

高考化学知识点总结

第一部分 化学基本概念和基本理论

一. 物质的组成、性质和分类:

(一) 掌握基本概念

1. 分子

分子是能够独立存在并保持物质化学性质的一种微粒。

(1) 分子同原子、离子一样是构成物质的基本微粒。

(2) 按组成分子的原子个数可分为:

单原子分子如: He、Ne、Ar、Kr...

双原子分子如: O₂、H₂、HCl、NO...

多原子分子如: H₂O、P₄、C₆H₁₂O₆...

2. 原子

原子是化学变化中的最小微粒。确切地说, 在化学反应中原子核不变, 只有核外电子发生变化。

(1) 原子是组成某些物质(如金刚石、晶体硅、二氧化硅等原子晶体)和分子的基本微粒。

(2) 原子是由原子核(中子、质子)和核外电子构成的。

3. 离子

离子是指带电荷的原子或原子团。

(1) 离子可分为:

阳离子: Li⁺、Na⁺、H⁺、NH₄⁺...

阴离子: Cl⁻、O²⁻、OH⁻、SO₄²⁻...

(2) 存在离子的物质:

① 离子化合物中: NaCl、CaCl₂、Na₂SO₄...

② 电解质溶液中: 盐酸、NaOH 溶液...

③ 金属晶体中: 钠、铁、钾、铜...

4. 元素

元素是具有相同核电荷数(即质子数)的同一类原子的总称。

(1) 元素与物质、分子、原子的区别与联系: 物质是由元素组成的(宏观看); 物质是由分子、原子或离子构成的(微观看)。

(2) 某些元素可以形成不同的单质(性质、结构不同)——同素异形体。

(3) 各种元素在地壳中的质量分数各不相同, 占前五位的依次是: O、Si、Al、Fe、Ca。

5. 同位素

是指同一元素不同核素之间互称同位素, 即具有相同质子数, 不同中子数的同一类原子互称同位素。如 H 有三种同位素: ¹H、²H、³H(氕、氘、氚)。

6. 核素

核素是具有特定质量数、原子序数和核能态, 而且其寿命足以被观察的一类原子。

(1) 同种元素、可以有若干种不同的核素——同位素。

(2) 同一种元素的各种核素尽管中子数不同, 但它们的质子数和电子数相同。核外电子排布相同, 因而它们的化学性质几乎是相同的。

7. 原子团

原子团是指多个原子结合成的集体, 在许多反应中, 原子团作为一个集体参加反应。原子团有以下几种类型: 根(如 SO₄²⁻、OH⁻、CH₃COO⁻ 等)、官能团(有机物分子中能反映物质特殊性质的原子团, 如—OH、—NO₂、—COOH 等)、游离基(又称自由基、具有不成价电子的原子团, 如甲基游离基 ·CH₃)。

8. 基

化合物中具有特殊性质的一部分原子或原子团, 或化合物分子中去掉某些原子或原子团后剩下的原子团。

(1) 有机物的官能团是决定物质主要性质的基, 如醇的羟基(—OH)和羧酸的羧基(—COOH)。

(2) 甲烷(CH₄)分子去掉一个氢原子后剩余部分(·CH₃)含有未成对的价电子, 称甲基或甲基游离基, 也包括单原子的游离基(·Cl)。

	基 (羟基)	根 (氢氧根)
电子式	$\cdot\ddot{O}:H$	$[:\ddot{O}:H]^-$
电性	电中性	带负电
存在于	不能独立存在, 必须和其他“基”或原子团相结合	能独立存在于溶液或离子化合物中

9. 物理性质与化学性质

	物理性质	化学性质
概念 (宏观)	物质不需要发生化学变化就能表现出来的性质	物质在发生化学变化时表现出来的性质
实质 (微观)	物质的分子组成和结构没有发生改变时呈现的性质	物质的分子组成和结构发生改变时呈现的性质
性质包括内容	颜色、状态、气味、味道、密度、熔点、沸点、溶解性、导电性、导热性等	一般指跟氢气、氧气、金属、非金属、氧化物、酸、碱、盐能否发生反应及热稳定性等

9. 物理变化和化学变化

物理变化: 没有生成其他物质的变化, 仅是物质形态的变化。

化学变化: 变化时有其他物质生成, 又叫化学反应。

化学变化的特征: 有新物质生成伴有放热、发光、变色等现象

化学变化本质: 旧键断裂、新键生成或转移电子等。二者的区别是: 前者无新物质生成, 仅是物质形态、状态的变化。

10. 溶解性

指物质在某种溶剂中溶解的能力。例如氯化钠易溶于水, 却难溶于无水乙醇、苯等有机溶剂。单质碘在水中溶解性较差, 却易溶于乙醇、苯等有机溶剂。苯酚在室温时仅微溶于水, 当温度大于 70°C 时, 却能以任意比与水互溶 (苯酚熔点为 43°C , 70°C 时苯酚为液态)。利用物质在不同温度或不同溶剂中溶解性的差异, 可以分离混合物或进行物质的提纯。

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

11. 液化

指气态物质在降低温度或加大压强的条件下转变成液体的现象。在化学工业生产过程中, 为了便于贮存、运输某些气体物质, 常将气体物质液化。液化操作是在降温的同时加压, 液化使用的设备及容器必须能耐高压, 以确保安全。常用的几种气体液化后用途见下表。

气体名称	液化后名称	主要用途
空气	液体空气	分离空气制取氧气、氮气、稀有气体
氮气	液氮	冷冻剂
氯气	液氯	自来水消毒剂, 制氯化铁、氯化烷等
氨气	液氨	制冷剂, 用于氨制冷机中
二氧化硫	液体二氧化硫	漂白剂
石油气	液化石油气	燃料

12. 金属性

元素的金属性通常指元素的原子失去价电子的能力。元素的原子越易失去电子, 该元素的金属性越强, 它的单质越容易置换出水或酸中的氢成为氢气, 它的最高价氧化物的水化物的碱性亦越强。元素的原子半径越大, 价电子越少, 越容易失去电子。在各种稳定的同位素中, 铯元素的金属性最强, 氢氧化铯的碱性也最强。除了金属元素表现出不同强弱金属性, 某些非金属元素也表现出一定的金属性, 如硼、硅、砷、碲等。

13. 非金属性

是指元素的原子在反应中得到 (吸收) 电子的能力。元素的原子在反应中越容易得到电子。元素的非金属性越强, 该元素的单质越容易与 H_2 化合, 生成的氢化物越稳定, 它的最高价氧化物的水化物 (含氧酸) 的酸性越强 (氧元素、

氟元素除外)。

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

金属性强弱	非金属性强弱
最高价氧化物水化物碱性强弱	最高价氧化物水化物酸性强弱
与水或酸反应，置换出 H_2 的易难	与 H_2 化合的易难及生成氢化物稳定性
活泼金属能从盐溶液中置换出不活泼金属	活泼非金属单质能置换出较不活泼非金属单质
阳离子氧化性强的为不活泼金属，氧化性弱的为活泼金属	阴离子还原性强的为非金属性弱，还原性弱的为非金属性强
原电池中负极为活泼金属，正极为不活泼金属	将金属氧化成高价的是非金属性强的单质，氧化成低价的是非金属性弱的单质
电解时，在阴极先析出的为不活泼金属	电解时，在阳极先产生的为非金属性弱的单质

14. 氧化性

物质(单质或化合物)在化学反应中得到(吸引)电子的能力称为物质的氧化性。非金属单质、金属元素高价态的化合物、某些含氧酸及其盐一般有较强的氧化性。

非金属单质的氧化性强弱与元素的非金属性十分相似，元素的非金属性越强，单质的氧化性也越强。氟是氧化性最强的非金属单质。氧化性规律有：①活泼金属阳离子的氧化性弱于不活泼金属阳离子的氧化性，如 $\text{Na}^+ < \text{Ag}^+$ ；②变价金属中，高价态的氧化性强于低价态的氧化性，如 $\text{Fe}^{3+} > \text{Fe}^{2+}$ ， $\text{MnO}_4^- > \text{MnO}_4^{2-} > \text{MnO}_2$ ；③同种元素含氧酸的氧化性往往是价态越高，氧化性越强，如 $\text{HNO}_3 > \text{HNO}_2$ ，浓度越大，氧化性也越强，如浓 $\text{HNO}_3 >$ 稀 HNO_3 ，浓 $\text{H}_2\text{SO}_4 >$ 稀 H_2SO_4 。然而，也有例外，如氯元素的含氧酸，它们的氧化性强弱顺序是 $\text{HClO} > \text{HClO}_2 > \text{HClO}_3 > \text{HClO}_4$ 。

15. 还原性

物质在化学反应中失去电子的能力称为该物质的还原性。金属单质、大多数非金属单质和含有元素低价态的化合物都有较强的还原性。物质还原性的强弱取决于该物质在化学反应中失去电子能力的大小。

元素的金属性越强，金属单质的还原性也越强，金属单质还原性顺序和金属活动性顺序基本一致。元素的非金属性越弱，非金属单质的还原性越强。元素若有多种价态的物质，一般说来，价态降低，还原性越强。如含硫元素不同价态的物质的还原性： $\text{H}_2\text{S} > \text{S} > \text{SO}_2$ ；含磷元素物质的还原性 $\text{PH}_3 > \text{P}_4 > \text{PO}_3^{3-}$ ；铁及其盐的还原性： $\text{Fe} > \text{Fe}^{2+}$ 等。

16. 挥发性

液态物质在低于沸点的温度条件下转变成气态的能力，以及一些气体溶质从溶液中逸出的能力。具有较强挥发性的物质大多是一些低沸点的液体物质，如乙醇、乙醚、丙酮、氯仿、二硫化碳等。另外氨水、浓盐酸、浓硝酸等都具有很强的挥发性。这些物质贮存时，应密闭保存并远离热源，防止受热加快挥发。

17. 升华

在加热的条件下，固态物质不经过液态直接变为气态的变化。常见能升华的物质有 I_2 、干冰(固态 CO_2)、升华硫、红磷、灰砷等。

18. 稳定性

是物质的化学性质的一种。它反映出物质在一定条件下发生化学反应的难易程度。稳定性可分为热稳定性、光化学稳定性和氧化还原稳定性。

越不活泼的物质，其化学稳定性越好。例如：苯在一般情况下，化学性质比较稳定，所以，常用苯作萃取剂和有机反应的介质。很多反应在水溶液中进行和水作溶剂，都是利用了水的化学稳定性。

19. 混合物

由两种或多种物质混合而成的物质叫混合物；

(1) 混合物没有固定的组成，一般没有固定的熔沸点；

(2) 常见特殊名称的混合物：氨水、氯水、王水、天然水、硬水、软水、盐酸、浓硫酸、福尔马林、水玻璃；爆鸣气、水煤气、天然气、焦炉气、高炉煤气、石油气、裂解气、空气；合金；过磷酸钙、漂白粉、黑火药、铝热剂、水泥、铁触媒、玻璃；煤、石油；石油、石油的各种馏分。

【注意】由同素异形体组成的物质为混合物如红磷和白磷。由同位素原子组成的物质是纯净物如 H_2O 与 D_2O 混合为纯净物。

20. 单质

由同种元素组成的纯净物叫单质。如 O_2 、 Cl_2 、 N_2 、Ar、金刚石、铁(Fe)等。 HD 、 ^{16}O 、 ^{18}O 也属于单质，单质分为金属单质与非金属单质两种。

21. 化合物

由不同种元素组成的纯净物叫化合物。

从不同的分类角度化合物可分为多种类型，如离子化合物和共价化合物；电解质和非电解质；无机化合物和有机化合物；酸、碱、盐和氧化物等。

22. 酸

电离理论认为：电解电离出的阳离子全部是 H^+ 的化合物叫做酸。

常见强酸： $HClO_4$ 、 H_2SO_4 、 HCl 、 HNO_3 ...

常见弱酸： H_2SO_3 、 H_3PO_4 、 HF 、 $HClO$ 、 H_2CO_3 、 H_2SO_3 、 CH_3COOH ...

23. 碱

电离理论认为，电解质电离时产生的阴离子全部是 OH^- 的化合物叫碱。

常见强碱： $NaOH$ 、 KOH 、 $Ba(OH)_2$ 、 $Ca(OH)_2$...

常见弱碱： $NH_3 \cdot H_2O$ 、 $Al(OH)_3$ 、 $Fe(OH)_3$...

24. 盐

电离时生成金属阳离子(或 NH_4^+)和酸根离子的化合物叫做盐。

盐的分类：①正盐：如： $(NH_4)_2SO_4$ 、 Na_2SO_4 ... ②酸式盐：如 $NaHCO_3$ 、 NaH_2PO_4 、 Na_2HPO_4 ... ③碱式盐： $Cu_2(OH)_2CO_3$...

④复盐： $KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$...

25. 氧化物

由两种元素组成，其中一种是氧的化合物叫氧化物。

(1) 氧化物的分类方法按组成成分：

金属氧化物： Na_2O 、 Al_2O_3 、 Fe_3O_4 ...

非金属氧化物： NO_2 、 CO 、 SO_2 、 CO_2 ...

(2) 按性质分：

不成盐氧化物： CO 、 NO

成盐氧化物：酸性氧化物： CO_2 、 SO_2 ...

碱性氧化物： Na_2O_2 、 CuO ...

两性氧化物： Al_2O_3 、 ZnO

过氧化物： Na_2O_2

超氧化物： KO_2

26. 同素异形体

由同种元素所形成的不同的单质为同素异形体。

(1) 常见同素异形体：红磷与白磷； O_2 与 O_3 ；金刚石与石墨。

(2) 同素异形体之间可以相互转化，属于化学变化但不属于氧化还原反应。

(二) 正确使用化学用语

1. 四种符号

(1) 元素符号：①表示一种元素（宏观上）。②表示一种元素的一个原子（微观上）。③表示该元素的相对原子质量。

(2) 离子符号：在元素符号右上角标电荷数及电性符号（正负号），“1”省略不写如： Ca^{2+} 、 SO_4^{2-} 、 Cl^- 、 Na^+ ...

(3) 价标符号：是在元素正上方标正负化合价、正负写在价数前。“1”不能省略。如： H^+ 、 Cl^- 、 Na^+ 、 S^{+6} 、 O^{-2} ...

(4) 核素符号：如 $^{27}_{13}Al$ 、 $^{32}_{16}S$ 、 $^{16}_8O$ 左上角为质量数，左下角为质子数。

2. 化合价

化合价是指一种元素一定数目的原子跟其他元素一定数目的原子化合的性质。

① 在离子化合物中，失去电子的为正价，失去 n 个电子即为正 n 价；得到电子为负价，得到 n 个电子为负 n 价。

② 在共价化合物中，元素化合价的数值就是这种元素的一个原子跟其他元素的原子形成的共用电子对的数目、正负则由共用电子对的偏移来决定，电子对偏向哪种原子，哪种原子就显负价；偏离哪种原子、哪种原子就显正价。

③ 单质分子中元素的化合价为零。

3. 化学式

用元素符号表示单质或化合物的组成的式子成为化学式。根据物质的组成以及结构特点，化学式可以是分子式、实验式、结构简式等。不同的化学式所表示的意义有区别。

离子化合物的化学式表示离子化合物及其元素组成，还表示离子化合物中阴、阳离子最简单的整数比，同时也表示离子化合物的化学式量。例如，氢氧化钡这种物质及其组成元素是钡、氢、氧 3 种元素，化学式还表示了 Ba^{2+} 与 OH^- 的个数比是 1:2，它的化学式量为 171。

过氧化钠的化学式是 Na_2O_2 ，但不能写成 NaO ，在过氧化钠中实际存在的离子是 O_2^{2-} 离子，且 $\text{Na}^+ : \text{O}_2^{2-}$ 为 2:1，所以，过氧化钠的化学式只能用 Na_2O_2 表示。

某些固体非金属单质及所有的金属单质因组成、结构比较复杂，它们的化学式只用元素符号表示。比如红磷的化学式是 P。

4. 分子式

用元素符号表示物质的分子组成的式子。

一般分子式是最简式的整数倍，多数无机物二者是一致的。但也有例外，如最简式为 NO_2 的分子可能是 NO_2 ，也可能是 N_2O_4 。

有些单质、原子晶体和离子晶体通常情况下不存在简单分子，它的化学式则表示这种晶体中各元素的原子或离子数目的最简整数比，如 C、 SiO_2 、 CsCl 、 Na_2CO_3 、 $2\text{CaSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ 等。

分子式的意义：

- (1) 表示物质的元素组成；
- (2) 表示该物质的一个分子；
- (3) 表示分子中各元素的原子个数；
- (4) 表示该物质的相对分子质量。

例如，硫酸的分子式是 H_2SO_4 ，它表示硫酸这种物质，也表示了硫酸的一个分子及分子是由 2 个氢原子、1 个硫原子、4 个氧原子组成。 H_2SO_4 同时也表示它的相对分子质量为

$$1.008 \times 2 + 32.07 + 16.00 \times 4 = 98.086 \approx 98$$

5. 实验式

也称最简式。仅表示化合物中各元素原子个数比的式子。

有机物往往出现不同的化合物具有相同的实验式。如乙炔和苯的实验式是 CH，甲醛、乙酸、乳酸和葡萄糖等的实验式是 CH_2O 。已知化合物的最简式和相对分子质量，就可求出它的分子式，如乙酸最简式 CH_2O ，式量为 60， $(\text{CH}_2\text{O})_n = 60$ ， $n=2$ ，所以乙酸分子式为 $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$ 。

6. 电子式

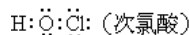
在元素符号周围用“·”或“×”表示其最外层电子数的式子。

(1) 用电子式表示阴离子时要用 [] 括起，电荷数写在括号外面的右上角。 NH_4^+ 、 H_3O^+ 等复杂阳离子也应如此写。

(2) 书写简单离子构成的离子化合物的电子式时可以遵循下面几点：

- ① 简单阳离子的电子式即是离子符号。
- ② 简单阴离子的电子式即是元素符号周围有 8 个小圆点外加 [] 及电荷数。
- ③ 阴、阳离子交替排列。如： $\text{Mg}^{2+}[:\ddot{\text{N}}:]^{3-} \text{Mg}^{2+}[:\ddot{\text{N}}:]^{3-} \text{Mg}^{2+}$

(3) 注意各原子的空间排序及孤对电子、单电子的存在。如：

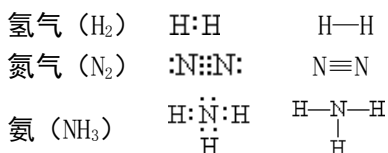


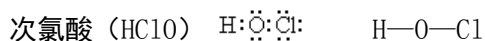
(4) 用电子式表示某物质形成过程，要注意“左分右合箭头连”的原则。如： $\text{Ca} + 2 \cdot \ddot{\text{Cl}}: \longrightarrow [:\ddot{\text{Cl}}:]^- \text{Ca}^{2+} [:\ddot{\text{Cl}}:]^-$

(5) 另外，各电子式的书写还应注意力求均匀、对称、易识别。

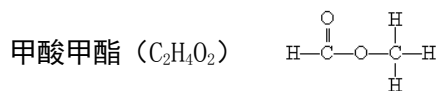
7. 结构式

用短线将分子中各原子按排列顺序和结合方式相互连接起来的式子。书写规律：一共用电子对画一短线，没有成键的电子不画出。



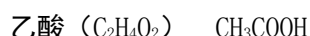
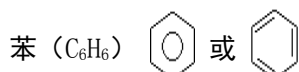
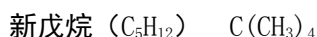
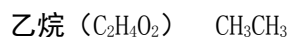


用结构式表示有机物的分子结构更具有实用性,并能明确表达同分异构体,例如:



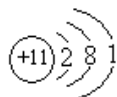
8. 结构简式

它是结构式的简写,一般用于有机物,书写时应将分子中的官能团表示出来,它可以把连接在相同原子的相同结构累加书写,也不需把所有的化学键都表示出来。例如:



9. 原子结构示意图

用以表示原子核电荷数和核外电子在各层上排布的简图,如钠原子结构简图:



表示钠原子核内有 11 个质子,弧线表示电子层(3 个电子层),弧线上数字表示该层电子数(K 层 2 个电子, M 层 1 个电子)。

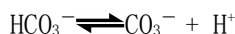
原子结构示意图也叫原子结构简图,它比较直观,易被初学者接受,但不能把弧线看作核外电子运行的固定轨道。

10. 电离方程式

表示电解质溶于水或受热熔化时离解成自由移动离子过程的式子。

① 强电解质的电离方程式用“=”。弱电解质的电离方程式用“ \rightleftharpoons ”链接。

② 弱酸的酸式酸根的电离用“ \rightleftharpoons ”。



③ 强酸的酸式酸根的电离用“=”。



④ 多元弱酸的电离分步进行。



⑤ 多元弱碱的电离认为一步完成。



11. 离子反应方程式的书写规则

用实际参加反应的离子的符号表示离子反应的式子叫做离子方程式。

离子方程式书写原则如下:

① 只能将易溶、易电离的物质写成离子式;如 NaCl 、 Na_2SO_4 、 NaNO_3 、 CuSO_4 ...

② 将难溶的(如 BaSO_4 、 BaCO_3 、 AgCl ...),难电离的(如 HClO 、 HF 、 CH_3COOH 、 $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ 、 H_2O),易挥发的气体(如 SO_2 、 CO_2 、 H_2S ...)用化学式表示。

③ 微溶物:若处于混浊态要写成分子式,澄清态改写成离子式。

④ 弱酸的酸式盐酸根不可拆开。如 HCO_3^- 、 HSO_3^- 、 HS^- 。

⑤ 碱性氧化物亦要保留分子式。

⑥ 离子方程式除了应遵守质量守恒定律外,离子方程式两边的离子电荷总数一定相等(离子电荷守恒)。

12. 热化学方程式

表明反应所放出或吸收的热量的方程式，叫做热化学方程式

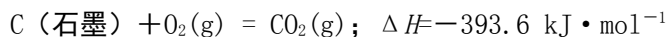
(1) 要注明反应的温度和压强，若反应是在 298 K 和 1.013×10^5 Pa 条件下进行，可不予注明。

(2) 要注明反应物和生成物的聚集状态或晶型。常用 s、l、g、aq 分别表示固体、液体、气体、溶液。

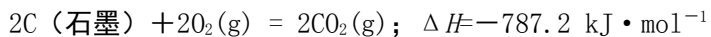
(3) ΔH 与方程式计量系数有关，注意方程式与对应 ΔH 不要弄错，计量系数以“mol”为单位，可以是小数或分数。

(4) 在所写化学反应计量方程式后写下 ΔH 的数值和单位，方程式与 ΔH 应用分号隔开。

(5) 当 ΔH 为“-”或 $\Delta H < 0$ 时，为放热反应，当 ΔH 为“+”或 $\Delta H > 0$ 时，为吸热反应。例如：



表示体系在 298 K、 1.013×10^5 Pa 下，反应发生了 1 mol 的变化（即 1 mol 的 C 与 1 mol 的 O_2 生成 1 mol 的 CO_2 ）时，相应的热效应为 $-393.6 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ，即放出 393.6 kJ 的热。



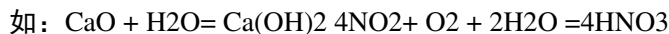
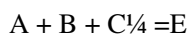
表示体系中各物质在 298 K、 1.013×10^5 Pa 下，反应发生了 1 mol 的变化（即 1 mol 的 2C 与 1 mol 的 2O_2 完全反应生成 1 mol 的 2CO_2 ）时的热效应为 $-787.2 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ，即放出 787.2 kJ 的热。

二. 化学反应与能量

(一) 掌握化学反应的四种基本类型

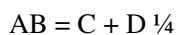
1. 化合反应

两种或两种以上的物质相互作用，生成一种物质的反应。即



2. 分解反应

一种物质经过反应后生成两种或两种以上物质的反应。即



3. 置换反应

一种单质与一种化合物反应，生成另一种单质和另一种化合物的反应。



4. 复分解反应

两种化合物相互交换成分，生成另外两种化合物的反应。



(二) 氧化还原反应：氧化剂、还原剂

1. 基本概念

① 氧化反应：物质失去电子（化合价升高）的反应。

还原反应：物质得到电子（化合价降低）的反应。

② 被氧化：物质失去电子被氧化。（所含元素化合价升高）。

被还原：物质得到电子被还原。（所含元素化合价降低）。

③ 氧化剂：得到电子的物质。

还原剂：失去电子的物质。

④ 氧化性：物质得电子的能力。

还原性：物质失电子的能力。

⑤ 氧化产物：氧化反应得到的产物。

还原产物：还原反应得到的产物。

⑥ 氧化还原反应：有电子转移（电子得失或共用电子对偏移）的反应，实质是电子的转移，特征是化合价的升降。

2. 概念间的关系

3. 氧化还原反应的一般规律

① 表现性质规律

同种元素具有多种价态时，一般处于最高价态时只具有氧化性、处于最低价态时只具有还原性、处于中间可变价时既具有氧化性又具有还原性。

② 性质强弱规律

氧化剂 + 还原剂 = 还原产物 + 氧化产物

氧化剂得电子 → 还原产物

还原剂失电子 → 氧化产物

氧化性：氧化剂 > 氧化产物；还原性：还原剂 > 还原产物

③ 反应先后规律

在浓度相差不大的溶液中，同时含有几种还原剂时，若加入氧化剂，则它首先与溶液中最强的还原剂作用；同理，在浓度相差不大的溶液中，同时含有几种氧化剂时，若加入还原剂，则它首先与溶液中最强的氧化剂作用。例如，向含有 FeBr₂ 溶液中通入 Cl₂，首先被氧化的是 Fe²⁺

④ 价态归中规律

含不同价态同种元素的物质间发生氧化还原反应时，该元素价态的变化一定遵循“高价+低价→中间价”的规律。

⑤ 电子守恒规律

在任何氧化—还原反应中，氧化剂得电子（或共用电子对偏向）总数与还原剂失电子（或共用电子对偏离）总数一定相等。w.w.w.k.s.5.u.

4. 氧化性、还原性大小的比较

(1) 由元素的金属性或非金属性比较

a、金属阳离子的氧化性随其单质还原性的增强而减弱

b、非金属阴离子的还原性随其单质的氧化性增强而减弱

(2) 由反应条件的难易比较

不同的氧化剂与同一还原剂反应时，反应条件越易，其氧化剂的氧化性越强。如：



前者比后者容易发生反应，可判断氧化性：KMnO₄ > MnO₂。同理，不同的还原剂与同一氧化剂反应时，反应条件越易，其还原剂的还原性越强。

(3) 根据被氧化或被还原的程度不同进行比较

当不同的氧化剂与同一还原剂反应时，还原剂被氧化的程度越大，氧化剂的氧化性就越强。如：



根据铁被氧化程度的不同（Fe³⁺、Fe²⁺），可判断氧化性：Cl₂ > S。同理，当不同的还原剂与同一氧化剂反应时，氧化剂被还原的程度越大，还原剂的还原性就越强。

(4) 根据反应方程式进行比较

氧化剂+还原剂=还原产物+氧化产物

氧化性：氧化剂 > 氧化产物；还原性：还原剂 > 还原产物

简记：左 > 右

(5) 根据元素周期律进行比较

一般地，氧化性：上 > 下，右 > 左；还原性：下 > 上，左 > 右。

(6) 某些氧化剂的氧化性或还原剂的还原性与下列因素有关：

温度：如热的浓硫酸的氧化性比冷的浓硫酸的氧化性强。

浓度：如浓硝酸的氧化性比稀硝酸的强。

酸碱性：如中性环境中 NO₃⁻ 不显氧化性，酸性环境中 NO₃⁻ 显氧化性；又如 KMnO₄ 溶液的氧化性随溶液的酸性增强而增强。

▲ 物质的氧化性或还原性的强弱只决定于得到或失去电子的难易，与得失电子的多少无关。

5. 常见变化

(1) 风化

结晶水合物在室温和干燥的空气里失去部分或全部结晶水的过程。

(2) 催化

能改变反应速度，本身一般参与反应但质量和化学性质不变。应了解中学里哪些反应需用催化剂。

(3) 歧化

同一种物质中同一元素且为同一价态原子间发生的氧化还原反应。如：2Cl₂ + 2Ca(OH)₂ = CaCl₂ + Ca(ClO)₂ + H₂O

(4) 酸化

向某物质中加入稀酸使之呈酸性的过程。比如 KMnO_4 溶液用 H_2SO_4 酸化， AgNO_3 溶液用 HNO_3 酸化。

(5) 钝化

块状的铝、铁单质表面在冷的浓硫酸或浓硝酸中被氧化成一层致密的氧化物保护膜，阻止内层金属与酸继续反应。

(6) 硬水软化

通过物理、化学方法除去硬水中较多的 Ca^{2+} 、 Mg^{2+} 的过程。

(7) 水化

烯、炔与水发生加成反应生成新的有机物。

如：乙烯水化法： $\text{CH}_2=\text{CH}_2 + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow[\text{加热、加压}]{\text{催化剂}}$ $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$

乙炔水化法： $\text{CH}\equiv\text{CH} + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow[\text{加热、加压}]{\text{催化剂}}$ CH_3CHO

(8) 氢化（硬化）

液态油在一定条件下与 H_2 发生加成反应生成固态脂肪的过程。

植物油转变成硬化油后，性质稳定，不易变质，便于运输等。

(9) 皂化

油脂在碱性条件下发生水解反应的过程。

产物：高级脂肪酸钠 + 甘油

(10) 老化

橡胶、塑料等制品露置于空气中，因受空气氧化、日光照射而使之变硬发脆的过程。

(11) 硫化

向橡胶中加硫，以改变其结构（双键变单键）来改善橡胶的性能，减缓其老化速度的过程。

(12) 裂化

在一定条件下，分子量大、沸点高的烃断裂为分子量小、沸点低的烃的过程。目的：提高汽油的质量和产量。比如石油裂化。

(13) 酯化

醇与酸生成酯和水的过程。

(14) 硝化（磺化）

苯环上的 H 被 $-\text{NO}_2$ 或 $-\text{SO}_3\text{H}$ 取代的过程。

（三）化学反应中的能量变化

1. 化学反应中的能量变化，通常表现为热量的变化：

(1) 吸热反应：化学上把吸收热量的化学反应称为吸热反应。如 $\text{C} + \text{CO}_2 \xrightarrow{\Delta} 2\text{CO}$ 为吸热反应。

(2) 放热反应：化学上把放出热量的化学反应称为放热反应。如 $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \xrightarrow{\text{点燃}} 2\text{H}_2\text{O}$ 为放热反应。

2. 化学反应中能量变化的本质原因

化学反应中的能量变化与反应物和生成物所具有的总能量有关。如果反应物所具有的总能量高于生成物所具有的总能量，在发生化学反应时放出热量；如果反应物所具有的总能量低于生成物所具有的总能量，在发生化学反应时吸收热量。

3. 反应热、燃烧热、中和热、热化学方程式

(1) 反应热：在化学反应中放出或吸收的热量，通常叫反应热用 ΔH 表示。单位： $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

(2) 燃烧热：在 101kPa 时 1mol H_2 物质完全燃烧生成稳定的氧化物时所放出的能量，叫该物质的燃烧热。如：101kPa 时 1mol H_2 完全燃烧生成液态水，放出 $285.5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ 的热量，这就是 H_2 的燃烧热。

$\text{H}_2(\text{g}) + \frac{1}{2}\text{O}_2(\text{g}) = \text{H}_2\text{O}(\text{l})$ ； $\Delta H = -285.5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

(3) 中和热：在稀溶液中，酸和碱发生中和反应而生成 1mol H_2O ，这时的反应热叫做中和热。

$\text{H}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq}) = \text{H}_2\text{O}(\text{l})$ ； $\Delta H = -57.3 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

【注意】：化学反应的几种分类方法：

1. 根据反应物和生成物的类别及反应前后物质种类的多少分为：化合反应、分解反应、置换反应、复分解反应。
2. 根据反应中物质是否有电子转移分为：氧化还原反应、非氧化还原反应。
3. 根据反应是否有离子参加或生成分为：离子反应、非离子反应。

4. 根据反应的热效应分为：放热反应、吸热反应。
5. 根据反应进行的程度分为：可逆反应、不可逆反应。

三. 化学中常用计量

1. 同位素相对原子质量

以 ^{12}C 的一个原子质量的 $1/12$ 作为标准，其他元素的一种同位素原子的质量和它相比较所得的数值为该同位素相对原子质量，单位是“—”，一般不写。

2. 元素相对原子质量（即平均相对原子质量）

由于同位素的存在，同一种元素有若干种原子，所以元素的相对原子质量是按各种天然同位素原子所占的一定百分比计算出来的平均值，即按各同位素的相对原子质量与各天然同位素原子百分比乘积和计算平均相对原子质量。

3. 相对分子质量

一个分子中各原子的相对原子质量 \times 原子个数的总和称为相对分子质量。

4. 物质的量的单位——摩尔

物质的量是国际单位制（SI）的 7 个基本单位之一，符号是 n 。用来计量原子、分子或离子等微观粒子的多少。

摩尔是物质的量的单位。简称摩，用 mol 表示

① 使用摩尔时，必须指明粒子的种类：原子、分子、离子、电子或其他微观粒子。

② 1mol 任何粒子的粒子数叫做阿伏加德罗常数。阿伏加德罗常数符号 N_A ，通常用 $6.02 \times 10^{23} \text{mol}^{-1}$ 这个近似值。

③ 物质的量，阿伏加德罗常数，粒子数（ N ）有如下关系： $n=N \cdot N_A$

5. 摩尔质量：单位物质的量的物质所具有的质量叫做摩尔质量。用 M 表示，单位： $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ 或 $\text{kg} \cdot \text{mol}^{-1}$ 。

① 任何物质的摩尔质量以 $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ 为单位时，其数值上与该物质的式量相等。

② 物质的量（ n ）、物质的质量（ m ）、摩尔质量（ M ）之间的关系如下： $M=m \cdot n$

6. 气体摩尔体积：单位物质的量气体所占的体积叫做气体摩尔体积。

用 V_m 表示， $V_m=V \div n$ 。常用单位 $\text{L} \cdot \text{mol}^{-1}$

① 标准状况下，气体摩尔体积约为 $22.4 \text{L} \cdot \text{mol}^{-1}$ 。

阿伏加德罗定律及推论：

定律：同温同压下，相同体积的任何气体都会有相同数目的分子。

理想气体状态方程为： $PV=nRT$ （ R 为常数）

由理想气体状态方程可得下列结论：

① 同温同压下， $V_1: V_2=n_1: n_2$

② 同温同压下， $P_1: P_2=M_1: M_2$

③ 同温同体积时， $n_1: n_2=P_1: P_2$

... ..

7. 物质的量浓度

以单位体积里所含溶质 B 的物质的量来表示溶液组成的物理量，叫做溶质 B 的物质的量浓度。符号 C_B 。

$C_B=n_B(\text{mol}) / V(\text{L})$ （ n_B 是溶质 B 的物质的量， V 是溶液体积），单位是 $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ 。

物质的量浓度与质量分数的换算公式： $c = \frac{1000\rho \cdot \omega\%}{M}$

四. 物质结构、元素周期律

（一）原子结构

1. 原子（ ${}^A_Z\text{X}$ ）中有质子（带正电）： Z 个，中子（不显电性）： $(A-Z)$ 个，电子（带负电）： Z 个。

2. 原子中各微粒间的关系：

① $A=N+Z$ （ A ：质量数， N ：中子数， Z ：质量数）

② $Z=\text{核电荷数}=\text{核外电子数}=\text{原子序数}$

③ $M_Z \approx M_N \approx 1836 M_e$ （质量关系）

3. 原子中各微粒的作用

（1）原子核

几乎集中源自的全部质量，但其体积却占整个体积的千亿分之一。其中质子、中子通过强烈的相互作用集合在一起使原子核十分“坚固”，在化学反应时不会发生变化。另外原子核中蕴含着巨大的能量——原子能（即核能）。

（2）质子

带一个单位正电荷。质量为 $1.6726 \times 10^{-27} \text{kg}$ ，相对质量 1.007。质子数决定元素的种类。

(3) 中子

不带电荷。质量为 $1.6748 \times 10^{-27} \text{kg}$ ，相对质量 1.008。中子数决定同位素的种类。

(4) 电子

带 1 个单位负电荷。质量很小，约为 $11836 \times 1.6726 \times 10^{-27} \text{kg}$ 。与原子的化学性质密切相关，特别是最外层电子数及排布决定了原子的化学性质。

4. 原子核外电子排布规律

(1) 能量最低原理：核外电子总是尽先排布在能量最低的电子层里，然后再由里往外排布在能量逐步升高的电子层里，即依次：

$K \rightarrow L \rightarrow M \rightarrow N \rightarrow O \rightarrow P \rightarrow Q$ 顺序排列。

(2) 各电子层最多容纳电子数为 $2n^2$ 个，即 K 层 2 个，L 层 8 个，M 层 18 个，N 层 32 个等。

(3) 最外层电子数不超过 8 个，次外层不超过 18 个，倒数第三层不超过 32 个

【注意】以上三条规律是相互联系的，不能孤立理解其中某条。如 M 层不是最外层时，其电子数最多为 18 个，当其是最外层时，其中的电子数最多为 8 个。

(二) 元素周期律、元素周期表

1. 原子序数：人们按电荷数由小到大给元素编号，这种编号叫原子序数。（原子序数=质子数=核电荷数）

2. 元素周期律：元素的性质随着原子序数的递增而呈周期性变化，这一规律叫做元素周期律。

具体内容如下：

随着原子序数的递增，

① 原子核外电子层排布的周期性变化：最外层电子数从 1→8 个的周期性变化。

② 原子半径的周期性变化：同周期元素、随着原子序数递增原子半径逐渐减小的周期性变化。

③ 元素主要化合价的周期性变化：正价 +1→+7，负价 -4→-1 的周期性变化。

④ 元素的金属性、非金属性的周期性变化：金属性逐渐减弱，非金属性逐渐增强的周期性变化。

【注意】元素性质随原子序数递增呈周期性变化的本质原因是元素的原子核外电子排布周期性变化的必然结果。

3. 元素周期表

(1) 元素周期表的结构：横七竖十八

周期 (横向)	短周期	第一周期	2 种元素
		第二周期	8 种元素
		第三周期	8 种元素
	长周期	第四周期	18 种元素
		第五周期	18 种元素
		第六周期	32 种元素
	不完全周期：第七周期		26 种元素

族 (纵向)	主族(A)：	I A、II A、III A、IV A、V A、VI A、VII A
	副族(B)：	I B、II B、III B、IV B、V B、VI B、VII B
	第 VIII 族：	三个纵行，位于 VII B 族与 I B 族中间
	零族：	稀有气体元素

【注意】表中各族的顺序：I A、II A、III B、IV B、V B、VI B、VII B、VIII、I B、II B、III A、IV A、V A、VI A、VII A、0

(2) 原子结构、元素性质与元素周期表关系的规律：

① 原子序数=核内质子数

② 电子层数=周期数（电子层数决定周期数）

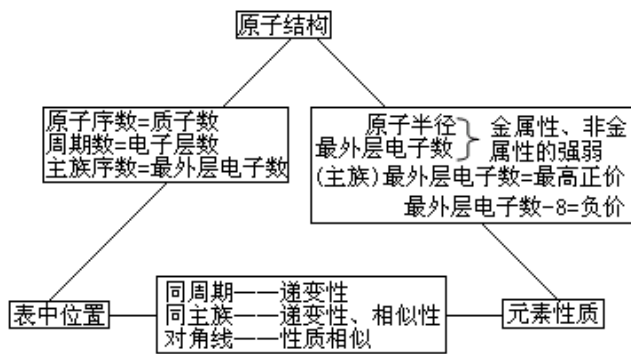
③ 主族元素最外层电子数=主族序数=最高正价数

④ 负价绝对值=8-主族序数（限 IV A~VII A）

⑤ 同一周期，从左到右：原子半径逐渐减小，元素的金属性逐渐减弱，非金属逐渐增强，则非金属元素单质的氧化性增强，形成的气态氧化物越稳定，形成的最高价氧化物对应水化物的酸性增强，其离子还原性减弱。

⑥ 同一主族，从上到下，原子半径逐渐增大，元素的金属性逐渐增强，非金属性逐渐减弱。则金属元素单质的还原性增强，形成的最高价氧化物对应的水化物的碱性增强，其离子的氧化性减弱。

(3) 元素周期表中“位、构、性”的三角关系



(4) 判断微粒大小的方法

- ① 同周期元素的原子或最高价离子半径从左到右逐渐减小（稀有气体元素除外），如： $\text{Na} > \text{Mg} > \text{Al}$ ； $\text{Na}^+ > \text{Mg}^{2+} > \text{Al}^{3+}$ 。
- ② 同主族元素的原子半径或离子半径从上到下逐渐增大，如： $0 < \text{S} < \text{Se}$ ， $\text{F}^- < \text{Cl}^- < \text{Br}^-$ 。
- ③ 电子层数相同，核电荷数越大半径越小，如： $\text{K}^+ > \text{Ca}^{2+}$ 。
- ④ 核电荷数相同，电子数越多半径越大，如： $\text{Fe}^{2+} > \text{Fe}^{3+}$ 。
- ⑤ 电子数和核电荷数都不同的，一般通过一种参照物进行比较，如：比较 Al^{3+} 与 S^{2-} 的半径大小，可找出与 Al^{3+} 电子数相同，与 S^{2-} 同一主族元素的 O^{2-} 比较， $\text{Al}^{3+} < \text{O}^{2-}$ 、 $\text{O}^{2-} < \text{S}^{2-}$ 、故 $\text{Al}^{3+} < \text{S}^{2-}$ 。
- ⑥ 具有相同电子层结构的离子，一般是原子序数越大，离子半径越小，如： $r_{\text{S}^{2-}} > r_{\text{Cl}^-} > r_{\text{K}^+} > r_{\text{Ca}^{2+}}$

(5) 电子数相同的微粒组

① 核外有 10 个电子的微粒组：

- 原子： Ne ；
 分子： CH_4 、 NH_3 、 H_2O 、 HF ；
 阳离子： Na^+ 、 Mg^{2+} 、 Al^{3+} 、 NH_4^+ 、 H_3O^+ ；
 阴离子： N^{3-} 、 O^{2-} 、 F^- 、 OH^- 、 NH_2^- 。

② 核外有 18 个电子的微粒：

- 原子： Ar ；
 分子： SiH_4 、 PH_3 、 H_2S 、 HCl 、 F_2 、 H_2O_2 ；
 阳离子： K^+ 、 Ca^{2+} ；
 阴离子： P^{3-} 、 S^{2-} 、 HS^- 、 Cl^- 、 O_2^{2-} 。

(三) 化学键和晶体结构

1. 化学键：相邻原子间强烈的相互作用叫作化学键。包括离子键和共价键（金属键）。

2. 离子键

- (1) 定义：使阴阳离子结合成化合物的静电作用叫离子键。
- (2) 成键元素：活泼金属（或 NH_4^+ ）与活泼的非金属（或酸根， OH^- ）
- (3) 静电作用：指静电吸引和静电排斥的平衡。

3. 共价键

- (1) 定义：原子间通过共用电子对所形成的相互作用叫作共价键。
- (2) 成键元素：一般来说同种非金属元素的原子或不同种非金属元素的原子间形成共用电子对达到稳定结构。
- (3) 共价键分类：

① 非极性键：由同种元素的原子间的原子间形成的共价键（共用电子对不偏移）。如在某些非金属单质（ H_2 、 Cl_2 、 O_2 、 P_4 ...）共价化合物（ H_2O_2 、多碳化合物）、离子化合物（ Na_2O_2 、 CaC_2 ）中存在。

② 极性键：由不同元素的原子间形成的共价键（共用电子对偏向吸引电子能力强的一方）。如在共价化合物（ HCl 、 H_2O 、 CO_2 、 NH_3 、 H_2SO_4 、 SiO_2 ）某些离子化合物（ NaOH 、 Na_2SO_4 、 NH_4Cl ）中存在。

4. 非极性分子和极性分子

- (1) 非极性分子中整个分子电荷分布是均匀的、对称的。极性分子中整个分子的电荷分布不均匀，不对称。
- (2) 判断依据：键的极性和分子的空间构型两方面因素决定。双原子分子极性键→极性分子，如： HCl 、 NO 、 CO 。
非极性键→非极性分子，如： H_2 、 Cl_2 、 N_2 、 O_2 。
多原子分子，都是非极性键→非极性分子，如 P_4 、 S_8 。

有极性键几何结构对称→非极性分子，如： CO_2 、 CS_2 、 CH_4 、 Cl_4 。

几何结构不对称→极性分子，如 H_2O_2 、 NH_3 、 H_2O 。

5. 分之间作用力和氢键

(1) 分子间作用力

把分子聚集在一起的作用力叫作分子间作用力。又称范德华力。

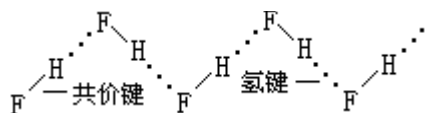
① 分子间作用力比化学键弱得多，它对物质的熔点、沸点等有影响。

② 一般的对于组成和结构相似的物质，相对分子质量越大，分子间作用力越大，物质的熔点、沸点也越高。

(2) 氢键

某些物质的分子间 H 核与非金属强的原子的静电吸引作用。氢键不是化学键，它比化学键弱得多，但比范德华力稍强。

氢键主要存在于 HF、 H_2O 、 NH_3 、 $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ 分子间。如 HF 分子间氢键如下：



故 HF、 H_2O 、 NH_3 的沸点分别与同族氢化物沸点相比反常的高。

6. 晶体

① 分子晶体

分子间的分子间作用力相结合的晶体叫作分子晶体。

② 原子晶体

相邻原子间以共价键相结合而形成空间网状结构的晶体叫原子晶体。

③ 离子晶体

离子间通过离子键结合而成的晶体叫作离子晶体。

④ 金属晶体

通过金属离子与自由电子间的较强作用（金属键）形成的单质晶体叫作金属晶体。

7. 四种晶体类型与性质比较

晶体类型		离子晶体	原子晶体	分子晶体	金属晶体
组成晶体的粒子		阳离子和阴离子	原子	分子	金属阳离子和自由电子
组成晶体粒子间的相互作用		离子键	共价键	范德华力（有的还有氢键）	金属键
典型实例		NaCl	金刚石、晶体硅、 SiO_2 、SiC	冰、干冰	金属单质
晶体的物理特性	熔点沸点	熔点较高、沸点高	熔、沸点高	熔、沸点低	熔沸点高
	导热性	不良	不良	不良	良
	导电性	固态不导电，熔化或溶于水能导电	差	差	导电
	延展性	不良	不良	不良	良
	硬度	略硬而脆	高硬度	较小	较大

8. 物质熔点、沸点高低的比较

(1) 不同晶体类型的物质：原子晶体>离子晶体>分子晶体

(2) 同种晶体类型的物质：晶体内微粒间的作用力越大，溶、沸点越高。

① 原子晶体要比较共价键的强弱（比较键能和键长），一般地说原子半径越小，键能越大，键长越短，共价键越牢固，晶体的溶沸点越高。如：

熔点：金刚石>水晶>金刚砂>晶体硅

② 离子晶体要比较离子键的强弱，一般地说阴阳离子电荷数越多，离子半径越小，则离子间作用力越大，离子键越强，溶沸点越高。如：

熔点： MgO > MgCl_2 > NaCl > CsCl

③ 分子晶体：

- 组成和结构相似的物质，相对分子质量越大，熔沸点越高。
- 组成和结构不相似的物质，极性大则熔沸点高（如 $\text{CO} > \text{N}_2$ ）。
- 有些还与分子的形状有关。如有机同分异构体中，一般线性分子的熔沸点比带支链的高，如正戊烷 $>$ 异戊烷 $>$ 新戊烷。
- 有些与分子中含有的碳碳双键的多少有关。组成结构相似的有机物，一般含碳碳双键多的熔沸点低，如油酸甘油酯（油）的熔点比硬脂酸甘油酯（脂肪）的低。

五. 溶液

（一）分散系

1. 分散系

化学上把一种或几种物质分散成很小的微粒分布在另一种物质中所组成的体系。分散成粒子的物质叫分散质，另一种物质叫分散剂。分散质、分散剂均可以是气态、液态或固态。

2. 四种分散系比较

	溶液	胶体	浊液
微粒直径	$<10^{-9} \text{ m}$	$10^{-9} \sim 10^{-7} \text{ m}$	$>10^{-7} \text{ m}$
微粒组成	分子或离子	分子的集合体或高分子	小液滴或固体小颗粒
特点	均一、稳定、透明	均一、稳定、透明	不均一、不稳定、不透明
能否通过滤纸	能	能	不能
能否通过半透膜	能	不能	不能
是否具有丁达尔现象	无	有	无
实例	蔗糖水 食盐水	蛋白溶液 淀粉溶液	石灰乳、油水

（二）溶液

1. 溶液：一种或几种物质分散到另一种物质里所形成的均一稳定的混合物叫作溶液。特征是均一、稳定、透明。

2. 饱和溶液、溶解度

（1）饱和溶液和不饱和溶液：在一定温度下，在一定量的溶剂里，不能再溶解某种溶质的溶液，叫作这种溶质的饱和溶液；还能继续溶解某种溶质的溶液，叫作不饱和溶液。

（2）溶解度：在一定温度下，某固体物质在 100 克溶剂里达到饱和状态时所溶解的质量，叫作这种物质在这种溶剂里的溶解度。常用 s 表示。质量分数 $\omega = \frac{s}{100+s} \times 100\%$

（3）温度对溶解度的影响

固体物质的溶解度，一般随温度升高而增大（食盐溶解度变化不大； $\text{Ca}(\text{OH})_2$ 溶解度随温度升高而减小）。气体物质溶解度，随温度升高而减小，随压强增大而增大。

（4）溶解度曲线：用纵坐标表示溶解度。横坐标表示温度。根据某溶质在不同温度时溶解度，可以画出该物质溶解度随温度变化曲线，称之为溶解度曲线。

3. 了解几个概念：结晶、结晶水、结晶水合物、风化、潮解

（1）结晶：从溶液中析出晶体的过程。

（2）结晶水：以分子形式结合在晶体中的水，叫结晶水，它较容易分解出来，如： $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O} = \text{Na}_2\text{CO}_3 + 10\text{H}_2\text{O}$ ， $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O} = \text{CuSO}_4 + 5\text{H}_2\text{O}$

（3）结晶水合物：含有结晶水的化合物叫结晶水合物。结晶水合物容易失去结晶水。常见的结晶水合物有： $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ （纯碱）， $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ （胆矾、蓝矾）， $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ （绿矾）， $\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ （皓矾）， $\text{MgCl}_2 \cdot \text{KCl} \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ （光卤石）， $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ 或 $\text{K}_2\text{SO}_4 \cdot \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 24\text{H}_2\text{O}$ （明矾）， $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ （石灰膏）， $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ （草酸）。

（4）风化：结晶水在常温和较干燥的空气里失去部分或全部结晶水的现象叫风干。

（5）风化本质：结晶水合物分解 $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ （无色晶体） $= \text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ （白色粉末） $+ 9\text{H}_2\text{O}$

（6）风化现象：由晶体状逐渐变成粉末。因此凡具有此现象的自然过程过程都可称为风化，如岩石的风化，它显然不属于结晶水合物失去结晶水的过程。

（7）潮解：某些易溶于水的物质吸收空气中的水蒸汽，在晶体表面逐渐形成溶液或全部溶解的现象叫潮解。

(8) 易潮解的物质有： CaCl_2 、 MgCl_2 、 NaOH 等。

(9) 粗盐易潮解，而精盐不易潮解。这是因为粗盐中含有少量 MgCl_2 杂质的缘故。

4. 胶体

(1) 定义：分散质的微粒在 $1\text{nm}\sim 100\text{nm}$ 之间分散系，叫作胶体。

(2) 分类：按分散剂的状态分为液溶胶： $\text{Fe}(\text{OH})_3$ 胶体、淀粉溶液、固溶胶、有色玻璃、气溶胶：烟、云、雾。

(3) 性质：①丁达尔现象（可用来鉴别胶体和溶液） ②布朗运动 ③电泳现象 ④胶体聚沉（加入电解质、加入带异种电荷的胶体、加热，均可使胶体聚沉）。

5. 胶体的应用（解释问题）

① 沙洲的形成

② 卤水点豆腐

③ 明矾（或 FeCl_3 ） 净水

④ 工业制皂的盐析

⑤ 冶金工业电泳除尘

六. 化学反应速率、化学平衡

（一）化学反应速率

1. 定义：化学反应速率是用来衡量化学反应进行快慢程度的，通常用单位时间内反应物浓度的减少或生成物浓度的增加来表示。单位： $\text{mol}/(\text{L}\cdot\text{min})$ 或 $\text{mol}/(\text{L}\cdot\text{s})$ $v=\Delta c\cdot\Delta t$

2. 规律：同一反应里用不同物质来表示的反应速率数值可以是不同的，但这些数值，都表示同一反应速率。且不同物质的速率比值等于其化学方程式中的化学计量数之比。如反应 $m\text{A}+n\text{B}=p\text{C}+q\text{D}$ 的 $v(\text{A}):v(\text{B}):v(\text{C}):v(\text{D})=m:n:p:q$

$p:q$

3. 影响反应速率的因素

内因：参加反应的物质的结构和性质是影响化学反应速率的决定性因素。例如 H_2 、 F_2 混合后，黑暗处都发生爆炸反应，化学反应速率极快，是不可逆反应。而 H_2 、 N_2 在高温、高压和催化剂存在下才能发生反应，化学反应速率较慢，由于是可逆反应，反应不能进行到底。

外因：

① 浓度：当其他条件不变时，增大反应物的浓度，单位体积发生反应的分子数增加，反应速率加快。

② 压强：对于有气体参加的反应，当其他条件不变时，增加压强，气体体积缩小，浓度增大，反应速率加快。

③ 温度：升高温度时，分子运动速率加快，有效碰撞次数增加，反应速率加快，一般来说，温度每升高 10°C 反应速率增大到原来的 $2\sim 4$ 倍。

④ 催化剂：可以同等程度增大逆反应速率。

⑤ 其他因素：增大固体表面积（粉碎），光照也可增大某些反应的速率，此外，超声波、电磁波、溶剂也对反应速率有影响。

【注意】：①改变外界条件时，若正反应速率增大，逆反应速率也一定增大，增大的倍数可能不同，但不可能正反应速率增大，逆反应速率减小。

② 固体、纯液体浓度视为常数，不能用其表示反应速率，它们的量的变化不会引起反应速率的变化，但其颗粒的大小可影响反应速率。

③ 增大压强或浓度，是增大了分子之间的碰撞几率，因此增大了化学反应速率；升高温度或使用催化剂，提高了活化分子百分数，增大了有效碰撞次数，使反应速率增大。

（二）化学平衡

1. 化学平衡状态：指在一定条件下的可逆反应里，正反应和逆反应的速率相等，反应混合物中各组分的浓度不变的状态。

2. 化学平衡状态的特征

(1) “等”即 $v_{\text{正}}=v_{\text{逆}}>0$ 。

(2) “动”即是动态平衡，平衡时反应仍在进行。

(3) “定”即反应混合物中各组分百分含量不变。

(4) “变”即条件改变，平衡被打破，并在新的条件下建立新的化学平衡。

(5) 与途径无关，外界条件不变，可逆反应无论是从正反应开始，还是从逆反应开始，都可建立同一平衡状态（等效）。

3. 化学平衡状态的标志

化学平衡状态的判断（以 $mA+nB \rightleftharpoons xC+yD$ 为例），可从以下几方面分析：

- ① $v(B_{\text{耗}}) = v(B_{\text{生}})$
- ② $v(C_{\text{耗}}) : v(D_{\text{生}}) = x : y$
- ③ $c(C)$ 、 $C\%$ 、 $n(C)\%$ 等不变
- ④ 若 A、B、C、D 为气体，且 $m+n \neq x+y$ ，压强恒定
- ⑤ 体系颜色不变
- ⑥ 单位时间内某物质内化学键的断裂量等于形成量
- ⑦ 体系平均式量恒定 ($m+n \neq x+y$) 等

4. 影响化学平衡的条件

(1) 可逆反应中旧化学键的破坏，新化学键的建立过程叫作化学平衡移动。

(2) 化学平衡移动规律——勒沙特列原理

如果改变影响平衡的一个条件（如浓度、压强或温度），平衡就向能够减弱这种改变的方向移动。

- ① 浓度：增大反应物（或减小生成物）浓度，平衡向正反应方向移动。
- ② 压强：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。
- ③ 温度：升高温度，平衡向吸热反应方向移动。降低温度，平衡向放热反应方向移动。
- ④ 催化剂：不能影响平衡移动。

5. 等效平衡

在条件不变时，可逆反应不论采取何种途径，即由正反应开始或由逆反应开始，最后所处的平衡状态是相同；一次投料或分步投料，最后所处平衡状态是相同的。某一可逆反应的平衡状态只与反应条件（物质的量浓度、温度、压强或体积）有关，而与反应途径（正向或逆向）无关。

(1) 等温等容条件下等效平衡。对于某一可逆反应，在一定 T 、 V 条件下，只要反应物和生成物的量相当（即根据系数比换算成生成物或换算成反应物时与原起始量相同），则无论从反应物开始，还是从生成物开始，二者平衡等效。

(2) 等温、等压条件下的等效平衡。反应前后分子数不变或有改变同一可逆反应，由极端假设法确定出两初始状态的物质的量比相同，则达到平衡后两平衡等效。

(3) 在定温、定容情况下，对于反应前后气体分子数不变的可逆反应，只要反应物（或生成物）的物质的量的比值与原平衡相同，两平衡等效。

6. 化学平衡计算时常用的 2 个率

- (1) 反应物转化率 = $\frac{\text{转化浓度}}{\text{起始浓度}} \times 100\% = \frac{\text{转化物质的量}}{\text{起始物质的量}} \times 100\%$ 。
- (2) 产品的产率 = $\frac{\text{实际生成产物的物质的量}}{\text{理论上可得到产物的物质的量}} \times 100\%$ 。

7. 催化剂

能改变其他物质的化学反应速率，本身在反应前后质量和性质都不变的物质。通常说的催化剂是指能加快化学反应速率的正催化剂，也有减慢化学反应速率的负催化剂或阻催化剂。在反应中加负催化剂能大大延缓反应速率，使人们不需要的化学反应如金属的锈蚀，食物的腐烂，塑料的老化尽可能慢地发生。

催化剂的催化作用具有很强的选择性，某种催化剂往往只能催化某一种反应或某一类反应。使用生物酶制剂时的选择性更为突出。

常用的催化剂及催化反应

二氧化锰 氯酸钾分解制氧气；过氧化氢分解成水和氧气。

五氧化二钒 二氧化硫催化氧化成三氧化硫。

铁触媒 合成氨。

铂或铂铑合金 氨的催化氧化。

硫酸汞 乙炔水化制乙醛。

醋酸锰 乙醛氧化制乙酸。

镍 不饱和烃及其他不饱和有机物与氢气的加成反应。

三氯化铁 苯的溴化制溴苯。

使用催化剂进行催化反应时，要注意对反应物的净化，避免带入的某些杂质使催化剂丧失催化功能，这种作用称作催化剂中毒。

七. 电解质溶液

(一) 电解质和非电解质、强电解质和弱电解质

1. 电解质

凡是水溶液里或熔融状态时能电离进而能导电的化合物叫做电解质。电解质溶于水或熔融时能电离出自由移动的阴、阳离子，在外电场作用下，自由移动的阴、阳离子分别向两极运动，并在两极发生氧化还原反应。所以说，电解质溶液或熔融状态时导电是化学变化。

2. 分类

(1) 强电解质：是指在水溶液里几乎能完全电离的电解质。

(2) 弱电解质：是指在水溶液中只能部分电离的电解质。

3. 强电解质和弱电解质的比较

	强电解质	弱电解质
定义	水溶液里完全电离的电解质	水溶液里部分电离的电解质
化学键种类	离子键、强极性键	极性键
电离过程	完全电离	部分电离
表示方法	用等号“=”	用可逆号“ \rightleftharpoons ”
代表物	强酸：HCl、H ₂ SO ₄ 、HNO ₃ 、HI 强碱：NaOH、KOH、Ba(OH) ₂ 、Ca(OH) ₂ 绝大多数盐：NaCl、BaSO ₄	弱酸：H ₂ S、H ₂ CO ₃ 、H ₃ PO ₄ 、HF、CH ₃ COOH 弱碱：NH ₃ ·H ₂ O 个别盐：HgCl ₂ 、 Pb(CH ₃ COO) ₂

4. 非电解质

凡是在水溶液里或熔融状态都不能电离也不能导电的化合物。

常见的非电解质

非金属氧化物：CO₂、SO₂、SO₃、NO₂、P₂O₅

某些非金属氢化物：CH₄、NH₃

大多数有机物：苯、甘油、葡萄糖

(二) 弱电解质的电离平衡

1. 弱电解质的电离特点

(1) 微弱：弱电解质在水溶液中的电离是部分电离、电离程度都比较小，分子、离子共同存在。

(2) 可逆：弱电解质在水分子作用下电离出离子、离子又可重新结合成分子。因此，弱电解质的电离是可逆的。

(3) 能量变化：弱电解质的电离过程是吸热的。

(4) 平衡：在一定条件下最终达到电离平衡。

2. 电离平衡：当弱电解质分子离解成离子的速率等于结合成分子的速率时，弱电解质的电离就处于电离平衡状态。电离平衡是化学平衡的一种，同样具有化学平衡的特征。条件改变时平衡移动的规律符合勒沙特列原理。

(三) 水的电离和溶液的 pH 值

1. 水的电离和水的离子积常数

H₂O 是一种极弱电解质，能够发生微弱电离 $H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$

25℃时 $c(H^+) = c(OH^-) = 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

水的离子积 $K_w = c(H^+) \cdot c(OH^-) = 10^{-14}$ (25℃)

① K_w 只与温度有关，温度升高， K_w 增大。如：100℃ $K_w = 10^{-12}$

② K_w 适用于纯水或稀酸、稀碱、稀盐水溶液中。

2. 溶液的 pH

(1) pH: $pH = -\lg[c(H^+)]$ 。在溶液的 $c(H^+)$ 很小时，用 pH 来表示溶液的酸碱度。

(2) 含义：pH 越大， $c(H^+)$ 越小， $c(OH^-)$ 越大，酸性越弱，碱性越强。pH 越小 $c(H^+)$ 、 $c(OH^-)$ 越小，酸性越强，碱性越弱。

(3) 范围：0~14

(四) 盐类水解

1. 盐类水解定义：在溶液中盐电离出来的离子跟水所电离出来的 H^+ 或 OH^- 结合生成弱电解质的反应叫作盐类的水解。

2. 盐类水解规律

- (1) 谁弱谁水解，谁强显谁性，越弱越水解，都弱都水解，两强不水解。
- (2) 多元弱酸根、正酸根离子比酸式酸根离子水解程度大得多，故可只考虑第一步水解。
- (3) 水解是吸热反应，升温水解程度增大。
- (4) 单离子水解程度都很小，故书写水解离子方程式时要用“ \rightleftharpoons ”，不能用“ \uparrow ”或“ \downarrow ”符号。

3. 盐类水解的类型

(1) 单向水解：强酸和弱碱生成的盐，溶液呈酸性；强碱和弱酸生成的盐，溶液显碱性。如 NH_4Cl 溶于水：



CH_3COONa 溶于水： $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOH} + \text{OH}^-$

(2) 互相促进水解：弱酸和弱碱生成的盐溶于水，电离产生弱酸的阴离子和弱碱的阳离子，二者分别结合水电离产生的 H^+ 和 OH^- 发生水解，而水溶液的离子积不变，因此促进水的电离使反应进行的程度较大。溶液的酸碱性取决于生成的弱电解质的相对强弱。如 $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ 溶于水：



(3) 互相抑制水解：能电离产生两种以上的弱酸阴离子或弱碱阳离子的盐溶于水，弱酸的阴离子或弱碱的阳离子均发生水解，但是互相抑制，所以这一类的水解程度较小。如 $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$ 溶于水：



NH_4^+ 水解产生的 H^+ 对 Fe^{2+} 的水解起到抑制作用，反之也成立。

(五) 电化学

1. 原电池

- (1) 概念：将化学能转化为电能的装置。
- (2) 实质：化学能转化为电能。
- (3) 构成前提：能自发地发生氧化还原反应。
- (4) 构成条件：①两个电极 ②电解质溶液 ③“两极“一液”联成回路 ④能自发地发生氧化还原反应。
- (5) 电极构成：

负极：还原性相对较强的材料。

正极：还原性相对较弱的材料。

(6) 电极反应：

负极：失去电子，氧化反应。

正极：得到电子，还原反应。

2. 化学电源

电池名称 负极 正极 电解质溶液 电极反应

干电池 Zn C(NH₄⁺) NH₄Cl 和淀粉糊 负极：Zn-2e⁻=Zn²⁺

正极：2NH₄⁺+2e⁻=2NH₃+H₂↑

银锌电池 Zn Ag₂O KOH 负极：Zn-2OH⁻-2e⁻=ZnO+H₂O

正极：Ag₂O+H₂O+2e⁻=2Ag+OH⁻

铅蓄电池（放电） Pb PbO₂ H₂SO₄ 负极：Pb+SO₄²⁻-2e⁻=PbSO₄

正极：PbO₂+4H⁺+SO₄²⁻

+2e⁻=PbO₂+2H₂O

氢氧燃料电池 Pt

(H₂) Pt(O₂) KOH 负极：2H₂+4OH⁻-4e⁻=4H₂O

正极：O₂+2H₂O+4e⁻=4OH⁻

3. 金属的腐蚀与防护

(1) 定义：金属单质被空气中的成分或其他氧化剂氧化而变质的现象叫做金属腐蚀。

(2) 金属腐蚀的种类分为化学腐蚀、电化学腐蚀两种。

(3) 金属防护

① 涂保护层。如涂油、电镀、表面处理等。

② 保持干燥。

- ③ 改变金属的内部结构，使其稳定，如不锈钢。
- ④ 牺牲阳极的阴极保护法即用一种更为活泼的金属与要保护的金属构成原电池。
- ⑤ 外加电源法。将被保护的金属与电源负极相连，电源向该金属提供电子，该金属就不失电子而得以保护。

4. 电解原理及其应用

(1) 电解定义：使电流通过电解质溶液而在阴、阳两极引起氧化还原反应过程叫电解。

(2) 装置：电解池（或电解槽）

特点：把电能转化为化学能。形成条件①与电源相连的两个电极②电解质溶液或熔化电解质③形成闭合回路。

(3) 电解原理：

与电源正极相连 阴离子移向→阳极←发生氧化反应

与电源负极相连 阳离子移向→阴极←发生还原反应

(4) 电解时电极产物的判断

① 阳极产物的判断

首先看电极，如果是活性电极（金属活动顺序表 Ag 以前），则电极材料失电子，电极溶解。如果是惰性电极（Pt、Au、石墨），则要看溶液中的离子的失电子能力。阴离子放电顺序如下：

$S^{2-} > I^- > Br^- > Cl^- > OH^- > SO_4^{2-} > NO_3^- > F^-$

② 阴极产物的判断

直接根据阳离子放电顺序进行判断，阳离子放电顺序：

$Ag^+ > Hg^{2+} > Fe^{3+} > Cu^{2+} > H^+ > Pb^{2+} > Sn^{2+} > Fe^{2+} > Zn^{2+} > (H^+) > Al^{3+} > Mg^{2+} > Na^+ > Ca^{2+} > K^+$

(5) 电解应用：

① 铜的粗炼

阳极（粗铜）： $Cu \pm 2e^- = Cu^{2+}$

阴极（纯铜）： $Cu^{2+} + 2e^- = Cu$

电解质溶液： $CuSO_4$ （含 H_2SO_4 ）

② 氯碱工业

阳极（钛网）： $2Cl^- \pm 2e^- = Cl_2 \uparrow$

阴极（碳钢网）： $2H^+ + 2e^- = H_2 \uparrow$

电解质溶液：饱和食盐水

总反应： $2NaCl + H_2O = 2NaOH + H_2 \uparrow + Cl_2 \uparrow$

③ 镀铜

阳极（铜）： $Cu \pm 2e^- = Cu^{2+}$

阴极（铁或其他镀件）： $Cu^{2+} + 2e^- = Cu$

电镀液： $CuSO_4$ 溶液

第二部分 常见元素的单质及其重要化合物

一. 非金属元素及其化合物

(一) 非金属元素概论

1. 非金属元素在周期表中的位置

在目前已知的 112 种元素中，非金属元素有 22 种，除 H 外非金属元素都位于周期表的右上方（H 在左上方）。F 是非金属性最强的元素。

2. 非金属元素的原子结构特征及化合价

(1) 与同周期的金属原子相比，最外层电子数较多，次外层都是饱和结构（2、8 或 18 电子结构）。

(2) 与同周期的金属原子相比较，非金属元素原子核电荷数多，原子半径小，化学反应中易得到电子，表现氧化性。

(3) 最高正价等于主族序数（O、F 无 +6、+7 价）‘对应负价以绝对值等于 8 - 主族序数。如 S、N、Cl 等还呈现变价。

3. 非金属单质

(1) 组成与同素异形体

非金属单质中，有单原子分子的 He、Ne、Ar 等稀有气体；双原子分子的 H_2 、 O_2 、 Cl_2 、 H_2 、 Br_2 等，多原子分子的 P_4 、 S_8 、 C_{60} 、 O_3 等原子晶体的金刚石，晶体硅等。同一元素形成的不同单质常见的有 O_2 、 O_3 ；红磷、白磷；金刚石、石墨等。

(2) 聚集状态及晶体类型

常温下有气态 (H_2 、 O_2 、 Cl_2 、 N_2 ...)，液态 (Br_2)、固态 (I_2 、磷、碳、硅...)。常温下是气态，液态的非金属单质及部分固体单质，固态时是分子晶体，少量的像硅、金刚石为原子晶体，石墨“混合型”晶体。

4. 非金属的氢化物

(1) 非金属氢化物的结构特点

① IVA— RH_4 正四面体结构，非极性分子；VA— RH_3 三角锥形，极性分子；VIA— H_2R 为“V”型，极性分子；VIIA— HR 直线型，极性分子。

② 固态时均为分子晶体，熔沸点较低，常温下 H_2O 是液体，其余都是气体。

(2) 非金属气态氢化物的稳定性

一般的，非金属元素的非金属性越强，生成的气态氢化物越稳定。因此，气态氢化物的稳定性是非金属性强弱的重要标志之一。

(3) 非金属氢化物具有一定的还原性

如： NH_3 ； H_2S 可被 O_2 氧化 HBr 、 HI 可被 Cl_2 、浓 H_2SO_4 氧化等等。

5. 最高价氧化物对应水化物（含氧酸）的组成和酸性。

元素的非金属性越强，其最高价氧化物对应水化物的酸性越强，故非金属元素的最高价含氧酸的酸性也是非金属性强弱的重要标志之一。

(二) 卤族元素

1. 氯气

(1) 分子式 Cl_2 电子式： $\ddot{Cl}:\ddot{Cl}$ 结构式 $Cl-Cl$

(2) 物理性质：黄绿色有刺激性气味、有毒、易液化能溶于水（1：2）。

(3) 化学性质：

① 与金属反应将金属氧化成高价态 $Cu+Cl_2=CuCl_2$ （棕黄色烟）

② 与非金属反应

$H_2+Cl_2=2HCl$ （苍白色火焰，工业上制 HCl ），

$H_2+Cl_2=2HCl$ （爆炸）

③ 与水反应

$Cl_2+H_2O=HCl+HClO$ ， $HClO$ 是一种弱酸 ($HClO=H^++ClO^-$)，具有强氧化性，可进行漂白、消毒杀菌等，在光照下易分解： $2HClO=2HCl+O_2\uparrow$

④ 与碱反应

$Cl_2+2NaOH=NaCl+NaClO+H_2O$ （用于吸收多余 Cl_2 ）

$2Cl_2+2Ca(OH)_2=CaCl_2+Ca(ClO)_2$ 漂白粉（混合物）+ $2H_2O$

漂白粉的有效成分为 $Ca(ClO)_2$ 在空气中易失效变质：

$Ca(ClO)_2+CO_2+H_2O=CaCO_3\downarrow+2HClO$

⑤ 与还原性物质反应

$Cl_2+2Br^-=2Cl^-+Br_2$ $Cl_2+H_2S=2HCl+S\downarrow$

(4) 制法：

① 实验室制法

$MnO_2+4HCl(浓)=MnCl_2+Cl_2\uparrow+2H_2O$

② 工业制法

$2NaCl+2H_2O=2NaOH+H_2\uparrow+Cl_2\uparrow$

$2NaCl(熔融)=2Na+Cl_2\uparrow$

2. 卤族元素

(1) 卤族元素性质的通性及递变性

① 元素周期表中的位置：第 VII A 族

② 原子结构相同点：最外层电子数均为 7 个同点：电子层数不同

③ 主要性质的相似性：单质均为双原子非极性分子；主要化合价为 -1 价，最高正价为 +7 价（F 除外）；单质具有强氧化性。

④ 主要性质的递变性。（从 F 到 I）原子半径和离子半径逐渐增大；非金属性及单质氧化性逐渐减弱，即氧化性

$F_2 > Cl_2 > Br_2 > I_2$; 与 H_2 化合生成 HX 的反应由易至难, 且氢化物的稳定性由强到弱, 即稳定性 $HF > HCl > HBr > HI$; 最高价氧化物的承化物的酸性逐渐减弱; 卤离的还原性增强, 前面元素的单质能把后面的元素置换出来。单质的颜色变深, 熔沸点升高。

(2) 卤素及其化合物特性归纳

① Cl_2 、 Br_2 、 I_2 与水反应类型相同, 可用通式 $X_2 + H_2O = HX + HXO$, 而 F_2 特殊 $F_2 + 2H_2O = 4HF + O_2$, 由此得出它们与碱反应 Cl_2 、 Br_2 、 I_2 相同, F_2 不同。

② F_2 、 Cl_2 、 Br_2 与 Fe 作用得 +3 价铁, 而 $I_2 + Fe = FeI_2$ 。

③ Cl^- 、 Br^- 、 I^- 跟 $AgNO_3$ 分别产生白色沉淀、浅黄色沉淀、黄色沉淀; 而 AgF 可溶于水, 无色溶液。

④ 氯水具有漂白性, 但溴水、碘水中 $HBrO$ 和 HI_2O 很少, 漂白性很差。

⑤ 碘与淀粉变蓝, 但淀粉碘化钾试纸投入氯水中不变蓝, 因为氯水过量, 发生下列反应 $I_2 + 5Cl_2 + 6H_2O = 2HIO_3 + 10HCl$ 。

⑥ 氢氟酸为弱酸, 余者为强酸, 且酸性逐渐增强; 氢氟酸腐蚀玻璃, 其他氢卤酸没有此性质。

(3) 卤离子 (X^-) 的检验 ($X = Cl, Br, I$)

在含有卤离子 (X^-) 的溶液中, 加入: HNO_3 酸化的 $AgNO_3$ 溶液。 $Cl^- + Ag^+ = AgCl \downarrow$ (白), $Br^- + Ag^+ = AgBr \downarrow$ (黄色), $I^- + Ag^+ = AgI \downarrow$ (黄色)

3. 卤素单质及化合物的特殊性

① F 只显 -1 价, 一般无含氧酸, 氟气能跟稀有气体反应, 氢氟酸是弱酸, 但能腐蚀玻璃, CaF_2 难溶于水。而 AgF 易溶于水

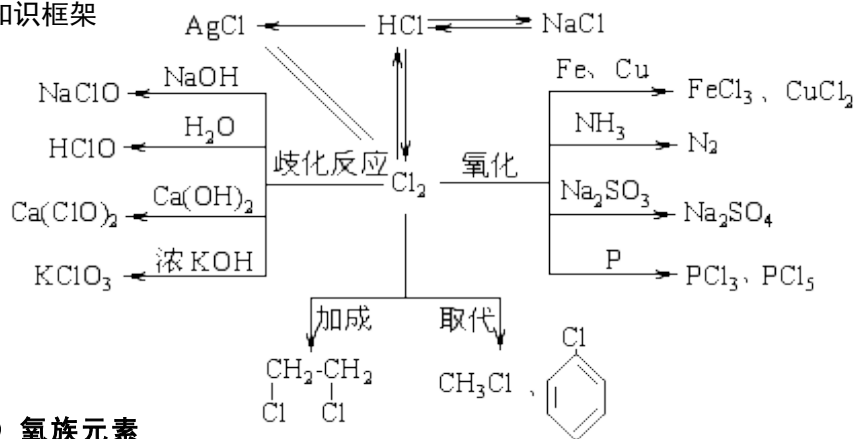
② 溴是常温下惟一呈液态的非金属, 易挥发。

③ 碘易升华, 碘遇淀粉反应生成蓝色物质。

④ Cl_2 、 Br_2 、 I_2 溶解性

	Cl_2	Br_2	I_2
水中	黄(溶)	橙(溶)	黄褐(微溶)
CCl_4	黄(易溶)	橙红(易溶)	紫红(易溶)

4. 知识框架



(三) 氧族元素

1. 氧族元素概述

(1) 包括: 氧 (^{16}O)、硫 (^{32}S)、硒 (^{78}Se)、碲 (^{128}Te)、钋 (^{208}Po) 等几种元素。

(2) 周期表中位置: VIA 族; 2—6 周期。

(3) 最外层电子数: $6e$ 。

(4) 化合价: -2, 0, +4, +6 (O 一般无正价)。

(5) 原子半径: 随核电荷数增大而增大, 即 $r_O < r_S < r_{Se} < r_{Te}$ 。

(6) 元素非金属性: 从 O \rightarrow Te 由强 \rightarrow 弱。

2. 氧族元素性质的相似性及递变性

(1) 相似性

① 最外层电子都有 6 个电子, 均能获得 2 个电子, 而达到稳定结构。

② 在气态氢化物中均显 2 价, 分子式为 H_2R 。

③ 在最高价氧化物中均 +6 价, 分子式为 RO_3 。

④ 最高价氧化物对应水化物的分子式为 H_2RO_4 。

(2) 递变性 (O、S、Se、Te)

① 单质的溶沸点升高, 氧化性减弱。

② 气态氢化物热稳定性减小, 还原性增强。

③ 最高价氧化物的水化物酸性减弱。

3. 二氧化硫

(1) 二氧化硫的物理性质: 无色有刺激性气味, 有毒, 密度比空气大, 易液化、易溶于水 (与 H_2O 化合生成 H_2SO_3 , $SO_2 + H_2O = H_2SO_3$)

(2) 二氧化硫的化学性质:

① 具有酸性氧化物通性

② 还原性: $SO_2 + Cl_2 + 2H_2O = H_2SO_4 + 2HCl$ $2SO_2 + O_2 = 2SO_3$

③ 弱氧化性: $SO_2 + 2H_2S = 3S + 2H_2O$

④ 漂白性: SO_3 可使品红褪色 (可逆, 加热又恢复红色)

(3) 二氧化硫的污染

① SO_2 是污染大气的主要有害物质之一, 直接危害是引起呼吸道疾病。

② 形成酸雨 $pH < 5.6$, 破坏农作物、森林、草原、使土壤酸性增强等等。

③ 含 SO_2 的工业废气必须经过净化处理才能排放到空气中。

4. 硫酸工业和硫酸

(1) 接触法制硫酸

反应原理: ① 造气: $4FeS_2 + 11O_2(g) = 2Fe_2O_3 + 8SO_2$

② 氧化: $2SO_2 + O_2 = 2SO_3$

③ 吸收: $SO_3 + H_2O = H_2SO_4$

分别对应的设备: ① 沸腾炉 ② 接触室 ③ 吸收塔

具体措施: 粉碎矿石、过量空气、热交换、催化氧化、逆流、循环、浓 H_2SO_4 吸收 SO_3 (防止形成酸雾)、尾气处理 (用氨水吸收 SO_2 , 生成 $(NH_4)_2SO_3$, 再用 H_2SO_4 处理, 便又可生成 SO_2)。

(2) 浓硫酸 (98.3%) 的特性

① 吸水性: H_2SO_4 易与 H_2O 结合, 并放出大量热, 所以浓硫酸常做酸性气体的干燥剂 (不可干燥 H_2S)。

② 脱水性: 浓 H_2SO_4 遇见某些有机化合物, 可将其中氢、氧原子个数按 2:1 比例脱去, 即为脱水性, $C_{12}H_{22}O_{11} \xrightarrow{\text{浓 } H_2SO_4} 12C + 11H_2O$ (浓 H_2SO_4 脱水性)

③ 强氧化性: 浓 H_2SO_4 与金属、与非金属、与具有还原性物质发生氧化-还原反应, 如:

$Cu + 2H_2SO_4(\text{浓}) = CuSO_4 + SO_2 \uparrow + 2H_2O$

$C + 2H_2SO_4(\text{浓}) = CO_2 \uparrow + 2SO_2 \uparrow + 2H_2O$

$H_2S + H_2SO_4(\text{浓}) = S + SO_2 \uparrow + 2H_2O$

$2NaI + 2H_2SO_4(\text{浓}) = Na_2SO_4 + SO_2 \uparrow + I_2 + 2H_2O$

与还原剂反应浓 H_2SO_4 的还原产物都为 SO_2 。

常温下, 浓 H_2SO_4 使 Fe、Al 表面发生钝化 (生成致密氧化膜), 而不发生产生气体的反应。

(四) 碳族元素

1. 碳及其重要化合物

(1) 一氧化碳和二氧化碳

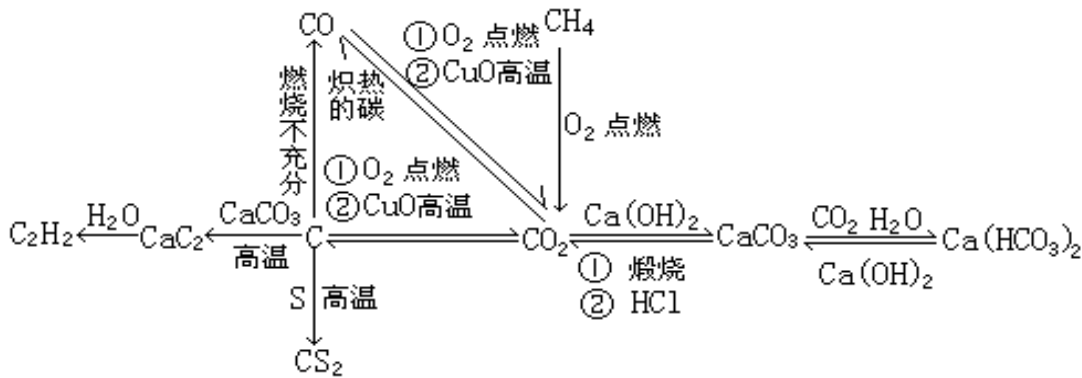
(2) 活性炭的吸附作用及其应用 木材干馏所得的固态产物是木炭, 木炭由于它的孔隙被干馏时产生的油脂等物质所覆盖, 吸附能力较弱, 经活化处理增加表面积后就有高的吸附能力。这种具有高吸收能力的碳, 称为活性炭。活性炭的孔隙多, 内表面积大, 一般为 $500 \text{ m}^2/\text{g} \sim 1000 \text{ m}^2/\text{g}$ 。活性炭属于非极性吸附剂, 因此易吸附非极性或弱极性物质。常见的易被活性炭吸附的物质及应用如下:

① 有毒的气体 (或蒸汽): NO 、 NO_2 、 Cl_2 、 Br_2 、 C_6H_6 (苯)。活性炭用于去毒、防毒。

② 色素。活性炭用于溶液脱色 (漂白), 如制造白糖工业中可用活性炭做脱色剂。

③ 水中有臭味的物质。活性炭用于水的除臭净化。

(3) 碳及其重要化合物

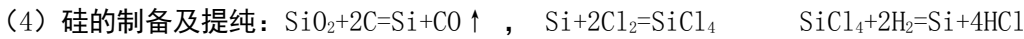
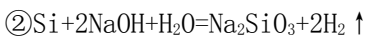
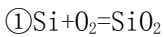


2. 硅及其重要化合物

(1) 硅的存在：自然界中以化合态存在，含量仅次于氧，排第二位，是构成矿物和岩石的主要成分。

(2) 硅单质：有晶体硅和无定形硅两种同素异形体，晶体硅是原子晶体，类似于金刚石，熔沸点高、硬度大，是良好的半导体。

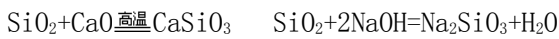
(3) 硅的性质：性质稳定不易与其他物质发生化学反应



(5) 硅的氧化物 SiO_2 ：

① 原子晶体，熔点高、硬度大

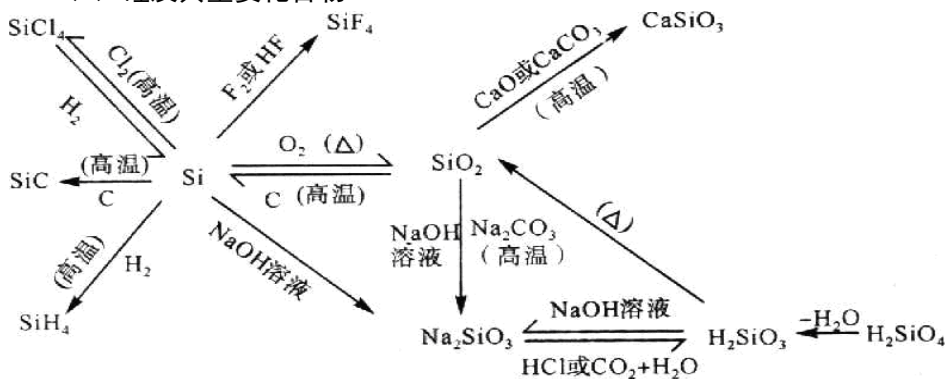
② 酸性氧化物：但不溶于水，也不与水反应



③ 与氢氟酸反应： $SiO_2 + 4HF = SiF_4 \uparrow + 2H_2O$

④ 光导纤维的主要原料，制造石英玻璃等。

(6) 硅及其重要化合物



(五) 氮族元素

1. 氮族元素概述

(1) 周期表中的位置：第VA族 (N、P、As、Sb、Bi) 2—6 周期

(2) 原子结构特点相同点：最外层电子数均为 5 个 不同点：电子层数不同

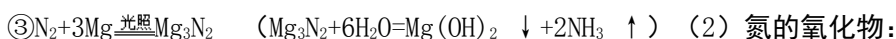
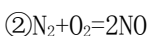
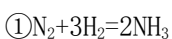
(3) 主要性质：

① 相似性：a. 最高正价均为+5，负价为-3；(Sb、Bi 无负价) b. 最高价氧化物的水化物 (HRO_3 或 H_3RO_4) 呈酸性

② 逆变性 (按 N→Bi) 原子半径由小到大；气态氢化物稳定性减弱；最高价含氧酸的酸性减弱 ($HNO_3 > H_3PO_4$)；与同周期卤素、氧族比非金属性要弱。

2. 氮及其重要化合物

(1) 氮的化学性质：常温时， N_2 不活泼，可代替稀有气体作保护气，但在点燃、放电、高温等条件下能与 H_2 、 O_2 、Mg 等发生反应：



(2) 氮的氧化物：

N 元素有+1、+2、+3、+4、+5 五种价态，分别对应的氮的氧化物为 N_2O 、 NO 、 N_2O_3 、 NO_2 (N_2O_4)、 N_2O_5 其中 N_2O_3 、 N_2O_5 分别是 HNO_2 、 HNO_3 的酸酐， NO 是无色还原性较强的有毒气体，易被 O_2 氧化。 NO_2 是红棕色易溶于水的刺激性的有毒气体，氧化性较强，能氧化 SO_2 使湿润的 KI —淀粉试纸变蓝。重要反应： $2NO+O_2=2NO_2$ ； $3NO_2+H_2O=2HNO_3+NO$

(3) 氨气的性质及用途

① 物理性质：无色有刺激性气味的气体，极易溶于水（1：700）易液化。

② 化学性质：与水反应： $NH_3+H_2O=NH_3 \cdot H_2O=NH_4^++OH^-$

NH_3 是唯一能使润湿的红色石蕊试纸变蓝的气体，常用此性质检验 NH_3 。

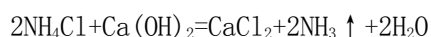
与酸反应： $NH_3+HCl=NH_4Cl$ （生成白烟）

与 O_2 反应： $4NH_3+5O_2=4NO+6H_2O+Q$

与 CO_2 反应（制取尿素）： $2NH_3+CO_2=CO(NH_2)_2+H_2O$

③ 氨的制法

实验室制法：用铵盐与碱共热。



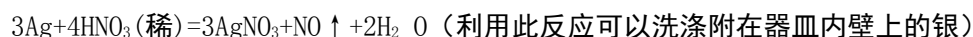
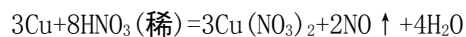
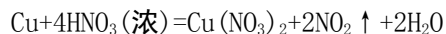
工业制法：原料为水、煤和空气 $N_2+3H_2=2NH_3$

(4) 硝酸 (HNO_3)

硝酸的化学性质： HNO_3 为强酸，除具有酸的通性外还具有以下特性：不稳定性：（见光受热易分解）， $4HNO_3=4NO_2 \uparrow +O_2 \uparrow +2H_2O$

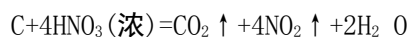
强氧化性：无论稀浓 HNO_3 均具有强氧化性，与金属反应时，即使是比氢活泼的金属也不放出氢气。

a. 与金属反应

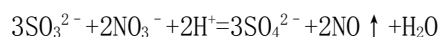
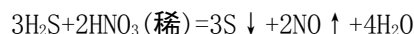


浓 HNO_3 可使 Al 、 Fe 等金属表面生成一层致密氧化膜而发生钝化，故可用 Al 、 Fe 等材料制成的密闭容器盛装浓 HNO_3 。

b. 与非金属反应



c. 与其他还原剂反应

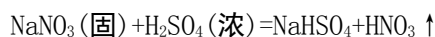


d. 与有机物反应

硝化反应（如与苯反应）；酯化反应（如与纤维素反应）；颜色反应（如与蛋白质反应）。

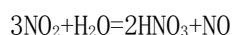
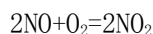
② 硝酸的制法：

实验室制法：硝酸盐与浓 H_2SO_4 微热

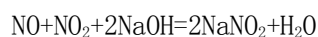


工业制法：氨的催化氧化法

a. 原理： $4NH_3+5O_2=4NO+6H_2O$



b. 尾气处理：用碱液吸收



③ 硝酸的保存方法：硝酸不稳定，易分解，受热、光照或浓度越大，硝酸越易分解，由于分解生成的 NO_2 溶于硝酸中而使硝酸呈黄色，实验室为防止硝酸分解，常将硝酸放在棕色瓶内，贮放在黑暗且温度低的地方。

3. 磷及其重要化合物

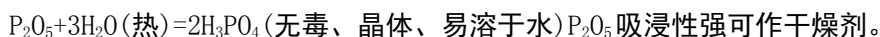
(1) 红磷与白磷

名称	白磷	红磷
分子结构	分子式 P_4 、正四面体型、键角 60°	分子晶体、结构复杂

颜色状态	白色或黄色固体	暗红色粉末或固体
溶解性	不溶于水，易溶于CS ₂	不溶于水，不溶于CS ₂
毒性	剧毒	无毒
着火点	40℃	240℃
保存方法	保存在水中	密封
相互转化	$\begin{array}{ccc} \text{白磷} & \xrightarrow{\text{隔绝空气, } 260^{\circ}\text{C}} & \text{红磷} \\ & \xleftarrow{\text{隔绝空气, 升华, 冷却 } 416^{\circ}\text{C}} & \end{array}$	

(2) 磷的化合物的性质

① P₂O₅ 磷酸 (H₃PO₄) 偏磷酸 (HPO₃) 的酸酐



② 磷酸的性质

纯净的磷酸是无色晶体，有吸湿性，藏躲畏水以任意比例混溶。浓 H₃PO₄ 为无色黏稠液体，较稳定，不挥发。具有酸的通性。磷酸为三元酸，与碱反应时，当碱的用量不同时可生成不同的盐。磷酸和 NaOH 反应，1:1 生成 NaH₂PO₄；1:2 生成 Na₂HPO₄；1:3 生成 Na₃PO₄。介于 1:1 和 1:2 之间生成 NaH₂PO₄ 和 Na₂HPO₄ 的混合物。介于 1:2 和 1:3 之间生成 Na₂HPO₄ 和 Na₃PO₄ 的混合物。

二. 金属元素及其化合物

(一) 金属元素概述

1. 金属元素在周期表中的位置及原子结构特征

(1) 金属元素分布在周期表的左下方，目前已知的 112 种元素共有 90 种金属元素。

(2) 金属元素最外层电子数一般小于 4 个。(Ge、Sn、Pb 4 个 Sb、Bi 5 个，Po 6 个) 原子半径较同周期非金属原子半径大。

(3) 金属元素形成的金属单质固态时全是金属晶体。

2. 金属的分类

(1) 冶金工业上黑色金属：Fe、Cr、Mn (其主要氧化物呈黑色)。有色金属：除 Fe、Cr、Mn 以外的所有金属。

(2) 按密度分

轻金属： $\rho < 4.5 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$ (如 Na、Mg、Al)

重金属： $\rho > 4.5 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$ (如 Fe、Cu、W)

(3) 按存在丰度分常见金属：如 Fe(4.75%)、Al(7.73%)、Ca(3.45%) 等稀有金属：如锆、钨、铌等。

3. 金属的物理性质

(1) 状态：通常情况下，除汞外其他金属都是固态。

(2) 金属光泽：多数金属具有金属光泽。

(3) 易导电一导热：由于金属晶体中自由电子的运动，使金属易导电、导热。

(4) 延展性：可压成薄片，也可抽成细丝。

(5) 熔点及硬度：由金属晶体中金属离子和自由电子的作用强弱决定。最高的是钨 (3413℃)，最低的是汞 (-39℃)。

4. 金属的化学性质

(1) 与非金属单质作用

(2) 与 H₂O 作用

(3) 与酸作用

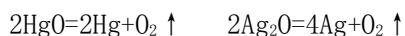
(4) 与碱作用 (仅 Al、Zn 可以)

(5) 与盐的作用

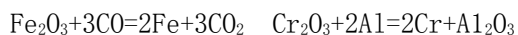
(6) 与某些氧化物作用

5. 金属的冶炼

(1) 热分解法 (适用于不活泼金属)



(2) 热还原法 (常用还原剂 CO、H₂、C 活泼金属等)



(3) 电解法 (适用于非常活泼的金属)



(二) 碱金属元素

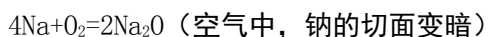
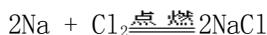
1. 钠及其化合物

(1) 钠的物理性质

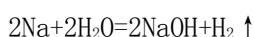
钠是一种柔软、银白色，有金属光泽的金属，具有良好的导电、导热性，密度比水小，比煤油大，熔点较低。

(2) 钠的化学性质

① 与非金属反应

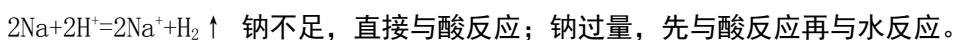


② 与水反应



现象及解释：浮在水面上——密度比水小；熔化成小球——钠的熔点低，反应放热；四处游动——生成气体；酚酞变红——生成碱。

③ 与酸反应



④ 与盐溶液反应

钠与盐溶液反应，先考虑 Na 与水反应生成 NaOH，再考虑 NaOH 是否与盐反应。

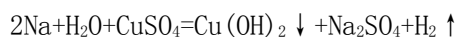
a. 投入 NaCl 溶液中，只有 H_2 放出。 $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH} + \text{H}_2 \uparrow$

b. 投入饱和 NaCl 溶液中，有 H_2 放出，还有 NaCl 晶体析出 (温度不变)。

c. 投入 NH_4Cl 溶液中，有 H_2 和 NH_3 逸出。



d. 投入 CuSO_4 溶液中，有气体放出和蓝色沉淀生成。



(3) 钠的保存及用途：

① 保存：钠的化学性质非常活泼，易与空气中的 O_2 、 H_2O 等反应，保存在煤油中。

② 用途：

a. 工业上用于冶炼金属： $4\text{Na} + \text{TiCl}_4 = \text{Ti} + 4\text{NaCl}$

b. Na—K 合金 (液态) 用作原子反应堆的导热剂

c. 制造高压钠灯，作为电光源。

2. 碱金属元素

(1) 周期表中的位置：第 IA 族 (Li、Na、K、Rb、Cs)

(2) 原子结构特点：最外层电子数均为 1。

(3) 主要性质：

① 原子半径为同周期最大，易失电子。强还原剂且从 Li→Cs 金属性增强。

② 取高价氧化物的水化物呈强碱性，从 Li→Cs 碱性增强。

(三) 镁、铝、铁及其化合物

1. 镁、铝在元素周期表中位置及原子结构镁 (Mg)：位于周期表第 3 周期第 IIA 原子结构铝 (Al)：位于周期表第 3 周期第 IIIA，原子结构 Mg、Al 均为活泼金属，在化学反应中都易失电子，其性质有相似之处，但由于原子结构不同性质上也有差异。

2. 镁、铝的物理性质

① 相同点：密度较小，熔点较低、硬度较小、均为银白色。

② 不同点：铝的硬度比镁稍大，熔沸点比镁高，这是由于镁、铝的金属键的强弱不同。

3. 镁、铝的化学性质比较：

	Mg	Al
--	----	----

暴露在空气中 (与 O ₂ 反应)	常温下被 O ₂ 氧化, 形成致密氧化膜、因而具有一定抗腐蚀性	很快与 O ₂ 反应, 形成致密氧化膜, 抗腐蚀性比镁强
燃烧	空气中点燃, 发出耀眼的白光 $2\text{Mg} + \text{O}_2 \xrightarrow{\text{点燃}} 2\text{MgO}$	在纯氧中或高温下可燃烧 $4\text{Al} + 3\text{O}_2 \xrightarrow{\text{点燃}} 2\text{Al}_2\text{O}_3$
与某些氧化物反应	$2\text{Mg} + \text{CO}_2 \xrightarrow{\text{点燃}} 2\text{MgO} + \text{C}$	$4\text{Al} + 3\text{MnO}_2 \xrightarrow{\text{高温}} 2\text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{Mn}$ $2\text{Al} + \text{Fe}_2\text{O}_3 \xrightarrow{\text{高温}} \text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{Fe}$
与 H ₂ O 反应	$\text{Mg} + 2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\Delta} \text{Mg}(\text{OH})_2 \downarrow + \text{H}_2 \uparrow$	与沸水只有微弱反应
与非金属反应	$3\text{Mg} + \text{N}_2 \xrightarrow{\text{点燃}} \text{Mg}_3\text{N}_2$	$2\text{Al} + 3\text{Cl}_2 \xrightarrow{\Delta} 2\text{AlCl}_3$
与非氧化性酸反应	$\text{Mg} + 2\text{HCl} = \text{MgCl}_2 + \text{H}_2 \uparrow$	$2\text{Al} + 6\text{HCl} = 2\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2 \uparrow$
与氧化性酸反应	能反应, 无 H ₂ 生成	

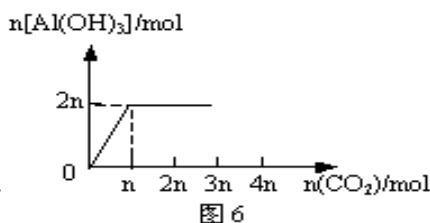
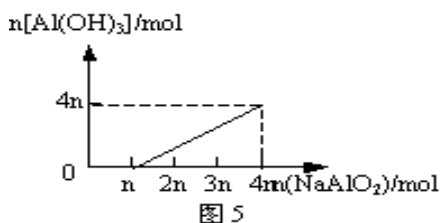
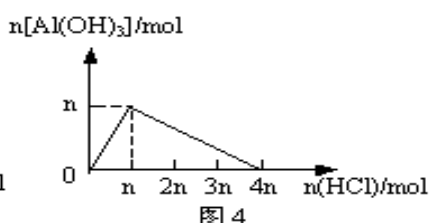
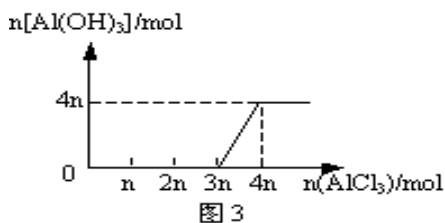
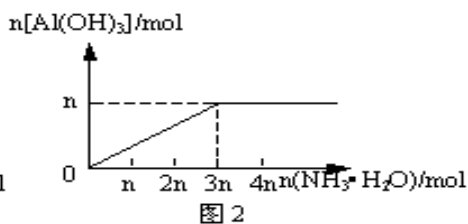
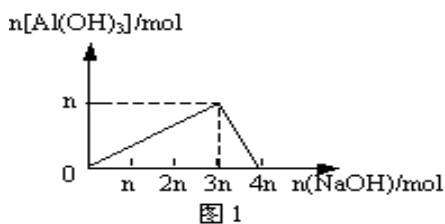
4. 氧化铝和氢氧化铝

Al₂O₃ 和 Al(OH)₃ 是典型的两性化合物, 既能与强酸反应。也能与强碱反应生成盐和 H₂O。



5. 生成 Al(OH)₃ 沉淀量的图像分析

- 向 AlCl₃ 溶液中滴加 NaOH 溶液直至过量。图 1 所示。
- 向 AlCl₃ 溶液中滴加氨水至过量。图 2 所示。
- 向 NaOH 溶液中滴加 AlCl₃ 溶液直至过量。图 3 所示。
- 向 NaAlO₂ 溶液中滴加盐酸直至过量。图 4 所示。
- 向盐酸中滴入 NaAlO₂ 溶液直至过量。图 5 所示。
- 向 NaAlO₂ 溶液中通入 CO₂ 直至过量。图 6 所示。



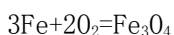
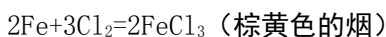
6. 铁及其化合物

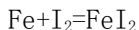
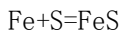
(1) 铁在周期表中的位置及原子结构

铁位于第四周期第 VIII 族, 是过渡金属元素的代表, 其原子结构示 $\text{Fe} \left(\begin{array}{c} +26 \\ 2 \ 8 \ 14 \ 2 \end{array} \right)$ 意图: 铁元素是一种变价元素, 通常显示 +2 价、+3 价, 其化合物及其水溶液往往带有颜色。

(2) 铁的性质

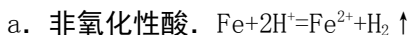
① 与非金属反应



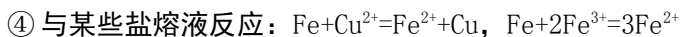
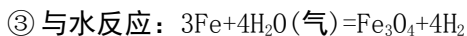


注：铁与弱氧化性物质反应生成低价铁的化合物

② 与酸反应



b. 氧化性酸：常温下遇浓 H_2SO_4 、浓 HNO_3 会发生钝化，而加热时会剧烈反应。



(3) 铁的存在铁在自然界中分布较广。在地壳中含量约占 5%，仅次于铝。分布在地壳中的铁均以化合态存在，游离态的铁只能在陨石中得到。铁矿石的种类较多，重要有：赤铁矿 (Fe_2O_3)、磁铁矿 (Fe_3O_4)，褐铁矿 ($2\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$) 和菱铁矿 (FeCO_3)。

(4) 铁的氧化物和氢氧化物

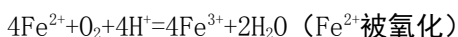
① 铁的氧化物

② 铁的氢氧化物

	$\text{Fe}(\text{OH})_2$ FeO	Fe_2O_3 铁红	$\text{Fe}(\text{OH})_3$ $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot \text{Fe}_2\text{O}_3$ 红褐色，难溶于水的固体 磁性氧化铁
物性 俗称	白色，难溶于水的固体	红棕色粉末	红褐色，难溶于水的固体
化性、态(1)	与非氧化性强酸反应	与酸反应	与酸反应
化合价	$\text{Fe}(\text{OH})_2 + 2\text{H}^+ = \text{Fe}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	+3	$\text{Fe}(\text{OH})_3 + 3\text{H}^+ = \text{Fe}^{3+} + 3\text{H}_2\text{O}$
水溶性(2)	与氧化性酸反应	均难溶于水	均难溶于水
稳定性	不稳定 $3\text{Fe}(\text{OH})_2 + 10\text{HNO}_3 = 3\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + 6\text{FeO} + 0_2 + 2\text{Fe}_3\text{O}_4$	稳定	稳定 $2\text{Fe}(\text{OH})_3 = \text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
与酸反应	$\text{FeO} + 2\text{H}^+ = \text{Fe}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$ (3) 空气中放置被氧化	$\text{Fe}_2\text{O}_3 + 6\text{H}^+ = 2\text{Fe}^{3+} + 3\text{H}_2\text{O}$	$\text{Fe}_3\text{O}_4 + 8\text{H}^+ = \text{Fe}^{2+} + 2\text{Fe}^{3+} + 4\text{H}_2\text{O}$
与 CO 的反应	$4\text{Fe}(\text{OH})_2 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 = 4\text{Fe}(\text{OH})_3$	$\text{Fe}_x\text{O}_y + y\text{CO} = x\text{Fe} + y\text{CO}_2$	
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 $\text{Fe}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Fe}(\text{OH})_2 \downarrow$	④ 用长滴管将 NaOH 溶液滴入 Fe^{3+} 溶液中 将 NaOH 溶液滴入 Fe^{3+} 溶液中 $3\text{Fe}^{3+} + 4\text{OH}^- = \text{Fe}_3\text{O}_4 + 4\text{H}^+$

(5) Fe^{2+} 和 Fe^{3+} 的性质

① Fe^{2+} 具有氧化性，主要表现还原性



② Fe^{3+} 具有较强的氧化性，与 S^{2-} 、 I^- 、 SO_3^{2-} 等能发生氧化还原反应 $2\text{Fe}^{3+} + \text{S}^{2-} = 2\text{Fe}^{2+} + \text{S} \downarrow$ $2\text{Fe}^{3+} + 2\text{I}^- = 2\text{Fe}^{2+} + \text{I}_2$

③ Fe^{3+} 是典型的弱碱阳离子，与 HCO_3^- 、 AlO_2^- 。等在溶液中发生双水解反应 $2\text{Fe}^{3+} + 3\text{CO}_3^{2-} + 3\text{H}_2\text{O} = 2\text{Fe}(\text{OH})_3 \downarrow + 3\text{CO}_2 \uparrow$

④ Fe^{3+} 遇苯酚溶液呈紫色；可用于检验 Fe^{3+}

⑤ 亚铁盐、铁盐的存放方法：亚铁盐溶液——加入少量铁屑以防止 Fe^{2+} 被氧化，滴入少量相应的酸溶液以防止 Fe^{2+} 水解。铁盐溶液——加入少量相应的酸溶液以防止 Fe^{3+} 水解。

第三部分 有机化学基础

一. 有机化学中的基本概念

1. 有机化合物

(1) 定义：简称有机物，是指含碳元素的化合物（但 CO_2 、CO、碳酸盐仍为无机物）。

(2) 与无机物相比有如下特点：

① 元素组成的特点：除碳元素外，还含有 H、O、N、P、S 及卤素等非金属元素。

② 结构特点

a. 碳碳间以共价键形成碳键，这是有机物结构的基础

b. 有机物分子多为非极性分子或弱极性分子

c. 有机物分子间通过范德华力结合成分子晶体

③ 数量特点有机物的种类繁多，达数百万种，其原因是：

- a. 碳原子有4个价电子，能与其他原子形成4个共价键。
- b. 碳链的长度可以不同；碳原子之间的结合方式可有单键、双键、叁键，也可以有长链或环状等。
- c. 普遍存在同分异构现象。

④ 性质特点（对大多数有机物）

- a. 难溶于水，易溶于汽油、酒精、苯等有机溶剂
- b. 多为非电解质，不易导电
- c. 多数熔沸点较低
- d. 多数易燃烧，易分解

⑤ 有机物反应特点

有机反应复杂，速度慢，多需要催化剂，而且副反应多，所以，有机反应常用。“→”代替“=°”。

2. 同系物

(1) 定义：结构相似，在分子组成上，彼此相差若干个CH₂原子团的一系列化合物互称为同系物。

(2) 同系物判断：

① 通式相同 ② 结构相似 ③ 同一类物质 ④ 组成上相差若干个CH₂原子团

(3) 同系物的性质

- ① 物理性质上存在递变性：随碳数增加，状态由气→液→固，熔沸点逐渐升高，密度逐渐增大。
- ② 化学性质以相似性为主，也存在差异性。

3. 同分异构体

(1) 化合物具有相同的分子式，但具有不同结构的现象叫同分异构现象，具有同分异构现象的化合物称为同分异构体。（主要是指有机物）

(2) 中学常见同分异构种类碳链异构：如正丁烷与异丁烷。官能团位置异构：如1-丁烯与2-丁烯不同类异构烯烃和环烷烃二烯烃和炔烃醇和醚酚、芳香醇、芳香醚醛和酮羧酸和酯。

4. 烃

(1) 仅含C、H两种元素的有机物称为碳、氢化合物，又称烃。

(2) 碳原子之间都是以碳碳单键结合成链状，碳剩余的价键全部跟氢原子相结合，这样的烃叫做饱和链烃，又称烷烃，通式为C_nH_{2n+2} (n≥1)。

(3) 分子中含有碳碳双键的一类链烃叫做烯烃，单烯烃通式为C_nH_{2n} (n≥2)

(4) 分子中含有碳碳叁键的一类链烃叫做炔烃，炔烃通式为C_nH_{2n-2} (n≥2) (只含一个叁键)

(5) 分子里含有一个或多个苯环的碳氢化合物，称为芳香烃，其中由一个苯环和饱和烃基组成的芳香烃叫苯的同系物，其通式为C_nH_{2n-6} (n≥6)

5. 烃的衍生物

(1) 从结构上说，可以看成是烃分子里的氢原子被其他原子或原子团取代而衍变成的，因此叫烃的衍生物。

(2) 卤代烃：烃分子中的氢原子被卤原子取代后的产物。

(3) 醇：醇是分子中含有跟链烃基或苯环侧链上的碳结合的羟基的化合物。R—OH。

(4) 酚：羟基与苯环上的碳原子直接相连的化合物叫做酚。

(5) 醛：烃基与醛基结合着的化合物叫做醛：R—CHO

(6) 羧酸：分子由烃基与羧基相连构成的有机化合物：R—COOH

(7) 酯：羧与醇结合生成的有机物叫做酯：R—COOR'

6. 蒸馏、分馏和干馏

蒸馏是将液态物质加热到沸腾变为蒸气，又将蒸气冷却为液体这两个过程联合操作。用这一操作可分离、除杂、提纯物质；分馏和蒸馏一样，也是利用混合物中各物质的沸点不同，严格控制温度，进行分离或提纯物质的操作。是多次的蒸馏；干馏，是把固态有机物（或煤炭）放入密闭的容器，隔绝空气加强热使它分解的过程。工业上炼焦就属于干馏。干馏属化学变化，蒸馏与分馏同属物理变化。

二. 有机化学反应类型归纳

1. 取代反应

(1) 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代替的反应。

(2) 能发生取代反应的物质：烷烃、芳香烃、醇、酚、酯、羧酸、卤代烃。

(3) 典型反应: $\text{CH}_4 + \text{Cl}_2 \xrightarrow{\text{光}} \text{CH}_3\text{Cl} + \text{HCl}$

2. 加成反应

(1) 定义: 有机物分子里不饱和碳原子跟其他原子或原子团直接结合生成别的物质的反应。

(2) 能发生加成反应的物质: 烯烃、炔烃、苯及其同系物。醛、酮、单糖等等。

(3) 典型反应: $\text{CH}_2=\text{CH}_2 + \text{Br}_2 \rightarrow \text{CH}_2\text{Br}-\text{CH}_2\text{Br}$

3. 加聚反应

(1) 定义: 通过加成聚合反应形成高分子化合物。

(2) 特征: 生成物只有高分子化合物, 其组成与单体相同。

(3) 典型反应 $n\text{CH}_2=\underset{\text{Cl}}{\text{CH}} \longrightarrow \left[\text{CH}_2-\underset{\text{Cl}}{\text{CH}} \right]_n$

4. 缩聚反应

(1) 定义: 通过缩合反应生成高分子化合物, 同时还生成小分子。(如 H_2O 、 NH_3 等) 的反应。

(2) 特征: 除生成高分子化合物还有小分子生成。

(3) 典型反应 $n\text{HOOC}-\text{C}_6\text{H}_4-\text{COOH} + n\text{HOCH}_2\text{CH}_2\text{OH} \xrightarrow{\text{催化剂}} \left[\text{C}-\text{C}_6\text{H}_4-\text{C}-\text{O}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{O} \right]_n + 2n\text{H}_2\text{O}$

5. 消去反应:

(1) 定义: 从一个有机物分子中脱去小分子(如 H_2O 、 HX 等) 而生成不饱和化合物(含双键或叁键) 的反应。

(2) 能发生消去反应的物质: 醇、卤代烃。

(3) 典型反应:

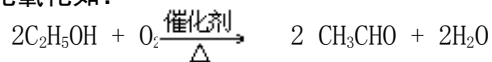
6. 氧化反应

(1) 定义: 有机物加 O 或去 H 的反应。

(2) 类型:

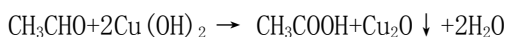
① 在空气中或氧气中燃烧

② 催化氧化如:



③ 某些有机物被非 O_2 氧化剂氧化

如: 烯、炔、苯的同系物被酸性 KMnO_4 氧化; 醛类, 甲酸及甲酸酯葡萄糖被银氨溶液, 新制 $\text{Cu}(\text{OH})_2$ 氧化:



7. 还原反应

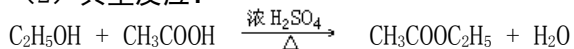
(1) 定义: 有机物加 H 或去 O 的反应

(2) 典型反应: $\text{CH}_3\text{CHO} + \text{H}_2 \rightarrow \text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ (也是加成反应)

8. 酯化反应: (也属于取代反应)

(1) 定义: 酸与醇起作用、生成酯和水的反应

(2) 典型反应:



9. 水解反应(属于取代反应)

(1) 反应特征: 有水参加, 有机物分解成较小分子。

(2) 能水解的物质: 卤代烃、酯、二糖、多糖、蛋白质

(3) 典型反应:

