$ (过量) $\rightarrow HCO_3^-$

$NaHCO_3$ 溶液中滴加过量的澄清石灰水: HCO_3^- (少量) $+ Ca^{2+} + OH^- \rightarrow CaCO_3 \downarrow + H_2O$

澄清石灰水中滴加过量的 $NaHCO_3$ 溶液: $2HCO_3^-$ (过量) $+ Ca^{2+} + 2OH^- \rightarrow CaCO_3 \downarrow + 2H_2O + CO_3^{2-}$

向 $NaAlO_2$ 溶液中通入少量 CO_2 气体: $2AlO_2^- + CO_2$ (少量) $+ 3H_2O \rightarrow 2Al(OH)_3 \downarrow + CO_3^{2-}$

铜与浓硝酸反应: $Cu + 4H^+ + 2NO_3^- \rightarrow Cu^{2+} + 2NO_2 \uparrow + 2H_2O$

Fe 与过量稀硝酸反应: Fe (少量) $+ 4H^+ + NO_3^- \rightarrow Fe^{3+} + NO \uparrow + 2H_2O$

过量的铁和稀硝酸反应: $3Fe$ (过量) $+ 8H^+ + 2NO_3^- \rightarrow 3Fe^{2+} + 2NO \uparrow + 4H_2O$

向 $H_2C_2O_4$ 溶液中滴加酸性 $KMnO_4$ 溶液: $2MnO_4^- + 5H_2C_2O_4 + 6H^+ \rightarrow 2Mn^{2+} + 10CO_2 \uparrow + 8H_2O$

向 $Ba(OH)_2$ 溶液中滴加 NH_4HSO_4 溶液至刚好沉淀完全: $Ba^{2+} + OH^- + H^+ + SO_4^{2-} \rightarrow BaSO_4 \downarrow + H_2O$

向苯酚钠($C_6H_5O^-$) Na 溶液中通入 CO_2 : $C_6H_5O^- + CO_2 + H_2O \rightarrow C_6H_5OH + HCO_3^-$

考题四: 阿伏加德罗常数 N_A

基本公式: $n = \frac{V}{V_m}$ (标况、气体) $= cV$ (溶液溶质完全电离浓度 \times 体积) $= \frac{m}{M} \rightarrow N_A$

CCl_4 、 $CHCl_3$ 、 CH_2Cl_2 (注: CH_3Cl 为气体)、 H_2O 、溴、 SO_3 、己烷、苯等在标准状况下均非气体。

可逆反应: $2NO_2 \rightleftharpoons N_2O_4$ $N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$ $Cl_2 + H_2O \rightleftharpoons HCl + HClO$

物质组成结构: SiO_2 含 4Si—O 键; 白磷 (P_4) 含 6P—P 键; 金刚石 C: C—C 键等于 1: 2

考题五、六: 实验基础与实验设计评价

常见课本实验

1. 制备 $Fe(OH)_3$ 胶体: 饱和 $FeCl_3$ 溶液和沸水。

2. 铝热反应: 氧化铁、铝粉、氯酸钾固体、镁条

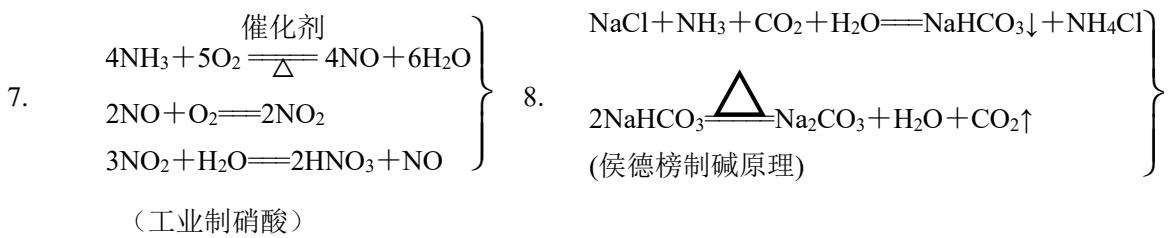
3. 铜与浓硫酸加热反应得到 SO_2

4. 二氧化锰 (MnO_2) 和浓盐酸 (HCl) 加热制备 Cl_2

5. 乙酸与乙醇在浓硫酸催化生成乙酸乙酯 (试剂滴加顺序: 乙醇 \rightarrow 浓硫酸 \rightarrow 乙酸、沸石)

其接收器中碳酸钠的作用, 反应挥发乙酸、溶解乙醇、降低乙酸乙酯的溶解度。

6. 利用氢氧化钙 ($Ca(OH)_2$) 和氯化铵 (NH_4Cl) 固体加热制备 NH_3



考题七：有机分子辨识

1. 官能团识别：碳碳双键 $\text{CH}_2=\text{CH}_2$ 、碳氯键（C-Cl）、碳溴键或溴原子（C-Br）、羟基（-OH）、

羧基（ $-\text{COOH}$ ）、酯基（ $-\text{COO}-$ ）、酰胺基（ $-\text{NHCO}-$ ）、醛基（ $-\text{CHO}$ ）、
 羰基（ C=O ）、醚键（ C-O-C ）、氨基（ $-\text{NH}_2$ ）、硝基（ $-\text{NO}_2$ ）

2. 特征反应性质：碳碳双键能使高锰酸钾（氧化）、溴水褪色（加成）褪色；苯酚遇三价铁离子（ FeCl_3 ）显紫色；含醛基能产生银镜反应，与新制氢氧化铜产生砖红色沉淀；含羧基能与 NaHCO_3 反应产生 CO_2 气体。

3. 常见试剂条件转化反应： Cl_2 光照条件（烷烃的取代反应）； $\text{Cl}_2/\text{FeCl}_3$ 条件（苯环上的取代在领位和对位）；浓硫酸、加热条件（醇的消去反应，羧酸和醇的酯化反应）； NaOH 的醇溶液、加热条件（卤代烃的消去反应）； O_2 、 Cu/Ag /加热条件（醇的催化氧化生成醛）； NaOH 的水溶液/加热条件（卤代烃的水解、酯类和酰胺类的水解，羧酸中和、苯酚类取代）。

有机反应中的几个定量关系

(1) 在卤代反应中 1 mol 卤素单质取代 1 mol H，同时生成 1 mol HX。

(2) 1 mol $\text{C}=\text{C}$ 完全加成需要 1 mol H_2 或 1 mol Br_2 。1 mol 苯完全加成需要 3 mol H_2

(3) 和 NaHCO_3 溶液反应生成气体：与 1 mol $-\text{COOH}$ 反应生成 1 mol CO_2 气体。

(4) 和 Na 反应生成气体：与 1 mol $-\text{COOH}$ 反应生成 0.5 mol H_2 ；与 1 mol $-\text{OH}$ 反应生成 0.5 mol H_2 。

(5) 和 NaOH 溶液反应：1 mol $-\text{COOH}$ 消耗 1 mol NaOH ；1 mol 醇酯基- COOR (R 为链烃基) 消耗 1 mol NaOH ；1 mol 酚酯基(- COOR) (R 为苯环) 消耗 2 mol NaOH

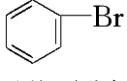
4. 共面问题：

(1) 三种典型模型解读

① 甲烷分子中所有原子一定不共平面，最多有 3 个原子处在一个平面上，若用其他原子代替其中的任何氢原子，所有原子一定不能共平面，如 CH_3Cl 所有原子不在一个平面上。

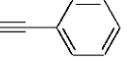
② 乙烯分子中所有原子一定共平面，若用其他原子代替其中的任何氢原子，所得有机物中所有原子仍然共平面，如 $\text{CH}_2=\text{CHCl}$ 分子中所有原子共平面。

③ 苯分子中所有原子一定共平面，若用其他原子代替其中的任何氢原子，所得有机物中的所有

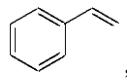
原子也仍然共平面，如溴苯() 分子中所有原子共平面。

(2) 结构不同的基团连接后原子共面分析

① 直线与平面连接，则直线在这个平面上。

如苯乙炔：，所有原子共平面。

② 平面与平面连接，如果两个平面结构通过单键相连，由于单键的旋转性，两个平面可以重合，但不一定重合。

如苯乙烯：，分子中共平面原子至少 12 个，最多 16 个。

③ 平面与立体连接，如果甲基与平面结构通过单键相连，则由于单键的旋转性，甲基的一个氢原子可能暂时处于这个平面上。

5. 一氯代物、多少种化学环境的氢原子：等效氢法（同一个碳原子上 H 是等效的，同一个碳原子上甲基- CH_3 是等效的，对称位置上的 H 是等效的）

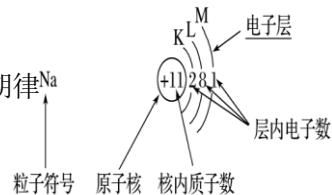
考题八：元素周期推测

原子结构及核外电子排布特征（元素性质及特征）→周期表中元素周期律

原子中：原子序数=质子数=核电荷数=核外电子数

质量数=质子数+中子数

熟记常见元素及其化合物的特征，锁定突破口



(1)形成化合物种类最多的元素是 C，单质是自然界中硬度最大物质的元素是 C，考古 C。

(2)空气中含量最多的元素是 N，气态氢化物水溶液呈碱性的元素是 N。

(3)地壳中含量最多的元素排序是 O、Si、Al、Fe、Ca，氢化物在通常情况下呈液态的元素是 O。

(4)单质密度最小的元素是 H，密度最小的金属元素是 Li。短周期原子半径最大的元素是 Na。

2. 牢固掌握熟知元素周期律

①半径规律：先看电子层（多）→在看原子序数（小）→电子层数相同时，随原子序数递增，原子半径减小

②金属性：原子越易失电子，金属性越强。规律：同一周期，从左往右，金属性逐渐减弱；同一主族，从上到下，金属性逐渐增强。判断依据：在金属活动性顺序中位置越靠前，金属性越强；单质与水或非氧化性酸反应越剧烈，金属性越强；最高价氧化物对应水化物的碱性越强，金属性越强；单质还原性越强或离子氧化性越弱，金属性越强。

③非金属性：原子越易得电子，非金属性越强。规律：同一周期，从左往右，非金属性逐渐增强；同一主族，从上到下，非金属性逐渐减弱（非金属性强弱 F>O）。判断依据：与 H₂ 化合越容易，气态氢化物越稳定，非金属性越强；单质氧化性越强，阴离子还原性越弱，非金属性越强；最高价氧化物对应水化物的酸性越强，非金属性越强（酸性 HClO₄>H₂SO₄>H₃PO₄）。

④第一电离能和电负性：在周期表中，电离能、电负性从左到右逐渐增大，从上往下逐渐减小

一般规律：同一周期，从左往右，元素的第一电离能呈现增大的趋势；同一主族，从上到下随着电子层数的增加，元素的第一电离能逐渐减小。特殊情况：当原子核外电子排布在能量相等的轨道上形成全空(p⁰、d⁰、f⁰)、半满(p³、d⁵、f⁷)和全满(p⁶、d¹⁰、f¹⁴)结构时，原子的能量较低较稳定，该元素具有较大的第一电离能（如 N>O>C）。

⑤非极性分子与极性分子的判断：

非极性分子：正负电荷中心重合，结构对称。（如 H₂、CO₂ 直线形、SO₃ 平面三角形、CH₄ 正四面体形）

极性分子：正负电荷中心不重合（如 H₂O V 形、NH₃ 三角锥形）

⑥8e-稳定结构：|元素化合价|+最外层电子数=8；含有 H 元素不可能所有原子满 8e-稳定结构。

考题九：（物质结构与性质）晶胞结构解析

1. 原子结构、能级轨道内容

①S 能级：轨道数 1，球形 P 能级：轨道数 3，哑铃形或纺锤形 d 能级：轨道数 5

②₉F 核外电子运动状态数为 9，₉F 核外电子空间运动状态数为 5

③从原子结构角度分析 Fe²⁺ 和 Fe³⁺ 的稳定性相对强弱：Fe²⁺：[Ar]3d⁶，Fe³⁺：[Ar]3d⁵，Fe³⁺ 的 3d 能级电子为半充满的稳定结构（或 3d 能级为半充满状态，具有较大的第一电离能较稳定），故稳定性：Fe³⁺ > Fe²⁺。

2. 晶体结构与性质

①晶体类别的判断方法

(1) 依据构成晶体的微粒和微粒间作用力判断

由阴、阳离子形成的离子键构成的晶体为离子晶体；由原子形成的共价键构成的晶体为共价晶体（金刚石、晶体硅 SiC、SiO₂、AlN、BP、GaAs 等）；由分子依靠分子间作用力形成的晶体为分子晶体；由金属阳离子、自由电子以金属键构成的晶体为金属晶体。

(2) 依据晶体的熔点判断

不同类型晶体熔点大小的一般规律：共价晶体>离子晶体>分子晶体。金属晶体的熔点差别很大，如钨、铂等熔点很高，铯等熔点很低。

3. 晶体熔、沸点的比较

(1)共价晶体：原子半径越小→键长越短→共价键键能越大→熔沸点越高。如熔点：C_{金刚石}>SiC>Si。

(2)离子晶体：一般地说，阴、阳离子的电荷数越多，离子半径越小，离子间的作用力就越强，离子晶体的熔、沸点就越高，如熔点：MgO>NaCl>CsCl。

(3)分子晶体

①分子间作用力越大，物质的熔、沸点越高；具有分子间氢键的分子晶体熔、沸点反常得高，如沸点：H₂O>H₂Te>H₂Se>H₂S。

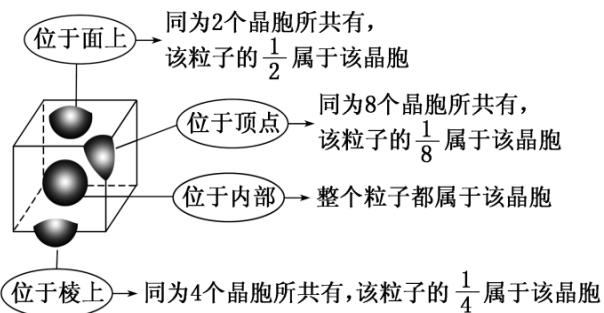
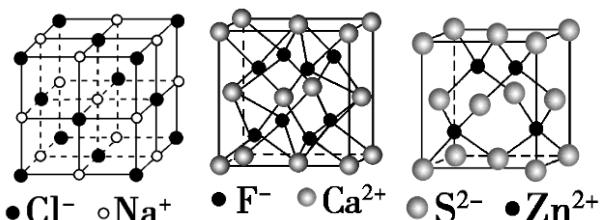
②组成和结构相似的分子晶体，相对分子质量越大，熔、沸点越高，如熔、沸点：SnH₄>GeH₄>SiH₄>CH₄。

(4)金属晶体

金属离子半径越小，所带电荷数越多，其金属键越强，熔、沸点就越高，如熔、沸点：Na<Mg<Al。

4. 晶胞中微粒数目的计算方法——均摊法

①熟记几种常见的晶胞结构及晶胞含有的粒子数目。



A. NaCl(含 4 个 Na⁺, 4 个 Cl⁻)：配位数：6

B. CaF₂(含 4 个 Ca²⁺, 8 个 F⁻)，距离 Ca 最近距离且相等 F 为 8；距离 Ca 最近距离且相等 Ca 为 12

C. ZnS(含 4 个 Zn²⁺, 4 个 S²⁻)，配位数为 4

$$(2) \text{晶胞密度计算: } \rho = \frac{nM}{a^3 N_A} \quad \text{单位换算 } 1\text{nm} = 10^{-7}\text{cm} \quad 1\text{pm} = 10^{-10}\text{cm}$$

(3)晶体结构的相关计算

$$(1) \text{晶胞质量} = \text{晶胞占有的微粒的质量} = \text{晶胞占有的微粒数} \times \frac{M}{N_A}.$$

$$(2) \text{空间利用率} = \frac{\text{晶胞占有的微粒体积}}{\text{晶胞体积}}.$$

(3)金属晶体中体心立方堆积、面心立方堆积中的几组公式(设棱长为 a, 原子半径为 r)

$$\text{①面对角线长} = \sqrt{2}a.$$

$$\text{②体对角线长} = \sqrt{3}a.$$

$$\text{③体心立方堆积 } 4r = \sqrt{3}a$$

$$\text{④面心立方堆积 } 4r = \sqrt{2}a.$$

考题十：电化学（电源）装置分析

判断依据		电极材料	电极反应	电子流向	离子移向	电极现象
原电池 (化→电 装置) 放电	负极	活泼金属	氧化反应	流出 (失电子)	阴离子移向 （“负负”）	电极质量减小
	正极	不活泼金属 或非金属	还原反应	流入 (得电子)	阳离子移向 （“正正”）	电极增重或质 量不变
电解池 (电→化 装置) 充电	阳极	与电源正极 相连	氧化反应	流出	阴离子移向	电极溶解或 pH 减小
	阴极	与电源负极 相连	还原反应	流入	阳离子移向	电极增重或 pH 增大

电解池中阴阳极放电顺序：

(1)阳离子在阴极上的放电顺序：Ag⁺>Fe³⁺>Cu²⁺>H⁺ (H₂O) >.....

(2)阴离子在阳极上的放电顺序：金属阳极> (惰性电极) S²⁻>I⁻>Br⁻>Cl⁻>OH⁻>.....

新型电池电极反应式

(1) 书写步骤：(定电极) 列物质标得失→看环境配守恒 (得失电子、电荷、原子)

(2) 不同介质在电极反应式中的“去留”

酸性溶液	反应物或生成物中均没有 OH^-
碱性溶液	反应物或生成物中均没有 H^+
水溶液	不能出现 O^{2-}

锂离子电池电解质溶液不能为水溶液

例如：原电池中：（负极）还原剂 $-e^-$ = 氧化产物（升失氧化→还原剂）

（正极）氧化剂 $+e^-$ = 还原产物（降得还原→氧化剂）

金属电化学保护的两种方法：

（原电池）牺牲阳极的阴极保护法（相当于牺牲负极保护正极）；（电解池）外加电流的阴极保护法。

考题十一：物质转化（图）分析，化学反应机理（历程）及分析

1. 化学反应进行的方向

① 熵(S)是衡量一个体系混乱度的物理量，熵值越大，体系的混乱度越大。（注意：可看气体数衡量）

② 熵变(ΔS)：反应前后体系熵值的变化，即 $\Delta S = S(\text{生成物(g)}) - S(\text{反应物(g)})$ 。化学反应的 $\Delta S > 0$ 越大，越有利于反应发生。

③ 判断化学反应方向的判据： $\Delta G = \Delta H - T\Delta S < 0$ 反应能自发进行。

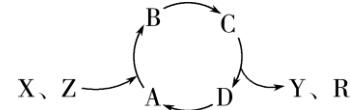
$\Delta H < 0, \Delta S > 0$ 所有温度下反应能自发进行； $\Delta H < 0, \Delta S < 0$ 低温下反应能自发进行；

$\Delta H > 0, \Delta S > 0$ 高温下反应能自发进行； $\Delta H > 0, \Delta S < 0$ 所有温度下反应都不能自发进行。

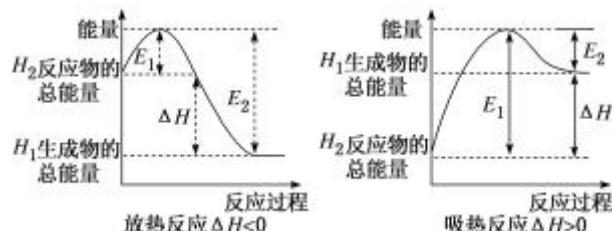
2. 物质循环型机理及分析

① “环形”反应机理图示，位于“环”上的物质(A、B、C、D)一般是催化剂或反应中间体（中间产物）。

② “入环”的物质(X、Z)是反应物，“出环”的物质(Y、R)是生成物。



考题十二：热力学图像解析



① 从宏观角度分析： $\Delta H = H_1(\text{生成物的总能量}) - H_2(\text{反应物的总能量})$

② 从微观角度分析： $\Delta H = E_1(\text{反应物的键能总和}) - E_2(\text{生成物的键能总和})$

③ 从活化能角度分析： $\Delta H = E_1(\text{正反应活化能}) - E_2(\text{逆反应活化能})$

① 识别能量变化图示中物质的作用，分清“反应物”“反应中间体”“催化剂”及“生成物”。

② 判断物质具有能量高低，比较物质的稳定性；物质具有能量越低，物质的稳定性越好。

③ 明确催化剂可以降低反应活化能(E_a)，催化剂只改变 E_a ，不影响反应热 ΔH 。

④ E_1 (正反应活化能)越高，反应速率就越慢，此过程是整个反应过程的决速步。

考题十三：反应原理平衡图像解析（详见考题十七）

考题十四：水溶液中的离子平衡图像解析

1. 弱电解质的电离

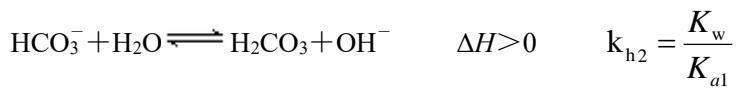
以 $0.1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1} \text{CH}_3\text{COOH}$ 溶液为例， $\text{CH}_3\text{COOH} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}^+ \quad \Delta H > 0$

$$K_a = \frac{c(\text{CH}_3\text{COO}^-)c(\text{H}^+)}{c(\text{CH}_3\text{COOH})} \quad \text{Ka 越大酸性越强，当调节 PH 使得 } c(\text{CH}_3\text{COO}^-) = c(\text{CH}_3\text{COOH}) \text{ 时 } \rightarrow \text{Ka} = c(\text{H}^+)$$

影响电离平衡的规律：越稀越电离、越热越电离，外加试剂（符合勒夏特列原理）

2. 盐类的水解

以 $0.1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1} \text{Na}_2\text{CO}_3$ 溶液呈碱性为例： $\text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{OH}^- \text{ (主要)} \quad \Delta H > 0 \quad k_{h1} = \frac{K_w}{K_{a2}}$



影响水解平衡的规律：有弱才水解，越弱越水解；谁强显谁性，同强显中性。外加试剂（同离子效应、符合勒夏特列原理）

3. 水的电离和溶液的酸碱性

(1) 水的电离

①任何条件下，水电离出的 $c(\text{H}^+) = c(\text{OH}^-)$ ；常温下，离子积常数 $K_w = c(\text{H}^+) \cdot c(\text{OH}^-) = 1.0 \times 10^{-14}$ 。

②酸、碱抑制水的电离，能水解的正盐、活泼金属（如 Na）则促进水的电离。

(2) 溶液的酸碱性：中性溶液 $c(\text{H}^+) = c(\text{OH}^-)$ ；酸性溶液 $c(\text{H}^+) > c(\text{OH}^-)$ ；碱性溶液 $c(\text{H}^+) < c(\text{OH}^-)$

①当电离能力大于水解能力，如： CH_3COOH 的电离程度 $>$ CH_3COO^- 的水解程度，所以等浓度的 CH_3COOH 与 CH_3COONa 溶液等体积混合后溶液显酸性 $c(\text{CH}_3\text{COO}^-) > c(\text{Na}^+)$ ；

②当水解能力大于电离能力，如： HClO 的电离程度 $<$ ClO^- 水解程度，所以等浓度的 HClO 与 NaClO 溶液等体积混合后溶液显碱性。

③酸式盐溶液的酸碱性主要取决于酸式酸根的电离能力和水解能力哪一个更强。

如在 NaHCO_3 溶液中， HCO_3^- 的水解 $>$ 电离，故溶液显碱性；

而在 NaHSO_3 溶液中， HSO_3^- 的电离 $>$ 水解，故溶液显酸性。

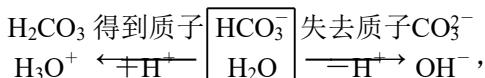
4. 电解质溶液中粒子浓度关系（三大守恒）

(1) 电荷守恒规律：电解质溶液中，无论存在多少种离子，溶液都呈电中性，即阴离子所带负电荷总数一定等于阳离子所带正电荷总数。如 NaHCO_3 溶液中存在着 Na^+ 、 H^+ 、 HCO_3^- 、 CO_3^{2-} 、 OH^- ，必存在如下关系： $c(\text{Na}^+) + c(\text{H}^+) = c(\text{HCO}_3^-) + c(\text{OH}^-) + 2c(\text{CO}_3^{2-})$ 。

离子浓度大小关系： $c(\text{Na}^+) > c(\text{HCO}_3^-) > c(\text{H}^+) > c(\text{CO}_3^{2-})$

(2) 元素质量守恒规律（物料守恒）：电解质溶液中，由于某些离子能够水解，离子种类增多，但元素总是守恒的。如 K_2S 溶液中 S^{2-} 、 HS^- 都能水解，故 S 元素以 S^{2-} 、 HS^- 、 H_2S 三种形式存在，它们之间有如下守恒关系： $c(\text{K}^+) = 2c(\text{S}^{2-}) + 2c(\text{HS}^-) + 2c(\text{H}_2\text{S})$ 。

(3) 质子守恒规律：质子即 H^+ ，酸碱反应的本质是质子转移，能失去质子的酸失去的质子数和能得到质子的碱得到的质子数相等。如 NaHCO_3 溶液中，



所以 $c(\text{H}_2\text{CO}_3) + c(\text{H}_3\text{O}^+) = c(\text{CO}_3^{2-}) + c(\text{OH}^-)$ ，即 $c(\text{H}_2\text{CO}_3) + c(\text{H}^+) = c(\text{CO}_3^{2-}) + c(\text{OH}^-)$ 。

5. 难溶电解质的溶解平衡及其三个应用

1. 难溶电解质的溶解平衡与溶度积

溶解

(1) 难溶电解质在水中会建立如下平衡： $\text{M}_m\text{A}_n(\text{s}) \rightleftharpoons m\text{M}^{n+}(\text{aq}) + n\text{A}^{m-}(\text{aq})$ 。勒夏特列原理同样适用于溶解平衡。例如： AgCl 的 $K_{\text{sp}} = c(\text{Ag}^+) \cdot c(\text{Cl}^-)$ 。与平衡常数一样， K_{sp} 与温度有关， K_{sp} 越大说明离子浓度越大，沉淀越容易溶解。

(2) 通过比较溶度积 K_{sp} 与溶液中有关离子的离子积 Q_c 的相对大小，可以判断难溶电解质在给定条件下能否生成沉淀或溶解。如 AgCl 溶液的 $Q_c = c(\text{Ag}^+) \cdot c(\text{Cl}^-)$ ，该计算式中的离子浓度不一定是平衡浓度，而 K_{sp} 计算式中的离子浓度一定是平衡浓度。

①若 $Q_c > K_{\text{sp}}$ ，则溶液过饱和，有沉淀析出，直至溶液饱和，达到新的平衡。

②若 $Q_c = K_{\text{sp}}$ ，则溶液饱和，沉淀与溶解处于平衡状态。

③若 $Q_c < K_{\text{sp}}$ ，则溶液未饱和，无沉淀析出，若加入过量难溶电解质，难溶电解质溶解直至溶液饱和。

2. 沉淀溶解平衡的应用

难溶电解质的溶解平衡也是动态平衡，可以利用其逆反应使溶液中的离子转化为沉淀，化学上通常认为溶液中的剩余离子浓度小于 $1 \times 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ 时就沉淀完全。

(1) 沉淀的转化

由一种沉淀转化为另一种沉淀的过程，若难溶电解质类型相同，则 K_{sp} 较大的沉淀易于转化为 K_{sp}

较小的沉淀。但要注意的是通过改变外界条件，利用勒夏特列原理也可以使溶解度小的沉淀转化成溶解度大的沉淀。

①易溶物向难溶物转化：如向 BaCO_3 沉淀中加入 Na_2CrO_4 溶液，将会发现白色的 BaCO_3 沉淀逐渐转化成黄色的 BaCrO_4 沉淀。

②难溶物向易溶物转化：如 BaSO_4 沉淀转化为 BaCO_3 沉淀的反应为 $\text{BaSO}_4(\text{s}) + \text{CO}_3^{2-} \rightleftharpoons \text{BaCO}_3(\text{s}) + \text{SO}_4^{2-}$ ，
 $K = \frac{c(\text{SO}_4^{2-})}{c(\text{CO}_3^{2-})} = \frac{K_{\text{sp}}(\text{BaSO}_4)}{K_{\text{sp}}(\text{BaCO}_3)} = \frac{1.07 \times 10^{-10}}{2.58 \times 10^{-9}} \approx 24$ ，虽然平衡常数小，转化不彻底，但只要 $c(\text{CO}_3^{2-})$ 比 $c(\text{SO}_4^{2-})$ 大 24 倍以上，经多次转化，即能将 BaSO_4 转化为 BaCO_3 。

考题十五：化学工艺流程

一般来说，流程题只有两个目的：一是从混合物中分离、提纯某一物质；另一目的就是利用某些物质制备另一物质。明确题目目的是制什么物质，从题干或问题中获取有用信息，了解产品的性质（如受热易分解的物质或产物，则要注意对温度的控制；会水解的盐，则要加相对应的酸来防止水解；如果产物是一种强的还原剂容易被氧化，则要防止它们被氧化；如果产物是一种易吸收空气中 CO_2 或水，则要防止空气中的 CO_2 或水进入装置中）。关注三线：箭头指出（反应物）、箭头指出（生成物）、回转线（循环物质）。

答题规律：

①增大反应速率（原料浸出率：离子在溶液中的含量多少）的措施：搅拌、升高温度、延长浸出时间、增大气体/液体的浓度（流速），增大气液或固液接触面积（粉碎、研磨等）。

②加热的目的：加快反应速率（或促进平衡向生成物生成的方向移动）。温度不高于 $\times \times \times \times \text{ }^{\circ}\text{C}$ 的原因：温度过低反应速率慢，适当加快反应速率；但温度过高会造成挥发（如浓硝酸、氨水）；分解（如 H_2O_2 、 NH_4HCO_3 ）；氧化（如 Na_2SO_3 ）；促进水解（如 AlCl_3 、 FeCl_3 ）等，影响产品的生成转化率或产率低。加热的方法： $\leq 100 \text{ }^{\circ}\text{C}$ 水浴加热（作用：受热均匀，温度可控）； $\leq 10 \text{ }^{\circ}\text{C}$ 冰水浴； $> 100 \text{ }^{\circ}\text{C}$ 油浴加热。

③分离提纯、测定操作用到的仪器：1. 溶液配制： xxmL 容量瓶、胶头滴管、玻璃棒、量筒等；2. 灼烧：坩埚、泥三角、三脚架、酒精灯（或酒精喷灯）、坩埚钳；3. 蒸发：蒸发皿、玻璃棒、酒精灯，坩埚钳；4. 过滤：漏斗、烧杯、玻璃棒，5. 萃取分液：分液漏斗、玻璃棒、带有铁圈的铁架台。6. 蒸馏：蒸馏烧瓶、冷凝管、温度计、酒精灯、锥形瓶等。

④酸浸：通常用酸溶，如用硫酸、盐酸、浓硫酸等，与酸接触反应或溶解，使可溶性金属离子进入溶液，不溶物（如 SiO_2 ）通过过滤除去。调节 pH 防止水解（ Al^{3+} 、 Fe^{3+} ）成沉淀，促进硅酸沉淀生成等。

⑤碱浸：除去油污，除去铝片氧化膜，溶解铝、二氧化硅，调节 pH 促进水解（ Fe(OH)_3 沉淀）

⑥过量 XX 试剂用途、原因目的：【“过量”即使反应充分完全进行（或增大产率、转化率）】加入 XX 试剂将 XXX 反应（或转化）生成 XXXX，便于分离提纯。

⑦控制某反应的 pH 值：使某些金属离子以氢氧化物的形式沉淀（调节 pH 所用试剂为主要元素对应的氧化物、碳酸盐、碱，以避免引入新的杂质；pH 分离时的范围确定、范围过小的后果<导致某离子沉淀不完全>或过大的后果<导致主要离子开始沉淀>）

⑧从滤液中提取晶体（溶解度随温度升高而增大的晶体或含结晶水如 $(\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O})$ 的一般方法：【<至有晶膜出现>蒸发浓缩、冷却结晶、过滤、洗涤<水洗、冰水洗、乙醇洗>、干燥】

从滤液中提取溶解度受温度影响较小或随温度升高而减小的晶体的方法（即系列操作）【蒸发浓缩、趁热过滤<如果温度下降，杂质也会以晶体的形式析出来>、洗涤、干燥】

⑩检验溶液中离子是否沉淀完全的方法：将反应混合液静置，在上层清液中继续滴加沉淀剂 $\times \times$ ，若不再产生沉淀，则 $\times \times$ 离子已经沉淀完全，若产生沉淀，则 $\times \times$ 离子未完全沉淀。

⑪洗涤沉淀方法：沿玻璃棒往漏斗中加蒸馏水至液面没过沉淀，待水自然流下后，重复操作 2-3 次。

⑫检验沉淀是否洗涤干净的方法：取少量最后一次的洗涤液于试管中，向其中滴入某试剂，再滴加某试剂，若……，则沉淀洗涤干净（写出详细的操作、现象、结论）。

例如：①以 FeCl_3 溶液与 NaOH 溶液制得 Fe(OH)_3 沉淀后过滤为例（主要检验氯离子）

取最后一次的洗涤液少许置于试管中，先加稀硝酸，再加硝酸银溶液，若有白色沉淀生成，则沉淀未洗涤干净，若无白色沉淀生成，则沉淀已经洗涤干净。

②检验沉淀 Fe(OH)_3 是否洗涤干净（含 SO_4^{2-} ）：

取最后一次洗涤液，先加稀盐酸，再加入 BaCl_2 溶液，若有白色沉淀则说明未洗涤干净，若无白色沉淀则说明洗涤干净。

⑬洗涤的目的：除掉附着在沉淀表面的可溶性杂质

冰水洗涤的目的：洗去晶体表面的杂质离子并降低被洗涤物质（某晶体）的溶解度，减少其在洗涤过程中的溶解损耗

乙醇洗涤的目的：洗去水分，降低被洗涤物质（某晶体）的溶解度，减少其在洗涤过程中的溶解损耗，得到较干燥的产物。

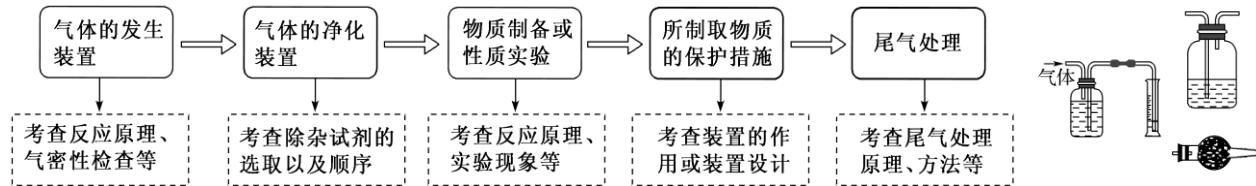
(14)减压蒸馏(减压蒸发)的原因：减小压强，使液体沸点降低，防止(如 H_2O_2 、浓硝酸、 NH_4HCO_3)受热分解\挥发

(15)趁热过滤的原因即操作：保持过滤温度，防止××杂质析出，提高晶体产品纯度；操作：已预热的布氏漏斗趁热抽滤。抽滤优点：快速过滤，过滤的产品较干燥。

(16)萃取与反萃取：萃取选用有机溶剂萃取，反萃取选用原来流程中的酸性溶剂做反萃取剂。

考题十六：化学实验综合

化学综合实验题涉及的题型主要有物质组成和性质探究型，物质制备和应用探究型，该类试题一般以实验装置图的形式给出实验流程，其实验流程与考查内容一般如下：



接口的连接：总体做到“自下而上，从左到右”。净化装置应：“长”进“短”出

量气装置应：“短”进“长”出。 干燥管应：“粗”进“细”出



①熟悉重要仪器：

注意作用：1. 恒压滴液漏斗：平衡气压，使液体顺利流下（使用前要：检漏）

2. 球形冷凝管：冷凝回流反应物，提高反应物的转化率（或提高产率）

3. 直形冷凝管：冷凝收集产物等。

②实验条件控制，常见的操作作用目的：

1.气密性检查的两种常用方法

(1)微热法检查

封闭(关闭活塞、导管末端插入盛水的烧杯中等)、微热(双手捂热或用酒精灯稍微加热)、气泡(观察到导管口有气泡逸出)、水柱(移开双手或停止加热，观察到导管中液面上升形成一段稳定的水柱)。

(2)液差法检查

封闭(关闭活塞或用止水夹夹住橡皮管等)、液差(向×××容器中加水，使×××和×××形成液面差，停止加水，放置一段时间，液面差保持不变)。

2.加氧化剂：(如 H_2O_2)将 Fe^{2+} 氧化成 Fe^{3+} ，后便于调节 PH 水解成 $Fe(OH)_3$ 沉淀分离提纯。

3.通入 N_2 或其他惰性气体：(实验反应前)排尽装置内的空气，防止空气中的××对实验造成干扰(如排除氧气的干扰)；(实验结束后)排尽吸收气体，防止污染(或减少实验误差)。

4.描述离子检验现象的答题规范：

检验某溶液中是否含有 Fe^{3+} 的操作方法：

规范解答 取待测液少许置于试管中，滴入几滴硫氰化钾(KSCN)溶液，若溶液变血红色，则证明溶液里含有 Fe^{3+} ，反之则证明溶液里不含 Fe^{3+} 。

含有 Fe^{2+} ：工业上用铁氰化钾($K_3Fe(CN)_6$)，深蓝色沉淀。

是否含有 NH_4^+ ：过量的浓氢氧化钠溶液，加热，用湿润的红色石蕊试纸检验产生的气体，若试纸变蓝，则证明溶液里含有 NH_4^+ ，反之则溶液里不含 NH_4^+ 。

5.判断滴定终点的答题规范

当滴入最后半滴×××标准溶液后，溶液由×××色变成×××色(或溶液×××色褪去)且半分钟内不恢复原来的颜色。

例如: V. 用 $0.100\ 0\ mol\cdot L^{-1}$ 硫代硫酸钠标准溶液滴定锥形瓶中的溶液($I_2 + 2S_2O_3^{2-} \rightleftharpoons 2I^- + S_4O_6^{2-}$), 指示剂显示终点时共用去 $20.00\ mL$ 硫代硫酸钠溶液。

步骤V中加入的指示剂通常为 淀粉溶液, 滴定至终点的现象是 当滴入最后半滴标准溶液, 溶液由蓝色变为无色, 且半分钟内颜色不复原。

③净化除杂装置常用试剂: (括号内为杂质)

$Cl_2(HCl)$: 饱和食盐水或饱和 $NaCl$ 溶液

$CO_2(HCl)$: 饱和 $NaHCO_3$ 溶液

$SO_2(HCl)$: 饱和 $NaHSO_3$ 溶液

$H_2S(HCl)$: 饱和 $NaHS$ 溶液

$NH_3(H_2O)$: 碱石灰[CaO 、 $NaOH$]

$CO_2/HCl(H_2O)$: 浓硫酸

④在尾气吸收处理装置作用:

1. 吸收尾气中 $\times\times$ 气体, 防止污染空气。2. 防止空气中的 $\times\times$ 气体进入 $\times\times$ 装置对实验造成干扰影响。

3. (若在导管末端连接倒置漏斗、干燥管浸入水或溶液中、导管插入水层及 CCl_4 层两层溶液的原因) 防倒吸。

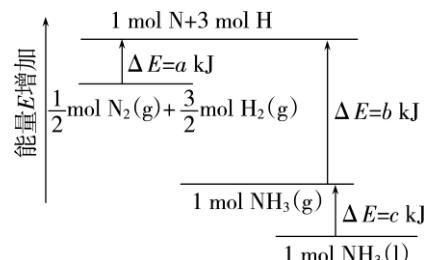
考题十七: 化学反应原理

(一) 盖斯定律的内容

一个化学反应, 不论是一步完成, 还是分几步完成, 其总的热效应是完全相等的, 这就是盖斯定律。盖斯定律表明, 在一定条件下, 化学反应的反应热只与反应体系的起始状态和最终状态有关, 而与反应的途径无关。

例如: 化学反应 $N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$ 的能量变化如图所示(假设该反应反应完全)。

答案: $N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(l) \quad \Delta H = 2(a - b - c) kJ/mol$
 $\Delta H < 0$ 为放热反应



盖斯定律计算步骤 (与目标方程做对比, 利用给定方程考虑计量系数同侧相加、异侧相减)

例: 已知 $200\ ^\circ C$ 时:

反应 I: $3N_2H_4(g) \rightleftharpoons N_2(g) + 4NH_3(g) \quad \Delta H_1 = -a\ kJ/mol (a > 0)$

反应 II: $N_2H_4(g) + H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g) \quad \Delta H_2 = b\ kJ/mol$

总反应为 $N_2H_4(g) \rightleftharpoons N_2(g) + 2H_2(g) \quad \Delta H_3$

解答: 反应 I - 反应 II × 2 → $\Delta H_3 = -a - 2b\ kJ/mol$

(二) 化学反应速率问题

1. 外界条件对化学反应速率的影响

(1) 纯液体和固体浓度视为常数, 它们的量的改变不会影响化学反应速率。但固体颗粒的大小导致接触面积的大小发生变化, 故影响反应速率。

(2) 对于固体、液体物质, 由于压强改变对它们的体积影响很小, 因而压强对它们浓度的影响可看作不变, 压强对无气体参加的化学反应的速率无影响。

(3) 升高温度, 不论吸热反应还是放热反应, 也不论正反应速率还是逆反应速率都增大。

(4) 使用催化剂催化的化学反应, 由于催化剂只有在适宜的温度下活性最大, 反应速率才能达到最大, 故在许多工业生产中温度的选择还需考虑催化剂的活性温度范围。

(5) “惰性气体”(不参加反应的气体)对反应速率的影响。

① 恒温恒容: 充入“惰性气体”引起总压强增大 → 物质浓度不变(活化分子浓度不变), 反应速率不变。

② 恒温恒压: 充入“惰性气体”引起体积增大引起物质浓度减小(活化分子浓度减小)引起相当于稀释使得反应物质分压减小, 反应速率减小。

(三) 化学平衡问题

1. 平衡状态的标志

以化学反应 $aA(g) + bB(g) \rightleftharpoons cC(g)$ 为例。

(1) 速率相等:

① 同种物质: $v_{正}(A) = v_{逆}(A)$ ② 不同物质: $v_{正}A : v_{逆}B = a : b$ (化学计量数之比)

(2) 变量不变: ① 各组分的物质的量、质量、浓度、质量分数等恒定。(特定的温度、颜色)

②总压强、总物质的量、混合气体的 $Mr = \frac{m}{n}$ 、体系的密度 $\frac{m}{V}$ 等，需要根据具体情况分析（不随时间变化）。

2. 外界条件对化学平衡移动的影响规律

温度的影响	升高温度，化学平衡向吸热反应方向移动；降低温度，化学平衡向放热反应方向移动
浓度的影响	增大反应物浓度或减小生成物浓度，化学平衡向正反应方向移动；减小反应物浓度或增大生成物浓度，化学平衡向逆反应方向移动
压强的影响	增大压强会使平衡向气体体积减小的方向移动；减小压强会使平衡向气体体积增大的方向移动

催化剂不影响化学平衡移动，不能提高物质的转化率

3. 化学平衡计算中两组常用公式

在可逆反应 $mA(g) + nB(g) \rightleftharpoons pC(g) + qD(g)$ 中

$$v = \frac{\Delta c}{\Delta t} = \frac{\Delta n}{V \Delta t} \quad (\text{单位: mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1} \text{ 或 mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1})$$

化学反应速率与化学计量数的关系：存在 $v(A):v(B):v(C):v(D) = m:n:p:q$

(即各物质反应速率之比、转化各物质的量之比及转化各物质的浓度之比等于化学计量数之比)

(1) 化学平衡常数(K)与浓度商(Q)

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

① $K = \dots$ (式中的浓度是指平衡状态的浓度，固体物质(s)、纯液体(l)、水溶液中进行的反应，H₂O(l)不列入平衡常数的计算表达式中；气体反应、有机反应，H₂O(g)的浓度要列入平衡常数的计算表达式中)

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

② $Q = \dots$ (式中的浓度是任意时刻的浓度)

$Q < K$ ，平衡正向移动， $v(\text{正}) > v(\text{逆})$ ； $Q = K$ ，平衡状态； $Q > K$ ，平衡逆向移动

(2) 转化率(α)计算公式

$$\alpha = \frac{\text{反应物转化的物质的量(或质量、浓度)}}{\text{反应物起始的物质的量(或质量、浓度)}} \times 100\%$$

(四) 难点题型—陌生平衡图像的考查

注意解答叙述方式：可逆反应+（因素）条件变化+平衡移动方向+平衡移动结果。

例：①该反应是吸热反应，升温向吸热反应方向即正反应方向移动，使得反应物 XX 转化率增大（提高产率）

②该反应正反应是气体体积数减小的反应，增大压强利于平衡向正反应方向移动，使得反应物 XX 转化率增大（提高产率）。

③温度升高时，反应以某 XX 反应为主，平衡往 xxx 方向移动，促使转化率升高（下降），温度过高时，可能催化剂失活，造成反应速率减慢，转化率下降等等（视题意具体情况而定）。

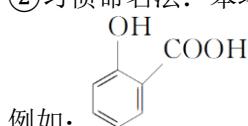
考题十八：有机综合推断

1. 有机物的命名：

① 系统命名法：

取代基位次—取代基名称—官能团的位次—主体名称（由简到繁、近原则）

② 习惯命名法：苯环上二取代：邻、间、对



的名称是 2-羟基苯甲酸(或邻羟基苯甲酸)；



的化学名称为 3-甲基苯酚

(或间甲基苯酚);

2. 官能团识别:

碳碳双键

、碳碳三键-C 碳氯键 (C-Cl)、碳溴键或溴原子 (C-Br)、羟基 (-OH)、羧基 (-COOH)、

、酯基 (-COO-/C=O-O-)、酰胺基 (-NHCO-/C=O-NH-)、醛基 (-CHO/C=O-H)、

、羰基 (C=O)、醚键 (C-O-C)、氨基 (-NH2)、硝基 (-NO2)

3. 反应类型:

①加成反应: $\text{CH}_2=\text{CHCH}_2\text{OH} \rightarrow \text{BrCH}_2\text{CHBrCH}_2\text{OH}$

②取代反应: $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH} \xrightarrow{\text{浓硫酸}/\Delta} \text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OOCCH}_3$ (酯化反应)

③氧化反应: $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH} \xrightarrow{\text{O}_2/\text{Cu}/\text{Ag}/\Delta} \text{CH}_3\text{CH}_2\text{CHO} \xrightarrow{\text{O}_2/\text{Cu}/\text{Ag}/\Delta} \text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH}$

④还原反应: $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{NO}_2 \rightarrow \text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{NH}_2$; $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CHO} \xrightarrow{\text{H}_2} \text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$

⑤消去反应: $\text{BrCH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH} \xrightarrow{\text{浓硫酸}/170^\circ\text{C}} \text{BrCH}_2\text{CH}=\text{CH}_2$



⑥加聚反应: 异戊二烯 $\xrightarrow{\text{催化剂}}$ 聚异戊二烯(天然橡胶)

⑦缩聚反应: $n\text{HO}-\underset{\substack{| \\ \text{CH}_3}}{\text{CH}}-\text{COOH} \xrightarrow{\text{一定条件}} \text{H}-\left[\text{O}-\underset{\substack{| \\ \text{CH}_3}}{\text{CH}}-\text{C}\right]_n\text{OH} + (n-1)\text{H}_2\text{O}$

4. 结构简式、化学反应方程式书写: 明确化学键的断裂和形成位置, 根据价键原则 (C-4 价键; O-2 价键; N-3 价键; H、F、Cl-1 价键) 补全分子结构, 元素质量守恒

5. 限定条件同分异构体判断与书写: 官能团异构→碳架异构→位置异构 (等效氢法)

6. 有机合成路线

①增长碳链: $\text{R}-\text{Cl} \xrightarrow{\text{HCN}} \text{R}-\text{CN} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{R}-\text{COOH}$

②缩短碳链: $\xrightarrow{\text{KMnO}_4 (\text{H}^+)} \img[alt="Benzene ring attached to a -COOH group."]$ (氧化反应)

例: 请以苯甲醛和乙醇为原料设计苯乙酸乙酯()的合成路线流程图(注明反应条件)。

提示: $\text{R}-\text{Br} + \text{NaCN} \rightarrow \text{R}-\text{CN} + \text{NaBr}$

