

一、化学反应及其能量变化

(一) 氧化还原反应

1. 化学反应的类型

(1) 根据反应物和生成物的类别
以及反应前后物质种类的多少

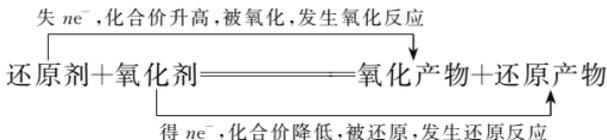
- 化合反应
- 分解反应
- 置换反应
- 复分解反应

(2) 根据反应中是否有
电子转移(得失或偏移)

- 氧化还原反应
- 非氧化还原反应

(3) 根据反应中是否有离子参加: 离子反应

2. 氧化还原反应中电子得失、化合价变化的关系简图



3. 常见的氧化剂

(1) 活泼的非金属: O_2 、 F_2 、 Cl_2 、 Br_2 等。

(2) 高价化合物: HNO_3 、浓 H_2SO_4 、 $KMnO_4$ 、 MnO_2 、 $K_2Cr_2O_7$ 等。

(3) 高价金属阳离子: Fe^{3+} 、 Sn^{4+} 、 Cu^{2+} 等。

4. 常见的还原剂

(1)活泼的金属:K、Ca、Na、Mg、Al等。

(2)某些非金属单质:C、H₂等。

(3)非金属阴离子:S²⁻、I⁻、Br⁻、Cl⁻等。

(4)某些低价化合物:CO、H₂S、HI、HBr、HCl等。

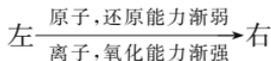
5. 既可作氧化剂、又可作还原剂的物质

元素的化合价处于中间价态的化合物和某些非金属的单质。

如:SO₂、Na₂SO₃、H₂O₂、Na₂O₂、S、N₂、Cl₂等。

6. 判断物质氧化性、还原性强弱的规律

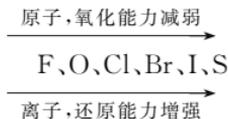
(1)由金属活动性顺序判断



如:还原性:Mg>Zn>Fe

氧化性:Fe²⁺>Zn²⁺>Mg²⁺

(2)由非金属性强弱顺序判断



如:氧化性:F₂>Cl₂>Br₂>I₂>S

还原性:S²⁻>I⁻>Br⁻>Cl⁻>F⁻

(3)通过化学反应比较

①氧化剂+还原剂→氧化产物+还原产物

氧化性:氧化剂>氧化产物

还原性:还原剂>还原产物

②在同一反应中:氧化剂氧化性>还原剂氧化性

如: $\text{Cl}_2 + \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{HCl}$

氧化性: $\text{Cl}_2 > \text{SO}_2$

(4)根据氧化还原程度的大小判断

①不同物质氧化同一物质时,使其呈现高价态的氧化性强。

如: $2\text{Fe} + 3\text{Cl}_2 \xrightarrow{\text{点燃}} 2\text{FeCl}_3$ $\text{Fe} + \text{S} \xrightarrow{\Delta} \text{FeS}$

氧化性: $\text{Cl}_2 > \text{S}$

②不同物质还原同一物质时,使其呈现低价态的还原性强。

如: $8\text{HI} + \text{H}_2\text{SO}_4(+6)(\text{浓}) = \text{H}_2\text{S}(-2)\uparrow + 4\text{I}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$

$2\text{HBr} + \text{H}_2\text{SO}_4(+6)(\text{浓}) = \text{SO}_2(+4)\uparrow + \text{Br}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

还原性: $\text{HI} > \text{HBr}$

(5)根据元素价态数判断

最高价只有氧化性,如:

Fe^{3+} 、 MnO_4^- 、 HNO_3 、 H_2SO_4

最低价只有还原性,如:

I^- 、 S^{2-} 、 Br^- 、 Na 、 Mg 、 Fe

中间价态既有氧化性又有还原性,如:

S 、 Cl_2 、 Br_2 、 Na_2O_2 、 SO_2 、 Fe^{2+}

7. 氧化还原反应表示法

单线桥:表示反应过程中,电子由还原剂转移给氧化剂

的情况。



双线桥：表示反应物转变为产物时得失电子的情况。

8. 氧化还原反应配平原则

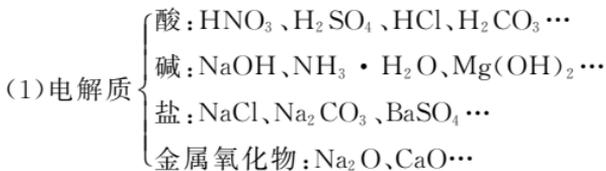
氧化剂与还原剂得失电子数相等。

(二) 离子反应

1. 电解质和非电解质

在水溶液中或熔融状态下能够导电的化合物叫做电解质。

无论是在水溶液中或熔融状态下都不能导电的化合物叫做非电解质。



Cl_2 、 O_2 、 Cu …单质既不是电解质也不是非电解质。

SO_3 、 SO_2 、 CO_2 …不是电解质，其水溶液中的 H_2SO_4 、 H_2SO_3 、 H_2CO_3 是电解质。

Cl_2 、 SO_3 与水反应生成了电解质。

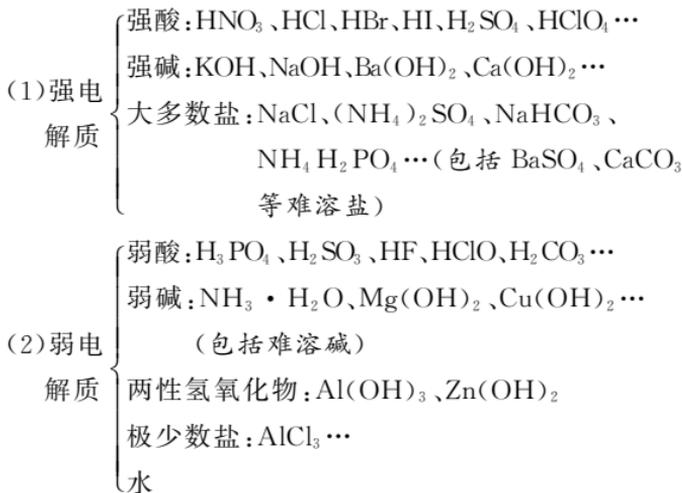
NH_3 …不是电解质，但 NH_3 与水形成的 $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ 是电解质。

(2)有些电解质只在水溶液中导电，如 HNO_3 、 HCl 、 H_2SO_4 等酸，及 $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ 等。

2. 强电解质和弱电解质

在水溶液中,全部电离为离子的电解质叫强电解质。

在水溶液中,仅部分电离为离子的电解质叫弱电解质。



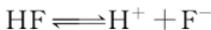
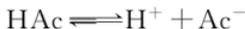
3. 电解质的电离

(1) 强电解质完全电离

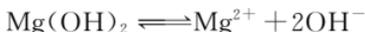
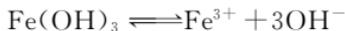


(2) 弱电解质不完全电离

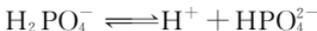
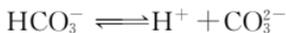
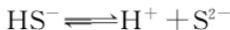
① 一元弱酸、弱碱:



②多元弱碱的电离过程复杂,一步写出:



③多元弱酸分步电离:



4. 强、弱电解质的比较

电解质	强电解质	弱电解质
电离程度	完全	不完全
溶液中粒子	离子	离子、分子
电离过程	不存在电离平衡	存在电离平衡
电离方程式	用“ --- ”	用“ \rightleftharpoons ”

5. 离子反应

电解质在溶液中的反应,其本质是离子(电解质电离出的离子)间的反应。

6. 离子反应发生的条件

- (1) 生成难溶物质,如 AgCl 等;
- (2) 生成难电离物质,如水等;
- (3) 生成挥发性物质,如 CO_2 等。

7. 离子方程式

(1) 用实际参加反应的离子的符号表示离子反应的式子,叫离子方程式。

(2) 书写要点

① 式中“沉淀”(难溶性物质)、“气体”、“难电离物质”、“单质”、“有机物”(多数)应写出分子式(或化学式)。

② 产物中“沉淀”、“气体”应注明“↓”、“↑”符号。

③ 配平原子数目和电荷。

(三) 化学反应中的能量变化

化学反应都伴随着能量变化,通常表现为热量变化。

1. 放热反应

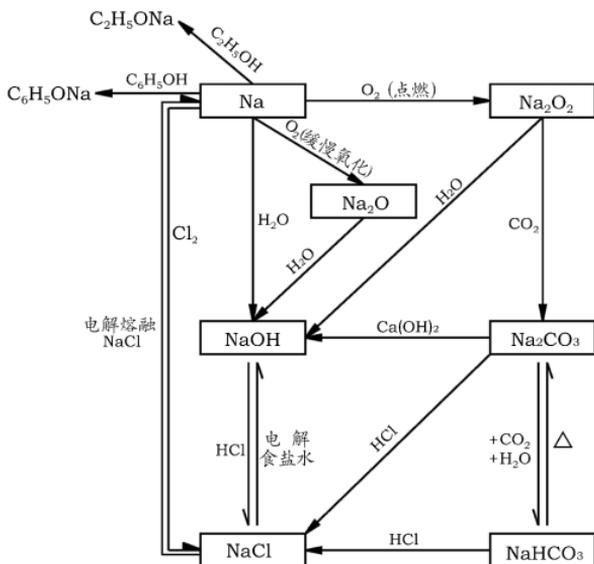
放出热量的化学反应,其反应物的总能量大于生成物的总能量。

2. 吸热反应

吸收热量的化学反应,其反应物的总能量小于生成物的总能量。

二、碱金属

(一) 钠及其重要化合物的知识体系



(二) 钠

1. 钠的物理性质

银白色、质软，可以用刀切割，密度是 0.97 g/cm^3 ，比水轻，熔点是 97.8°C ，沸点是 882.9°C ，是电和热的良导体。

2. 钠的化学性质

(1) 与氧气反应

常温下缓慢氧化： $4\text{Na} + \text{O}_2 \longrightarrow 2\text{Na}_2\text{O}$ （白色）

高温下燃烧： $2\text{Na} + \text{O}_2 \xrightarrow{\text{点燃}} \text{Na}_2\text{O}_2$ （浅黄色）

(2) 与某些非金属反应



（离子型固体、强还原剂）

(3) 与水反应



注意实验现象：钠浮于水面，熔成小球，向四处游动，使滴有酚酞试剂的溶液变红。

(4) 与盐溶液反应



3. 钠的存在和用途

(1) 存在：在自然界中只能以化合态存在。

(2) 用途：钠可以用来制过氧化钠等化合物。钠是一种强还原剂，钠、钾合金是原子反应堆的导热剂。钠还应用于电光源上。

(三) 钠的化合物

1. 钠的氧化物

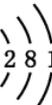


2. 碳酸钠与碳酸氢钠

	Na_2CO_3	NaHCO_3
俗 称	苏打、纯碱	小苏打
溶解性	易溶于水	比 Na_2CO_3 溶解度略小
稳定性	稳定	不稳定、受热易分解
与酸反应	$\text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$	$\text{HCO}_3^- + \text{H}^+ \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$
相互转化	$\text{Na}_2\text{CO}_3 \xrightleftharpoons[(+\text{NaOH 或 受热})]{ (+\text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2) } \text{NaHCO}_3$	

(四) 碱金属元素

1. 碱金属的原子结构和物理性质

元素名称	元素符号	核电荷数	电子层结构	颜色和状态 (常态)	密度 (g/cm^3)	熔点 ($^{\circ}\text{C}$)	沸点 ($^{\circ}\text{C}$)
锂	Li	3		银白色金属, 柔软	0.534	180.5	1347
钠	Na	11		银白色金属, 柔软	0.97	97.81	882.9
钾	K	19		银白色金属, 柔软	0.86	63.65	774

续 表

元素名称	元素符号	核电荷数	电子层结构	颜色和状态(常态)	密度(g/cm ³)	熔点(°C)	沸点(°C)
铷	Rb	37		银白色金属, 柔软	1.532	38.89	688
铯	Cs	55		略带金色光泽, 柔软	1.879	28.40	678.4

2. 碱金属的化学性质

(1) 跟非金属反应



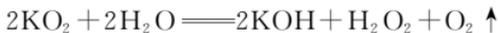
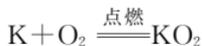
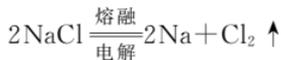
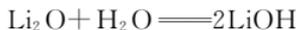
(2) 跟水的反应



3. 钠、钾的比较

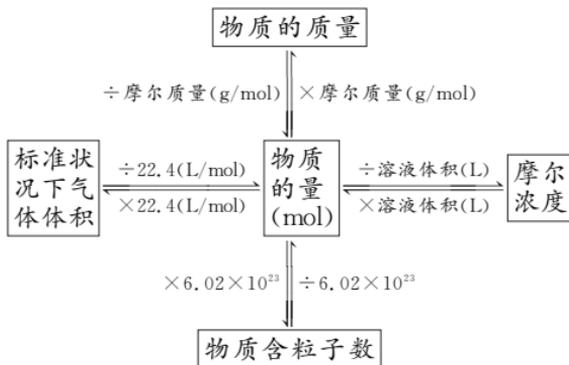
	钠	钾
焰色反应	黄色	紫色 (透过蓝色钴玻璃)
化学性质	化学性质很活泼, 跟氧气化合成过氧化物, 跟水反应剧烈	化学性质更活泼, 跟氧气化合成比过氧化物更复杂的氧化物, 跟水反应更剧烈, 并发生轻微的爆炸

(五) 碱金属的补充反应方程式



三、物质的量

(一) 物质的量的知识体系



(二) 物质的量

摩尔是表示物质的量的单位,每摩尔物质含有阿伏加德罗常数个粒子。

1. 摩尔是一系统的物质的量,该系统中所包括的基本单元数与 0.012 kg 碳 12 的原子数目相等。

2. 使用摩尔时,基本单元应予以指明:可以是原子、分子、离子、电子及其他粒子,或者是这些粒子的特定组合。

3. “物质的量”的单位名称规定为摩尔,单位符号为 mol。

(三) 摩尔质量

1 mol 物质的质量通常叫该物质的摩尔质量。分子、原子或离子的摩尔质量在数值上等于该粒子的相对分子质量、相对原子质量或离子中各原子的相对原子质量之和。单位是 g/mol。

物质的量、物质的质量、摩尔质量之间的关系：

$$\text{物质的量 (mol)} = \frac{\text{物质的质量 (g)}}{\text{物质的摩尔质量 (g/mol)}}$$

$$\text{或写成: } n = \frac{m}{M}$$

(四) 气体的摩尔体积

1. 气体的摩尔体积

在标准状况下, 1 mol 任何气体所占的体积都约是 22.4 L。单位物质的量的气体所占的体积叫做气体的摩尔体积, 符号为 V_m 。

在标准状况下, 气体的摩尔体积约为 $22.4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$ 。在使用时须注意以下几点:

- ① 标准状况是指压强为 $1.01 \times 10^5 \text{ Pa}$ 和温度为 $0 \text{ }^\circ\text{C}$ 。
- ② 对象是气体。只有气态物质在一定温度和压强下, 不同分子间的平均距离是相同的。
- ③ 气体摩尔体积约是 22.4 L。(其中“约”字不能省略)

2. 阿伏伽德罗定律

在相同温度和压强下, 相同体积的任何气体都含有相同的分子数。此定律对混合气体也适用。

3. 关于气体摩尔体积的计算

有关公式：

$$\text{气体的密度(g/L)} = \frac{\text{气体的质量(g)}}{\text{气体的体积(L)}}$$

$$\text{气体的摩尔体积(L/mol)} = \frac{\text{气体的摩尔质量(g/mol)}}{\text{气体的密度(g/L)}}$$

气体的物质的量(mol)

$$= \frac{\text{气体的体积(L)(标准状况)}}{\text{气体的摩尔体积(22.4 L/mol)}}$$

$$\text{或写成: } n = \frac{V}{V_m}$$

(五) 物质的量浓度

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

为 c_B ，单位为 mol/L 或 mol/m³。可用下式表示： $c_B = \frac{n_B}{V}$

配制一定物质的量浓度溶液的步骤：

- ①计算 ②称量(量取) ③溶解 ④转移 ⑤洗涤
⑥定容 ⑦摇匀

2. 物质的量浓度和溶质质量分数的换算

物质的量浓度(mol/L)

$$= \frac{1\,000(\text{mL}) \times \text{密度}(\text{g/mL}) \times \text{溶液的质量分数}(\%)}{\text{摩尔质量}(\text{g/mol}) \cdot L}$$

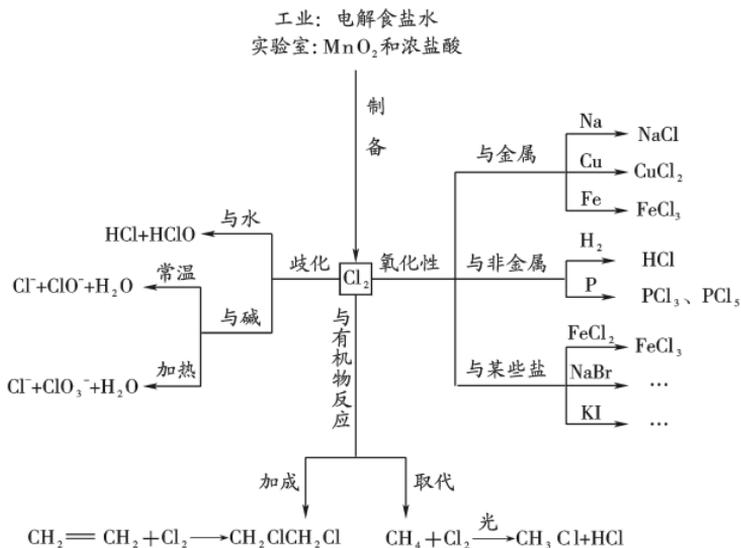
溶质的质量分数

$$= \frac{\text{物质的量浓度}(\text{mol/L}) \times \text{摩尔质量}(\text{g/mol})}{1\,000(\text{mL}) \times \text{密度}(\text{g/mL})} \times 100\%$$

四、卤素

(一) 氯气

1. 氯气的知识体系

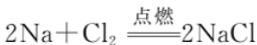


2. 氯气的性质

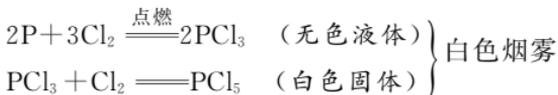
(1) 物理性质：通常情况下，氯气呈黄绿色，有毒、有剧烈的刺激性气味，熔点 $-101\text{ }^\circ\text{C}$ ，沸点 $-34.6\text{ }^\circ\text{C}$ ，常温下，1 体积水能溶解 2 体积氯气。

(2) 化学性质

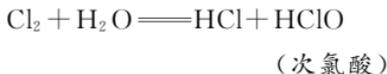
① 氯气跟金属的反应



② 氯气跟非金属的反应



③ 氯气跟水的反应



HClO 不稳定, 见光易分解:

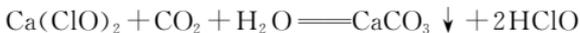


④ 氯气跟碱的反应



漂白粉是次氯酸钙和氯化钙的混合物, 其有效成分是次氯酸钙。

漂白粉漂白时, 次氯酸钙跟稀酸或空气里的二氧化碳反应, 生成次氯酸, 才具有漂白作用。



3. 氯气的用途

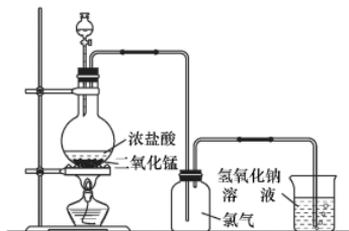
消毒、制漂白粉和盐酸、制农药和有机溶剂。

4. 氯气的实验室制法

(1) 原理



(2) 实验装置图



(二) 卤族元素

1. 卤素的原子结构和单质的物理性质

元素名称	元素符号	核电荷数	电子层结构	单质	密度	沸点 (°C)	熔点 (°C)	溶解度 (100 g 水)
氟	F	9		F ₂	1.69 g/L	-188.1	-219.6	与水反应
氯	Cl	17		Cl ₂	3.214 g/L	-34.6	-101	226 cm ³
溴	Br	35		Br ₂	3.119 g/cm ³	58.78	-7.2	4.16 g

续 表

元素名称	元素符号	核电荷数	电子层结构	单质	密度 g/cm ³	沸点 (°C)	熔点 (°C)	溶解度 (100 g 水)
碘	I	53		I ₂	4.93	184.4	113.5	0.029 g

2. 卤素单质在不同状态下的颜色一览表

单质	F ₂	Cl ₂	Br ₂	I ₂
色、态	淡黄绿色 气体	黄绿色 气体	深红棕色 液体	紫黑色 固体
水溶液		浅黄绿色	橙色	棕黄色
CCl ₄ 溶液		黄绿色	棕红色	紫红色

3. 卤素单质的化学性质比较

化学式	跟氢气的反应 和氢化物的稳定性	跟水的反应	卤素的 活动性比较
F ₂	在冷暗处就能 剧烈化合而爆 炸, HF 很稳定	使水迅速 分解, 放 出氧气	氟最活泼, 能 把氯、溴、碘从 它们的化合物 中置换出来
Cl ₂	在强光照 射下, 剧烈化合 而爆炸, HCl 较稳定	在日光 照射下, 缓 慢放出氧 气	氯次之, 能 把溴、碘从它 们的化合物中 置换出来

续 表

化学式	跟氢气的反应 和氢化物的稳 定性	跟水的反应	卤素的 活动性比较
Br_2	在高温条件下,较慢慢地化合, HBr 较不稳定	反应较氯弱	溴又次之,能把碘从它的化合物中置换出来
I_2	持续加热,慢慢地化合, HI 很不稳定,同时发生分解	只起很微弱的反应	碘较不活泼

4. 卤化银的性质比较

卤化银	色、态	溶解性	稳定性
AgF	黄色固体	溶于水	稳定
AgCl	白色固体	不溶于水和稀 HNO_3	不够稳定
AgBr	淡黄色 固体	不溶于水和稀 HNO_3	$2\text{AgBr} \xrightarrow{\text{光照}} 2\text{Ag} + \text{Br}_2$
AgI	黄色固体	不溶于水和稀 HNO_3	$2\text{AgI} \xrightarrow{\text{光照}} 2\text{Ag} + \text{I}_2$
说明	用 AgNO_3 和 HNO_3 , 可以检验 Cl^- 、 Br^- 、 I^-		

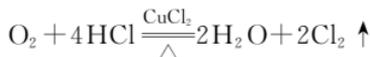
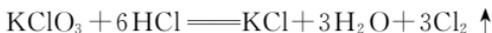
(三) 卤素的补充反应方程式

1. 有关氟的反应

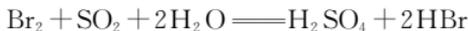
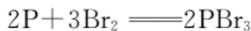
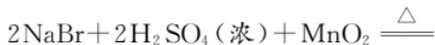


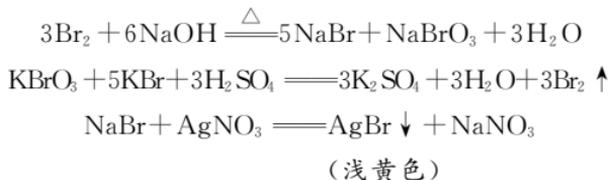


2. 有关氯的反应

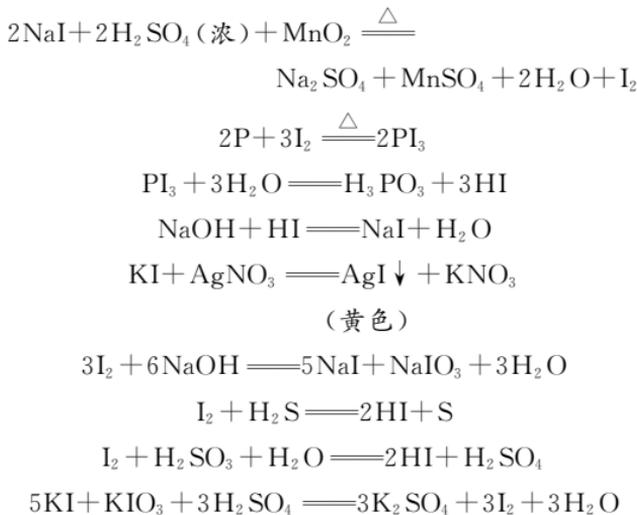


3. 有关溴的反应





4. 有关碘的反应



五、物质结构 元素周期律

(一) 原子核

核电荷数(Z)=核内质子数=(原子)核外电子数

质量数(A)=质子数(Z)+中子数(N)

原子(A_ZX) $\left\{ \begin{array}{l} \text{原子核} \left\{ \begin{array}{l} \text{质子 } Z \text{ 个} \\ \text{中子 } (A-Z) \text{ 个} \end{array} \right. \\ \text{核外电子 } Z \text{ 个} \end{array} \right.$

1. 比较三种粒子的电量、电性和质量

粒子	电 荷	质 量(kg)	相对质量
质子	带 1 个单位正电荷	1.6726×10^{-27}	1.007
中子	不带电	1.6748×10^{-27}	1.008
电子	带 1 个单位负电荷	9.1095×10^{-31}	质子的 1/1836

2. 同位素

具有相同质子数和不同中子数的同一元素的原子互称为同位素。

(二) 原子核外电子排布

1. 原子核外电子运动的特征(电子云)

2. 核外电子排布的规律

(1)各电子层最多容纳 $2n^2$ 个电子。

(2)最外层电子数不超过 8 个(K 层为最外层时不超过 2 个)。

(3)次外层电子数不超过 18 个(倒数第三层不超过 32 个)。

3.

电子层序数	1	2	3	4	5	6	7
电子层符号	K	L	M	N	O	P	Q

(三) 元素周期律

元素的性质随着元素原子序数的递增而呈周期性的变化,这一规律叫做元素周期律。元素性质随着核外电子周期性的排布而呈周期性的变化。

原子序数	1	2	3	4	5	6	7	8	9
元素名称	氢	氦	锂	铍	硼	碳	氮	氧	氟
元素符号	H	He	Li	Be	B	C	N	O	F
电子层结构	\ 1 /	\ 2 /	\ \ 2 1 / /	\ \ 2 2 / /	\ \ 2 3 / /	\ \ 2 4 / /	\ \ 2 5 / /	\ \ 2 6 / /	\ \ 2 7 / /
原子半径 (10^{-10} m)	0.37	1.22	1.52	0.89	0.82	0.77	0.75	0.74	0.71
化合价	+1	0	+1	+2	+3	+4 -4	+5 -3	-2	-1

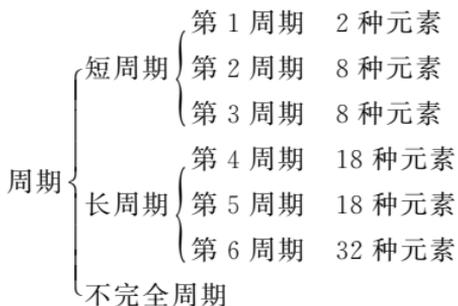
续 表

原子序数	10	11	12	13	14	15	16	17	18
元素名称	氖	钠	镁	铝	硅	磷	硫	氯	氩
元素符号	Ne	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
电子层结构	$\begin{array}{c} \diagup \diagdown \\ 2\ 8 \\ \diagdown \diagup \end{array}$	$\begin{array}{c} \diagup \diagdown \\ 2\ 8\ 1 \\ \diagdown \diagup \end{array}$	$\begin{array}{c} \diagup \diagdown \\ 2\ 8\ 2 \\ \diagdown \diagup \end{array}$	$\begin{array}{c} \diagup \diagdown \\ 2\ 8\ 3 \\ \diagdown \diagup \end{array}$	$\begin{array}{c} \diagup \diagdown \\ 2\ 8\ 4 \\ \diagdown \diagup \end{array}$	$\begin{array}{c} \diagup \diagdown \\ 2\ 8\ 5 \\ \diagdown \diagup \end{array}$	$\begin{array}{c} \diagup \diagdown \\ 2\ 8\ 6 \\ \diagdown \diagup \end{array}$	$\begin{array}{c} \diagup \diagdown \\ 2\ 8\ 7 \\ \diagdown \diagup \end{array}$	$\begin{array}{c} \diagup \diagdown \\ 2\ 8\ 8 \\ \diagdown \diagup \end{array}$
原子半径 (10^{-10}m)	1.60	1.86	1.60	1.43	1.17	1.10	1.02	0.99	1.91
化合价	0	+1	+2	+3	+4 -4	+5 -3	+6 -2	+7 -1	0

(四) 元素周期表

1. 元素周期表的结构

(1) 7 个横行, 共分为 7 个周期。即



(2) 18 个纵行, 共分为 16 个族。

7 个主族(A)IA~ VIIA: 包括长周期和短周期元素;

7 个副族(B)IB~ VIIB: 只包括长周期元素;

Ⅷ族:包括铁系和铂系共 9 种元素;

零族:包括 6 种元素。

2. 元素的性质和原子结构的关系

(1) 周期表中元素性质——金属和非金属的递变规律。

族 周期	I A	II A	III A	IV A	V A	VI A	VII A	0
1	非金属性逐渐增强							
2								
3								
4								
5								
6								
7								

金属性逐渐增强

非金属性逐渐增强

稀有气体元素

非金属性逐渐增强

金属性逐渐增强

(2) 从化学现象判断金属性和非金属性的强弱。

单质越易从水或酸中置换出氢
最高价氧化物水化物碱性越强

金属性越强

单质越易与 H_2 反应

气态氢化物越稳定

最高价氧化物水化物酸性越强

非金属性越强

3. 离子键和共价键的比较

	离子键	共价键
形成的元素	活泼的金属与活泼的非金属	非金属
形成过程	得、失电子	形成共用电子对
成键粒子	阴、阳离子	原子
实质	离子间的静电作用	原子间通过共用电子对的作用
实例	$\text{Na}^+ [\text{:}\overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\text{Cl}}}\text{:}]^-$	$\text{H}:\overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\text{Cl}}}:$

4. 共价键的键参数

键长:成键原子核与核之间的距离。

键能:拆开 1 mol 共价键所消耗的能量。

键越长,共价键越弱。键能越大,键越牢固。

键角:多原子分子中键与键之间的夹角。

5. 非极性键和极性键

(1)非极性键和极性键

不同种元素的原子间形成的共价键属极性键。

同种元素的原子间形成的共价键属非极性键。

(2)分子间作用力

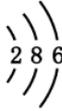
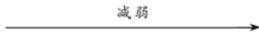
在分子之间存在一种较弱的相互作用,其结合力大约只有几千焦/摩,比化学键能约小一二个数量级。气体分子能凝聚成液体和固体,主要就靠这种分子间的作用。因为范德华第一个提出这种相互作用,所以把分子间的作用力叫范德华力。

分子间作用力的大小,对物质的熔点、沸点,溶解度均有影响。一般范德华力越大,熔点、沸点越高,而组成和结构相似的物质,相对分子质量越大,范德华力越大。这个规律在由分子组成的各类非金属单质和气态氢化物,以及各类有机物中都表现十分明显。如: F_2 、 Cl_2 、 Br_2 、 I_2 的熔点、沸点都随着相对分子质量的增大而升高。

六、氧族元素 环境保护

(一) 氧族元素

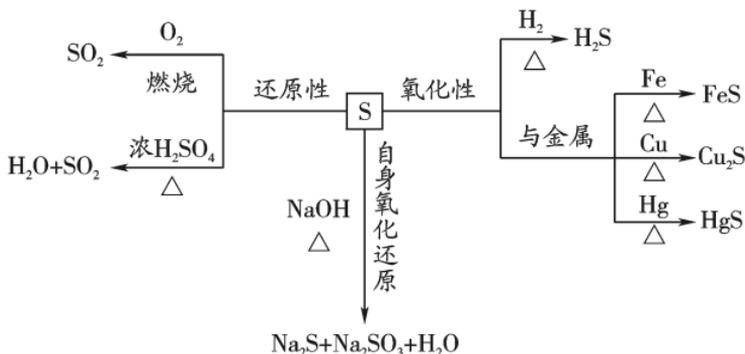
1. 氧族元素的性质

元素名称		氧	硫	硒	碲
元素符号		O	S	Se	Te
核电荷数		8	16	34	52
电子层结构					
单 质	颜色 (常态)	无色	黄色	灰色	银白色
	状态 (常态)	气体	固体	固体	固体
	熔点/℃	-218.4	112.8	217	452
	沸点/℃	-183	444.6	684.9	1390
	密度 (g/cm ³)	1.43 (g/L)	2.07	4.81	6.25
氢 化 物	化学式	H ₂ O	H ₂ S	H ₂ Se	H ₂ Te
	化合 条件	点燃	加热	加热	不直接 化合
	稳定性				

续 表

元素名称		氧	硫	硒	碲
氧化物	化学式	—	SO ₂ SO ₃	SeO ₂ SeO ₃	TeO ₂ TeO ₃
	氧化物的水化物	—	H ₂ SO ₃ H ₂ SO ₄	H ₂ SeO ₃ H ₂ SeO ₄	H ₂ TeO ₃ H ₂ TeO ₄

2. 硫的知识体系



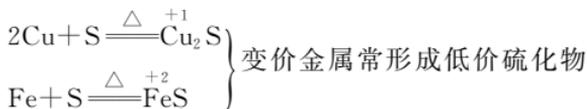
3. 硫的性质

(1) 物理性质

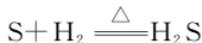
淡黄色晶体，密度大约是水的两倍，不溶于水，微溶于酒精，易溶于二硫化碳。熔点 112.8 °C，沸点 444.6 °C。

(2) 化学性质

① 硫跟金属的反应



② 硫跟非金属的反应



4. 硫的用途

制 H_2SO_4 、橡胶、黑火药、焰火、火柴、农药、还可用于医疗等。

5. 臭氧

(1)同素异形体:由同一种元素形成的几种性质不同的单质,叫做这种元素的同素异形体。例如,金刚石和石墨,氧气和臭氧。

(2)臭氧的物理性质

在常温、常压下,臭氧是一种有特殊臭味的淡蓝色气体。密度比氧气大,比氧气易溶于水。

(3)臭氧的化学性质

①不稳定性,在常温下能缓慢分解生成氧气,在高温时可以迅速分解。



②极强的氧化性

臭氧可用于漂白和消毒。也是一种很好的脱色剂和消毒剂。

6. 过氧化氢

过氧化氢(H_2O_2)是一种无色黏稠液体,它的水溶液俗称双氧水,呈弱酸性。

过氧化氢可用作氧化剂、漂白剂、消毒剂、脱氯剂等,也

可作为火箭燃料,及生产过氧化物的原料。

(二) 二氧化硫

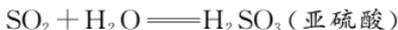
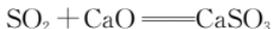
1. 二氧化硫

(1) 二氧化硫的物理性质

无色、有刺激性气味的有毒气体。易液化,沸点为 -10°C 。常温、常压下,1 体积水大约能溶解 40 体积的二氧化硫。

(2) 二氧化硫的化学性质

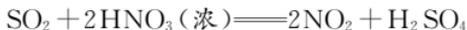
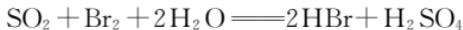
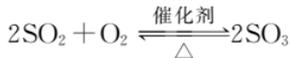
① 酸性,具有酸性氧化物的通性



② 弱氧化性



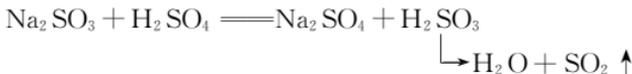
③ 较强的还原性



④ 漂白性

与有机色素结合成不稳定的无色物质,但一般受热分解,恢复原来有色物质的颜色。

(3) 实验室制法



2. 二氧化硫的污染

二氧化硫是污染大气的主要有害物质之一。它对人体的直接危害是引起呼吸道疾病,严重时还会使人死亡。

(三) 硫酸

1. 浓硫酸的特性

(1) 难挥发性

98.3%的浓 H_2SO_4 的沸点为 $338\text{ }^\circ\text{C}$,可用它制取挥发性酸。



(2) 稳定性

受热不易分解。

(3) 吸水性

可吸收游离的水分,形成一系列稳定的水合物。可作干燥剂,但不能干燥碱性气体(如 NH_3)和还原性气体(如 HI 、 H_2S 等)。

(4) 脱水性

如蔗糖($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$)遇浓 H_2SO_4 变成炭和水。

(5) 强氧化性

浓 H_2SO_4 的强氧化性指 $\overset{+6}{\text{S}}$ 可被还原。



常温下,浓 H_2SO_4 可使 Fe 、 Al 钝化。

2. 硫酸盐

(1) 几种硫酸盐及其俗名

硫酸盐	结晶水合物	俗名
硫酸铜	$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$	胆矾、蓝矾
硫酸钠	$\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$	芒硝
硫酸铝钾	$\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$	明矾
硫酸钙	$\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$	生石膏
硫酸钙	$2\text{CaSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$	熟石膏
硫酸亚铁	$\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$	绿矾
硫酸钡		重晶石
硫酸锌	$\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$	皓矾

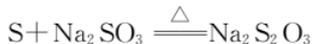
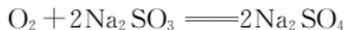
(2) 硫酸根离子的检验

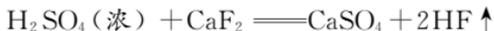
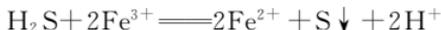
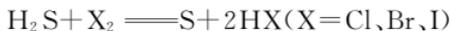
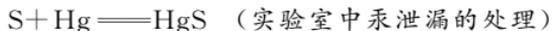
试剂：可溶性钡盐溶液和盐酸(或稀硝酸)。

现象：产生白色沉淀(且不溶于稀酸)。

结论：待测液中含有 SO_4^{2-} 。

3. 氧族的补充反应方程式





七、碳族元素 无机非金属材料

(一) 碳族元素的一些重要性质

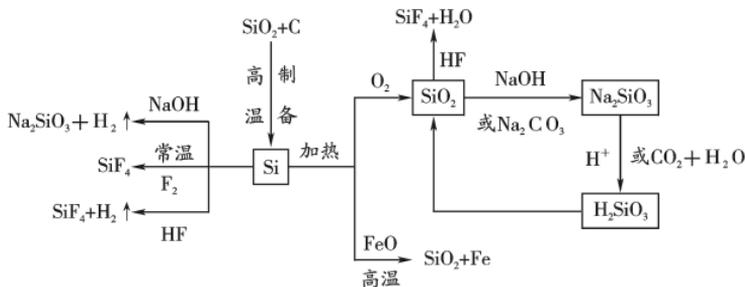
元素	原子半径 (10^{-10} m)	主要 化合价	单质的性质			
			状态和颜色 (常态)	密度 (g/cm^3)	熔点 ($^{\circ}\text{C}$)	沸点 ($^{\circ}\text{C}$)
碳	0.77	+2, +4	无色或黑色 固体 ^①	3.51 ^② 2.25 ^③	3 550 ^② 3 652~ 3 697 ^③ (升华)	4 827
硅	1.17	+2, +4	灰黑色固体	2.32~2.34	1 410	2 355
锗	1.22	+2, +4	银灰色固体	5.35	937.4	2 830
锡	1.41	+2, +4	银白色固体	7.28	231.9	2 260
铅	1.75	+2, +4	蓝白色固体	11.34	327.5	1 740

①除金刚石、石墨外,近年来又发现一些新的单质形态的碳。其中较重要的一种是 C_{60} 分子,这是一种由 60 个碳原子构成的分子,形似足球,球面由 12 个五边形和 20 个六边形构成。这种分子很稳定。

②金刚石

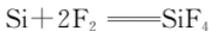
③石墨

(二) 硅的知识体系

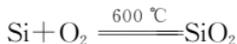


1. 硅的化学性质

(1) 与非金属反应



(在常温下反应与其他卤素反应需高温)



(2) 与强碱反应



2. 硅的制法

工业上在电炉中用碳还原二氧化硅制得。



这样制得的是粗硅, 经过提纯后可制成高纯硅。

3. 二氧化硅

(1) 物理性质

晶体二氧化硅是无色坚硬的晶体(俗称石英、水晶),

熔、沸点较高,硬度较大,硅藻土则是无定形 SiO_2 。

(2) 化学性质

二氧化硅属原子晶体,是硅酸的酸酐,但不与水反应生成 H_2SiO_3 。

① 与碱反应



② 与碱性氧化物反应



③ 与氢氟酸反应



(3) 用途

水晶常用来制造电子工业中的重要部件、光学仪器;石英可制光导纤维与耐高温的石英玻璃。石英砂主要用于建筑材料和硅酸盐工业。

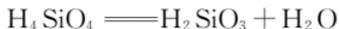
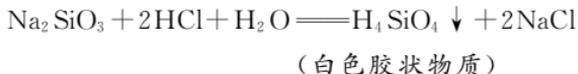
4. 硅酸 硅酸盐

(1) 硅酸

硅酸主要有原硅酸(H_4SiO_4)和硅酸(H_2SiO_3)两种,它们都是不溶于水、不挥发的弱酸,酸性比碳酸还弱。它们都不稳定。



硅酸可由可溶性硅酸盐和酸反应制取。



(2) 硅酸盐

它是硅酸及由它们缩水结合而成的各种酸对应的盐的统称,因此成分复杂,常用金属氧化物和二氧化硅的形式表示。例如:

硅酸盐	成分	表示式
硅酸钠	Na_2SiO_3	$\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{SiO}_2$
正长石	KAlSi_3O_8	$\text{K}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2$
镁橄榄石	Mg_2SiO_4	$2\text{MgO} \cdot \text{SiO}_2$
高岭石	$\text{Al}_2(\text{Si}_2\text{O}_5)(\text{OH})_4$	$\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$

(3) 硅酸钠

无色晶体,易溶于水、易水解,使水溶液显碱性,硅酸钠水溶液俗称水玻璃或泡花碱,是无色黏稠的液体,是一种矿物胶,可作黏合剂、防腐剂、洗涤剂和耐火材料。

(三) 无机非金属材料

以含硅物质为原料,经过加热制成硅酸盐产品的工业,如制造水泥、玻璃、陶瓷等产品的工业,叫做硅酸盐工业。

	水泥工业	玻璃工业
原料	石灰石、黏土、石膏	纯碱、石灰石、石英
原理	复杂的物理化学过程	复杂的物理化学过程： $\text{CaCO}_3 + \text{SiO}_2 \xrightarrow{\text{高温}} \text{CaSiO}_3 + \text{CO}_2 \uparrow$ $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{SiO}_2 \xrightarrow{\text{高温}} \text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{CO}_2 \uparrow$
产物成分	$3\text{CaO} \cdot \text{SiO}_2$ $2\text{CaO} \cdot \text{SiO}_2$ $3\text{CaO} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3$	$\text{Na}_2\text{SiO}_3 \cdot \text{CaSiO}_3 \cdot 4\text{SiO}_2$
性质	水硬性	无固定熔点,在一定温度范围内发生软化
设备	水泥回转窑	玻璃熔炉

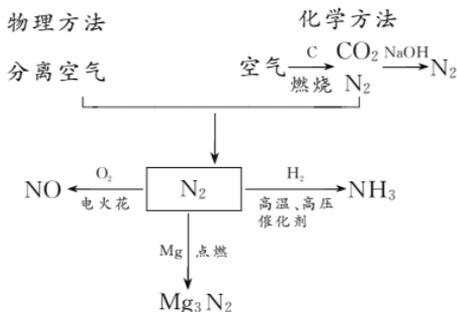
八、氮族元素

(一) 氮族元素的一些重要性质

元素	原子半径 (10^{-10}m)	主要化合价	单质			
			颜色和状态 (常态)	密度 (g/cm^3)	熔点 ($^{\circ}\text{C}$)	沸点 ($^{\circ}\text{C}$)
N	0.75	-3, +1, +2, +3, +4, +5	无色气体	1.251 (g/L)	-209.9	-195.8
P	1.10	-3, +3, +5	白磷: 白色 或黄色固体 红磷: 红棕色 固体	1.82 (白磷) 2.34 (红磷)	44.1 (白磷)	280 (白磷)
As	1.21	-3, +3, +5	灰砷: 灰色 固体	5.727 (灰砷)	817 (2.8×10^6 Pa)(灰砷)	613 (升华) (灰砷)
Sb	1.41	+3, +5	银白色金属	6.684	630.7	1750
Bi	1.52	+3, +5	银白色或 微显红色 金属	9.80	271.3	1560

(二) 氮和磷

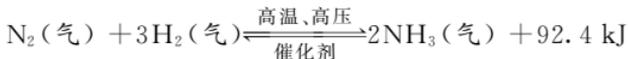
1. 氮气的知识体系



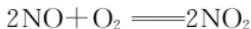
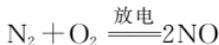
注意：由于 N_2 分子结构稳定， N_2 的性质也相当稳定，所以 N_2 的各种化学反应都需要一定的反应条件。

2. 氮气的化学性质

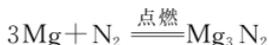
(1) 跟氢气的反应



(2) 跟氧气的反应



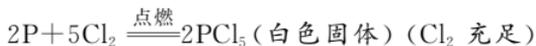
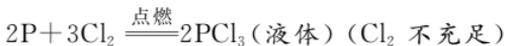
(3) 跟某些金属的反应



3. 红磷和白磷：磷有多种同分异构体，其中最重要的是红磷和白磷。

	白 磷	红 磷
结 构	P ₄ 分子构成分子晶体	远比白磷复杂
色 态	无色或淡黄色蜡状固体	暗红色粉末状固体
溶解性	不溶于水, 易溶于 CS ₂	不溶于水, 也不溶于 CS ₂
着火点	40 °C	240 °C
被空气氧化的情况	常温下缓慢氧化、发磷光, 能自燃	240 °C 时能燃烧, 不自燃
毒 性	剧毒	无毒
相互转化	$\text{白磷} \xrightleftharpoons[\text{加热到 } 416\text{ }^\circ\text{C 升华后, 冷凝}]{\text{隔绝空气, 加热到 } 260\text{ }^\circ\text{C}} \text{红磷}$	

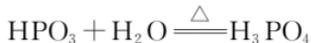
4. 磷能够跟氧气、卤素等化合



5. 磷酸(H₃PO₄)与偏磷酸(HPO₃)



偏磷酸溶液加热可生成磷酸:



(2) 磷酸的性质

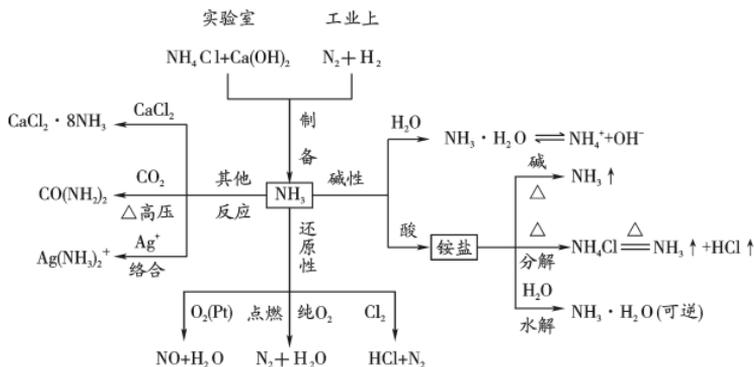
① 磷酸是无色透明的晶体, 熔点为 42.35 °C, 有吸湿

性,易溶于水。通常使用的磷酸是一种无色黏稠的浓溶液,内含 83%~98% 的纯磷酸。

② 磷酸比硝酸稳定,不易分解。磷酸不显氧化性,为中等强度的三元酸,具有酸的通性。

(三) 氨 铵盐

1. 知识体系



2. 氨气的物理性质

无色、有刺激性气味的气体,在标准状况下,密度为 0.771 g/L,易液化。在常压下冷却到 $-33.35\text{ }^\circ\text{C}$ 或常温下加压到 $7 \times 10^5\text{ Pa} \sim 8 \times 10^5\text{ Pa}$,气态氨液化成无色液体。极易溶于水,常温、常压下,1 体积水约溶解 700 体积氨。

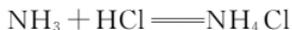
3. 氨气的化学性质

(1) 跟水反应



氨水呈弱碱性。

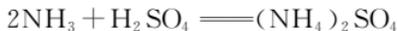
(2) 跟酸反应



(有白烟生成,可相互检验)



(有白烟生成,可相互检验)



(3)还原性

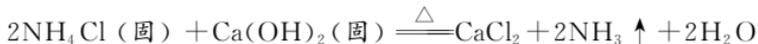


(在纯氧中燃烧,黄色火焰)



4. 氨的实验室制法

原理:



装置:与加热 KMnO_4 制 O_2 的装置相同。

5. 铵盐的性质

(1)铵盐都是晶体,都易溶于水。

(2)铵盐不稳定,受热可分解放出氨气。



($\text{NH}_3 + \text{HCl} \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{Cl}$ 常温下又化合)

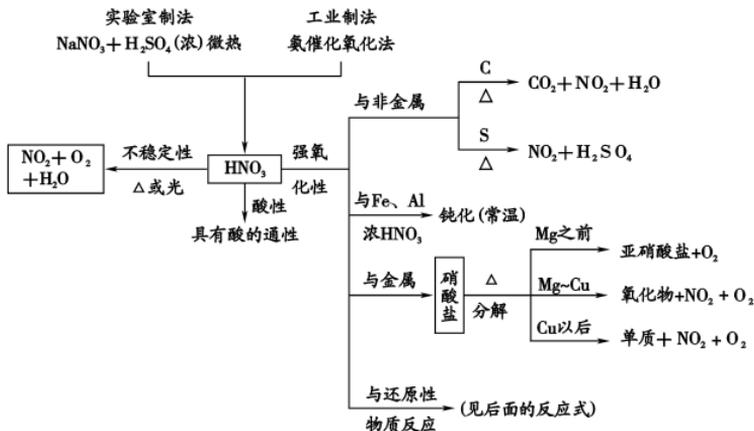


(3)铵盐跟碱反应放出氨气。



(四) 硝酸

1. 硝酸的知识体系



2. 硝酸的性质

(1) 物理性质

纯 HNO_3 是无色、易挥发、有刺激性气味的液体，以任意比溶于水。密度为 1.5027 g/cm^3 ，沸点为 83°C ，凝固点为 -42°C 。常用的浓 HNO_3 浓度约为 69%，98% 以上的浓硝酸叫做发烟硝酸。

(2) 化学性质

硝酸除具有酸的通性外，还具有以下特性：

① 不稳定性



浓 HNO_3 呈黄色是由于溶有 NO_2 ，必须避光保存。

② 强氧化性

硝酸几乎能跟所有的金属(除金、铂外)以及许多非金属发生氧化还原反应。



3. 硝酸的制法

(1) 实验室制法



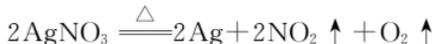
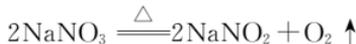
(只能生成 NaHSO_4 , 因高温下 HNO_3 分解)

(2) 工业制法——氨的催化氧化法

生产阶段	反应原理	生产设备
① 氨氧化成一氧化氮	$4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 \xrightarrow[\Delta]{\text{催化剂}} 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}$	氧化炉
② 硝酸的生成	$2\text{NO} + \text{O}_2 \longrightarrow 2\text{NO}_2$ $3\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow 2\text{HNO}_3 + \text{NO}$	吸收塔

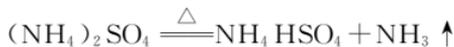
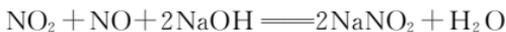
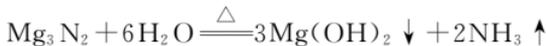
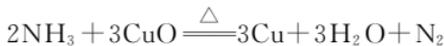
4. 硝酸盐

都是晶体, 易溶于水、不稳定、易分解, 具有强氧化性。

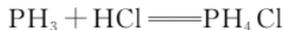


(五) 氮族的补充反应方程式

1. 有关氮的反应



2. 有关磷的反应



(黄色)

九、化学平衡

(一) 化学反应速率

1. 化学反应速率的表示方法

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。

$$\text{表达式: } \bar{v} = \frac{\Delta c}{\Delta t}$$

单位: $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$ 或 $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$

2. 影响反应速率的条件

内因: 反应物本身的性质是反应速率大小的决定因素。

外因: 主要因素: 浓度、压强、温度、催化剂等。

其他: 光、X 射线、颗粒大小等。

(1) 浓度: 增大浓度, 反应速率加快。

(2) 压强: 增大压强, 有气体参加的反应速率加快, 改变压强相当于改变浓度。压强对固体、液体无影响。

(3) 温度: 对任何反应, 加热一定会加快化学反应速率。

(4) 催化剂: 使用催化剂(正), 能大大加快化学反应速率。

3. 同一反应中各物质表示的速率关系

对任一反应: $aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$

可以用 v_A 、 v_B 、 v_C 、 v_D 表示其速率,有:

$$v_A : v_B : v_C : v_D = a : b : c : d$$

反应速率之比 = 化学计量数之比

= 浓度变化量之比

= 物质的量变化量之比

运用:

- ① 由一种物质的反应速率求其他物质的反应速率。
- ② 比较不同物质表示的速率相对大小。
- ③ 写出有关化学反应方程式。

(二) 化学平衡

1. 可逆反应:在相同条件下,既能向正反应方向,同时又能向逆反应方向进行的反应。



(2) 其他重要的可逆过程:溶解 \rightleftharpoons 结晶、弱电解质电离、盐类水解等。

2. 化学平衡状态

(1) 概念:可逆反应在一定条件下,正反应速率和逆反应速率相等,反应混合物中各组成成分的百分含量保持不变的状态。

(2) 特征

“动”——动态平衡: $v_{\text{正}} = v_{\text{逆}}$, 但反应仍在进行。

“定”——各物质的量保持不变,百分组成一定。

“变”——外界条件一旦变化,平衡随之改变。

“等”—— $v_{\text{正}} = v_{\text{逆}}$ 。

3. 化学平衡常数

(1)对于一般的可逆反应



其中,A、B代表反应物,C、D代表生成物, m 、 n 、 p 、 q 分别表示化学方程式中各反应物和生成物的化学计量数。当在一定温度达到化学平衡时,这个反应的平衡常数为:

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

(2)可逆反应的平衡常数并不随反应物或生成物浓度的改变而改变,但随温度的改变而改变。

(三) 影响化学平衡的条件

1. 化学平衡移动

平衡移动原理(勒夏特列原理):如果改变影响平衡的一个条件(如浓度、温度、压强等),平衡就向能够使这种改变减弱的方向移动。可具体表述如下:

浓 度	{	增大反应物浓度或减小生成物浓度
		——平衡向正反应方向移动。
度	{	减小反应物浓度或增大生成物浓度
		——平衡向逆反应方向移动。
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。

压 { 增大压强
——平衡向气态物质体积缩小的方向移动。
强 { 减小压强
——平衡向气态物质体积增大的方向移动。

2. 催化剂对化学平衡的移动没有影响

任何反应增加浓度、使用催化剂(正)、加热、增压(对有气体参加的反应)均能增大反应速率,缩短到达平衡的时间,提高单位时间内的产量。