



第一部分 无机化学基础知识

电子工业出版社版权所有
盗版必究



电子工业出版社版权所有
盗版必究





第一章 元素及其化合物

【知识目标】

1. 了解元素周期表的结构，从而掌握元素周期律。
2. 通过对元素周期律的学习，掌握常见金属、非金属及其化合物的性质。
3. 通过学习金属、非金属及其化合物的性质，掌握常见的元素及其化合物在农业生产中的作用。

【技能目标】

1. 学会常见阴离子的定性检验。
2. 学会常见阳离子的定性检验。

宇宙中纷繁复杂的数千万种物质都是由化学元素周期表中有限的一百多种元素神奇地衍生出来的，化学正是研究物质的产生、组成、结构、性质及其变化规律的科学。因此，本章重点介绍元素周期表、重要的金属和非金属元素及其组成的化合物。

第一节 元素周期表简介

元素周期表

元素的性质，随着原子序数的递增而呈周期性变化，这一规律叫作元素周期律。它是1869年由俄国科学家门捷列夫（A.N.Mendeleev，1834—1907）发现的。元素周期律反映了各种化学元素之间的内在联系和性质的变化规律，有力地证明了“量变到质变”的宇宙间的基本规律。

根据元素周期律，把现在已知的112种元素中电子层数相同的元素按原子序数递增的顺序，从左到右排成横行，把不同横行中电子构型相同的元素按电子层数递增的顺序由上而下排成纵行。这样排成的表，叫作元素周期表。元素周期表有多种形式，目前使用最普遍的是长式周期表，如图1-1所示。

元素周期表																		0 18		电子层		0 族 电子数																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																
周期\族	I A		II A												III A		IV A		V A		VI A		VII A		4.003		K		2																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																									
1	1 H 1.008		2 He 4.003												3 Li 6.941		4 Be 9.012												5 B 10.81		6 C 12.01		7 N 14.01		8 O 16.00		9 F 19.00		10 Ne 20.18		L		8																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																											
2	3 Li 6.941		4 Be 9.012												11 Na 22.99		12 Mg 24.31												13 Al 26.98		14 Si 28.09		15 P 30.97		16 S 32.06		17 Cl 35.45		18 Ar 39.95		M		8																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																											
3	11 Na 22.99		12 Mg 24.31												19 K 39.10		20 Ca 40.08		21 Sc 44.96		22 Ti 47.87		23 V 50.94		24 Cr 52.00		25 Mn 54.94		26 Fe 55.85		27 Co 58.93		28 Ni 58.69		29 Cu 63.55		30 Zn 65.41		31 Ga 69.72		32 Ge 72.64		33 As 74.92		34 Se 78.96		35 Br 79.90		36 Kr 83.80		N		8																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																	
4	19 K 39.10		20 Ca 40.08		21 Sc 44.96		22 Ti 47.87		23 V 50.94		24 Cr 52.00		25 Mn 54.94		26 Fe 55.85		27 Co 58.93		28 Ni 58.69		29 Cu 63.55		30 Zn 65.41		31 Ga 69.72		32 Ge 72.64		33 As 74.92		34 Se 78.96		35 Br 79.90		36 Kr 83.80		O		8																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																															
5	37 Rb 85.47		38 Sr 87.62		39 Y 88.91		40 Zr 91.22		41 Nb 92.91		42 Mo 95.94		43 Tc [98]		44 Ru 101.1		45 Rh 101.1		46 Pd 106.4		47 Ag 107.9		48 Cd 112.4		49 In 114.8		50 Sn 118.7		51 Sb 121.8		52 Te 127.6		53 I 126.9		54 Xe 131.3		F		8																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																															
6	55 Cs 132.9		56 Ba 137.3		57-71 La-Lu 138.9		72 Hf 178.5		73 Ta 180.9		74 W 183.8		75 Re 186.2		76 Os 190.2		77 Ir 192.2		78 Pt 195.1		79 Au 197.0		80 Hg 200.6		81 Tl 204.4		82 Pb 207.2		83 Bi 209.0		84 Po [209]		85 At [210]		86 Rn [222]		Po		8																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																															
7	87 Fr [223]		88 Ra [226]		89-103 Ac-Lr [227]		104 Rf [261]		105 Db [262]		106 Sg [266]		107 Bh [264]		108 Hs [277]		109 Mt [268]		110 Ds [281]		111 Rg [272]		112 Uub [285]																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																															

[illegible]

图 1-2 非金属元素在周期表中的位置

一、卤族元素重要的单质和化合物

卤族元素包含氟(F)、氯(Cl)、溴(Br)、碘(I)、砹(At)五种非金属元素，它们的化学性质相似，故成为一族，称为卤族元素，简称卤素。其中砹为人工合成的放射性元素，在这里不做讨论。

卤族元素位于元素周期表中的第七主族（ⅦA），它们之所以具有相似的化学性质，是因为它们的原子结构相似，最外层均为 7 个电子，很容易获得 1 个电子形成稳定结构，生成-1 价的卤离子，是典型的非金属元素。

(一) 氮

氯元素是典型的非金属元素，化学性质很活泼，容易和其他元素化合，所以自然界里没有游离状态的氯存在，氯元素占地壳总质量的 0.14%。氯主要以氯化钠（NaCl）、氯化镁（MgCl₂）等氯化物的形式存在于海水、盐井水、盐湖水和岩矿中。氯元素还是常量元素，在人及动物体内血液和体液中以氯化钠（NaCl）、细胞中以氯化钾（KCl）存在（均以 Cl⁻形式存在）。植物体内以 Cl⁻形式存在于叶绿体和细胞液中。

生理功能：在动物体内调节渗透压平衡、酸碱平衡及水平衡，参与胃酸（主要为 HCl）的形成，是唾液淀粉酶的激活剂。在植物体内参与光合作用的放氧过程。

1. 氯气的物理性质

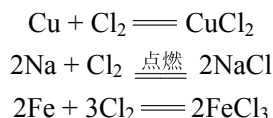
氯气 (Cl₂) 是有强烈刺激性气味的黄绿色气体, 有毒, 吸入少量的氯气会引起恶心、呕吐、咳嗽、胸痛、呼吸困难等急性消化道及呼吸道疾病, 吸入大量的氯气会引起喉肌痉挛、黏膜肿胀, 甚至因喉肌痉挛而死亡。如果遇到中毒应立即离开现场, 到室外呼吸新鲜空气。氯气沸点为-34.6℃, 冷却至-34.6℃以下时形成液氯, 不可燃, 但遇可燃物会燃烧、

爆炸。氯气能溶于水，常温下 1 体积水中能溶解 2 体积的氯气。密度比空气大。

2. 氯气的化学性质

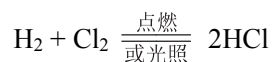
氯气的化学性质很活泼，除了不与 C、N、O 和稀有气体作用外，几乎能与所有的金属、大多数非金属以及氢气直接化合，还能与许多化合物发生反应。

(1) 氯气与金属反应



(2) 氯气与非金属的反应

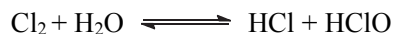
在常温下（在没有光线照射时），氯气与氢气化合缓慢。如果点燃或在强光照条件下，氯气和氢气的混合气体，就会因剧烈反应而发生爆炸，生成氯化氢气体。



纯净的氢气可在氯气中安静地燃烧产生 HCl，火焰呈苍白色。氯化氢是无色、有刺激性气味的气体，在空气中会“冒烟”，这是氯化氢与空气中的水蒸气结合形成了酸雾。氯化氢极易溶于水，通常条件下 1 体积水中可溶解 500 体积的氯化氢气体。可利用此性质，在实验室做喷泉实验。

(3) 氯气与水反应

氯气溶于水生成氯水，并和水发生反应生成次氯酸（HClO）和盐酸（HCl），盐酸和次氯酸又能发生反应，再转化为氯气和水。因此，氯气和水的反应是可逆反应。



次氯酸很不稳定，容易分解放出氧气，当受到光照时，反应速率加快。



因次氯酸见光易分解，故氯水一般保存在棕色瓶中，久制的氯水成分主要为水和盐酸。次氯酸是很强的氧化剂，具有杀菌和漂白能力。自来水常用氯气（1L 水大约通入 0.002g 氯气）消毒。次氯酸还可使有机色素褪色，故氯气也可用作漂白剂。

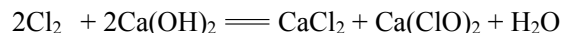
(4) 氯气与碱反应

氯气与 NaOH 等碱类都能较快地发生反应，生成氯化钠（NaCl）和次氯酸钠（NaClO），所以制备氯气时可用碱液来吸收剩余氯气。

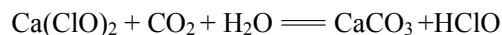




工业上制取的漂白粉是氯气与消石灰反应制得的混合物。



CaCl_2 和 $\text{Ca}(\text{ClO})_2$ 混合物叫作漂白粉，但其中的有效成分为 $\text{Ca}(\text{ClO})_2$ ，漂白粉在潮湿的空气中与 CO_2 反应，逐渐分解，生成次氯酸。



由此可看出，碳酸的酸性强于次氯酸。

漂白粉是廉价的消毒剂、杀菌剂，广泛应用于漂白棉、麻、纸浆等。市面上销售的 84 消毒液，是以次氯酸钠为主要成分的消毒剂，有效氯含量为 1.1%~1.3%，广泛应用于宾馆、医院、食品加工行业和家庭等的卫生消毒。84 消毒液有一定的刺激性与腐蚀性，必须稀释以后才能使用，消毒液必须密闭保存，避免其有效成分挥发。

3. 氯气的用途

氯气除用于制备消毒剂与杀菌剂、制造盐酸和漂白粉外，还用于制造氯丁橡胶、聚氯乙烯塑料、合成纤维、农药、有机溶剂和其他氯化物，所以氯气是一种重要的化工原料。

(二) 重要的氯化物

1. 盐酸 (HCl)

氯化氢的水溶液即盐酸。市售试剂级盐酸密度为 1.19g/mL ，浓度 37% 相当于 $12\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$ ，工业盐酸因常含有 FeCl_3 杂质而呈黄色。氯化氢很容易从溶液中逸出，遇到潮湿的空气便会产生烟雾。常用的稀盐酸含 10% 或更少的氯化氢。盐酸受热易挥发，是一种低沸点的挥发性酸。

盐酸是一种重要的强酸，它具有酸的通性，能与许多金属氧化物反应生成盐和水。盐酸常用来制备金属氯化物，同时在皮革工业、食品工业，以及钢轨、焊接、电镀、搪瓷、医药等方面也有广泛用途。

盐酸也存在于胃液中（约 0.5%），它能促进食物的消化和杀死各种病菌。当盐酸在胃液中的浓度增加时，则导致胃酸过多，可服用少量的 NaHCO_3 、 MgO 或氢氧化铝凝胶。相反地，胃液中的酸度不够时，可内服一些 10% 的稀盐酸。

2. 氯化钠 (NaCl)

俗称食盐，多是从海水晒制得到的。除食用外，农业上还可用于选种。在有色冶金工业上常常将含有铜的硫化矿和氯化钠混合进行焙烧以使矿石中的金属变为氯化物而易于分离。此外，它是制备其他钠盐、氢氧化钠、氯气、盐酸等多种化工产品的基本原料。

3. 氯化钾 (KCl)

它是从天然矿物光卤石 ($\text{KCl}\cdot\text{MgCl}_2\cdot 6\text{H}_2\text{O}$) 或钾石盐 ($\text{KCl}+\text{NaCl}$) 中提取出来的。



因来源较少，所以比食盐贵，只用于制取钾的化合物和作为植物的肥料。

二、氧族元素及重要的单质和化合物

氧族元素包含氧(O)、硫(S)、硒(Se)、碲(Te)、钋(Po)五种元素，它们位于元素周期表中的第六主族(VIA)，其中钋是放射性元素。

氧族元素原子的最外电子层上有6个电子，它们的最高化合价为+6价(氧除外)，最高价氧化物的通式是 RO_3 ，最低化合价为-2价，氢化物的通式是 H_2R 。

(一) 硫

硫(S)是一种重要的非金属元素，它广泛地存在于自然界中，单质硫俗称“硫黄”。最早在公元前6世纪，我国古代炼丹术和医学上就经常用到硫，硫还是我国古代四大发明之一——黑火药的重要组成部分。在海洋、大气和地壳内，以及在煤、石油及矿物质中都含有硫，硫也是人体和动物体内蛋白质的构成元素之一，在动物体内是蛋白质、硫胺素、硫酸软骨素等重要物质的组成成分，以有机硫(基团)的形式存在。在植物体内是以无机硫(SO_4^{2-})的形式存在的。我们在了解氧族元素的同时，主要学习硫及其化合物的知识。

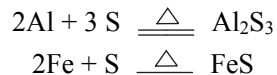
生理功能：构成酶的活性基团，参与蛋白质、糖类的代谢过程，参与激素和被毛的合成(缺硫会导致脱毛症及产毛量下降)；促进豆科植物体根瘤菌的形成，影响植物生长(缺硫会使叶脉发黄)。

1. 硫的物理性质

硫单质是淡黄色的固体，密度约为水的2倍。不溶于水，微溶于酒精，易溶于二硫化碳(CS_2)。

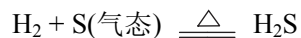
2. 硫的化学性质

(1) 与金属的反应。硫的化学性质比较活泼，能和除金、铂以外的各种金属直接化合，生成金属硫化物并放出热量。



氯气与铁在常温下反应，可生成高价态的铁(Fe^{3+})，硫与铁在加热条件下反应，生成低价态的铁(Fe^{2+})，由此可以看出，氯气的氧化性要强于硫。

(2) 硫与非金属的反应。硫能和许多非金属反应，硫蒸气能和氢气直接化合成硫化氢(H_2S)。



硫还可以在空气或纯氧中燃烧，火焰呈蓝色，生成二氧化硫。



(二) 硫的化合物

1. 硫化氢 (H_2S)

硫化氢是一种具有臭鸡蛋气味的无色气体，密度比空气略大，有毒，是一种大气污染物。空气中含有 0.1% 的硫化氢，就会使人感到头痛、恶心，长时间吸入会造成昏迷甚至死亡。因此，制取或使用硫化氢时，必须在通风橱中进行。在工业生产中，空气中硫化氢的含量不得超过 0.01mg/L。在农业上，若稻田里通风不好，会产生硫化氢，导致稻苗根部腐烂。动植物体腐败时也会产生硫化氢气体。

硫化氢微溶于水，在常温常压下，1 体积水能溶解 2.6 体积的 H_2S ，它的水溶液称为氢硫酸，呈弱酸性，能使石蕊试纸变红，具有酸的通性。

H_2S 受热到 300℃ 以上分解：



H_2S 是一种可燃性气体，在空气中燃烧时，产生淡蓝色火焰。空气充足时生成二氧化硫气体和水；空气不足时，生成硫单质和水。



H_2S 具有较强的还原性，与 SO_2 可发生如下反应：



工业上，利用工厂的含 SO_2 尾气和含 H_2S 废气相互作用，既能回收硫，又能避免污染环境。

2. 二氧化硫 (SO_2)

SO_2 是一种有刺激性气味的有毒气体，密度比空气大，是常见的大气污染物。它易溶于水，常温常压下，1 体积水中可溶解 40 体积的二氧化硫。

二氧化硫是酸性氧化物，易溶于水生成亚硫酸，因此二氧化硫又叫亚硫酸酐。亚硫酸具有酸的通性。亚硫酸不稳定，易分解，因此二氧化硫与水反应是一个可逆反应：



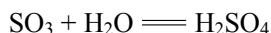
SO_2 具有漂白某些有色物质的性能，工业上常用 SO_2 来漂白纸浆、毛、丝、草帽等。这是因为 SO_2 的水溶液和某些色素化合成无色化合物，这种无色化合物不稳定，容易分解，使有机色素恢复原来的颜色，例如，用 SO_2 漂白品红溶液，可使其变为无色，但在加热煮沸时，又会出现红色。所以经 SO_2 漂白过的草帽、报纸日久会逐渐恢复原来的颜色。



SO₂ 可以杀菌，用做空气消毒剂。大量的 SO₂ 用来制造硫酸。

3. 三氧化硫 (SO₃)

SO₃ 在常温下是无色液体或白色固体。熔点 16.8℃，沸点 44.8℃。SO₃ 溶于水生成硫酸，是硫酸的酸酐。



剧烈的放热反应使硫酸形成难于收集的酸雾，所以工业上不直接用水吸收 SO₃，而是用 98.3% 的浓硫酸来吸收 SO₃，得到含过量 SO₃ 的发烟硫酸，然后再用 92.5% 的 H₂SO₄ 来稀释发烟硫酸得到 98.3% 的市售商品硫酸。

SO₃ 是强氧化剂，它可使磷燃烧，也可将 KI 氧化成碘。



4. 硫酸 (H₂SO₄)

硫酸是化工“三酸”中最重要的一种酸，它是最基本的化学原料之一，许多工业生产都离不开硫酸。

(1) 硫酸的物理性质

纯硫酸是无色、无臭、黏稠、透明的油状液体，密度 1.84g/cm³，凝固点为 10.4℃，沸点为 337℃，能与水以任意比例互溶，同时放出大量的热，使水沸腾，是难挥发性酸。

(2) 硫酸的化学性质

硫酸是一种强酸，它的水溶液具有酸的通性，能发生下列反应：① 可与元素周期表氢前面的金属在一定条件下反应，生成相应的硫酸盐和氢气；② 可与绝大多数金属氧化物反应，生成相应的硫酸盐和水；③ 可与碱反应生成相应的硫酸盐和水；④ 可与所含酸根离子对应的酸性比硫酸弱的盐反应，生成相应的硫酸盐和弱酸；⑤ 能与指示剂作用，使紫色石蕊试液变红，但不能使无色酚酞试液变色。

(3) 浓硫酸的特殊性质

① 脱水性。脱水是指浓硫酸按水分子中氢氧原子数的比 (2:1) 夺取被脱水物中的氢原子和氧原子或脱去非游离态的结晶水，其中蔗糖、木屑、纸屑和棉花等物质中的有机化合物，被脱水后生成了黑色的炭，这种过程称作炭化。一个典型的炭化现象是蔗糖的黑面包反应。



② 吸水性。浓硫酸有强烈的吸水性，且吸水时放出大量的热。故在稀释浓硫酸时，只能将浓硫酸慢慢倒入水中，且一边倒一边搅拌，切不可将水注入浓硫酸中，否则会因局部过热而暴沸，使酸飞溅伤人，甚至发生爆炸。



浓硫酸溶于水时，和水分子结合形成一系列稳定的水合物（ $\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ 、 $\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ 、 $\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ 等）而放出大量的热，因此浓硫酸具有强烈的吸水性。在工业上和实验室中常用它来作干燥剂，如干燥氯气、氢气、氧气和二氧化碳等气体。

③ 强氧化性。



浓硫酸与铁、铝等接触很快使金属表面生成一层致密的金属氧化物薄膜，可阻止内部金属继续与硫酸起反应，这种现象叫作金属的钝化。因此浓硫酸可用铁或铝的容器储存。浓硫酸具有强氧化性，实验室制取硫化氢、溴化氢、碘化氢等还原性气体时不能用浓硫酸。

硫酸是化学工业中一种重要的酸，国际上往往用硫酸的年产量来衡量一个国家的化工生产能力。硫酸大量用于肥料工业、石油精炼、炸药生产，以及染料、颜料、制药、纺织等工业部门。

5. 重要的硫酸盐

(1) 硫酸钙

带两个结晶水的硫酸钙（ $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ）叫作石膏，是自然界中分布很广的矿物，石膏是一种白色晶体，当加热到 $150 \sim 170^\circ\text{C}$ 时，石膏就会失去所含的大部分结晶水，变成熟石膏（ $2\text{CaSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ ），熟石膏加水调成糊状后很快硬化，重新变成石膏，有一定的黏度。利用这种性质，可用熟石膏做成石膏板，装修建筑物的内墙；做陶瓷工业的模型；在医疗上做石膏绷带；石膏也是制造水泥不可缺少的原料，用石膏来调节水泥的凝结时间。

(2) 硫酸锌

带 7 个结晶水的硫酸锌（ $\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ ）俗称皓矾，是一种无色晶体，在印染工业上用做媒染剂，使颜色固定在纤维上。在铁路施工中用它的溶液浸枕木，是木料的防腐剂。医疗上用它的水溶液作收敛剂，可使有机机体组织收缩，减少腺体的分泌，浓度较小的水溶液可用于眼药水中。

(3) 硫酸钡

天然的硫酸钡叫作重晶石，是制造硫酸钡的原料，可用作白色颜料。硫酸钡（ BaSO_4 ）不溶于水，也不溶于酸，利用这种性质，及不易被 X 射线透过的性质，医疗上常用硫酸钡作内服剂进行食管和肠胃的检查，称作钡餐透视。

三、氮族元素重要的单质和化合物

氮族元素包含氮（N）、磷（P）、砷（As）、锑（Sb）、铋（Bi）五种元素，它们位于元素周期表中的第五主族（VA），其中氮、磷、砷是非金属，锑和铋是过渡金属。氮族是一个典型的由非金属至金属的完整过渡族。



氮族元素原子的最外层有 5 个电子，所以它们的最高化合价为+5 价，它们的可变化合价也较多，其中以+3 价最常见，它们的氧化物通式分别是 R_2O_5 和 R_2O_3 ，与氢化合最低化合价是-3，通式是 RH_3 。

(一) 氮

氮元素是一种常量元素，是蛋白质、核酸、磷脂及其代谢产物的组成成分，在动物体内以有机氮（氨基）形式存在；植物体内主要以铵根离子、硝酸根离子和生物碱形式存在。

生理功能：氮在动物体内参与蛋白质、核酸及磷脂的合成和分解代谢；氮是植物体叶绿素的主要组成部分，影响植物发育成熟（缺氮时植株矮小、开花结果迟缓）。

1. 氮气 (N_2) 的物理性质

氮气常温下是无色无味的气体，无毒，不能供人类及动物呼吸。氮气比空气略轻。在标准大气压下，冷却至 -195.6°C 时，变成无色的液体， -209.86°C 时变成雪状固体。氮气在水中溶解度很小，通常状况下，1 体积水中大约只能溶解 0.02 体积的氮气。

2. 氮气的化学性质

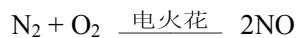
(1) 氮气与氢气反应

在高温 $500\sim 550^\circ\text{C}$ ，高压 $2\times 10^4\sim 1\times 10^5\text{kPa}$ 和催化剂作用下，氮气与氢气直接化合生成氨。工业上用这个反应来合成氨。

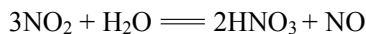
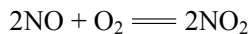


(2) 氮气与氧气反应

在放电的条件下，氮气和氧气化合生成氧化氮。



在水力发电丰富的国家，用这种方法从空气中制取 NO。NO 再经以下反应可得到 HNO_3 。



在雷雨时，大气中常有 NO 产生。据估算，每年因雷雨而渗入大地的氮肥约有 4 亿吨。

(3) 氮气与金属反应

氮在高温时能与镁、钙、锶、钡等金属化合。例如：镁在空气中燃烧时，除与氧化合生成 MgO 外，也能与氮形成微量的氮化镁 Mg_3N_2 。





3. 氮气的用途

氮气是工业上合成氨的原料。另外，由于氮的不活泼性，在工业上氮气可以用来代替稀有气体作焊接金属的保护气，还可用氮气来填充白炽灯泡，防止钨丝氧化或减慢钨丝的挥发，利用氮气保存粮食、水果等农副产品等。

(二) 氨的化合物

1. 氨气 (NH₃)

(1) 氨气的性质

① 氨气的物理性质。NH₃ 是无色有强烈刺激性臭味的气体，比空气轻，易液化。在常压下冷却到 -33.5 °C 或在常温下，加压到 700~800 kPa，氨气即凝结成无色液体，同时放出大量的热。液态氨气化时要吸收大量的热，因此氨常用做致冷剂。

② 氨气的化学性质。

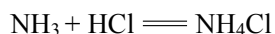
a. 氨气与水的反应。NH₃ 极易溶于水，在常温下，1 体积水约可溶解 700 体积的氨气，氨气的水溶液叫作氨水。NH₃ 易溶于水的根本原因是 NH₃ 与水通过氢键结合，形成氨气的水合物 NH₃·H₂O。并由其电离而使氨水显碱性：



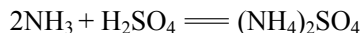
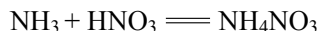
氨水很不稳定，受热分解为 NH₃ 和 H₂O。



b. 氨气具有碱性，可与酸发生反应：



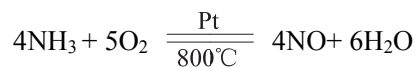
氨气还能与其他酸反应生成铵盐 (NH₄⁺ 和酸根组成的盐)。



c. 氨气与氧气的反应。氨气在纯氧中能燃烧发出黄色火焰。



在催化剂的作用下，氨气与空气中的氧气作用生成氧化氮。



该反应是氨氮化法制硝酸的原理。

d. 氨气与金属氧化物的反应。氨气在高温下能把许多金属氧化物还原为金属，如：



(2) 氨气的用途

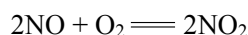
氨气是一种重要的化工产品，是制造氮肥、铵盐、硝酸和纯碱的重要原料，也是塑料、纤维、染料和尿素等有机合成工业常用的原料。

2. 氮的氧化物

在不同条件下，氮和氢能生成五种氮的氧化物： N_2O 、 NO 、 N_2O_3 、 NO_2 、 N_2O_5 。其中 N_2O_3 和 N_2O_5 都是很不稳定的，它们对应的水化物是亚硝酸（ HNO_2 ）和硝酸（ HNO_3 ）。

在工业上以一氧化氮（ NO ）和二氧化氮（ NO_2 ）用途最广。

NO 是无色气体，比空气略重，不溶于水，在常温下，容易与空气中的氧结合。



NO_2 是棕红色气体，有毒，易溶于水生成 HNO_3 和 NO 。



工业上制造硝酸要用这两种氮的氧化物。

NO_2 还可相互化合合成无色的 N_2O_4 。



3. 硝酸

硝酸是工业上重要的“三酸”之一，在国民经济和国防工业中有极其重要的作用。

(1) 硝酸的物理性质

纯硝酸为无色、易挥发、有刺激气味的透明液体。密度为 1.5027g/cm^3 ，沸点为 83°C ，熔点为 -42°C 。它能以任意比例溶于水，一般市售的浓硝酸浓度大约在 $65\%\sim 68\%$ ，浓度为 98% 以上的浓硝酸在空气中发烟，因溶有 NO_2 ，所以常呈黄色，称为发烟硝酸。在空气中发烟是因为挥发出来的 NO_2 与空气中的水蒸气相遇，形成极微小的硝酸雾滴。

(2) 硝酸的化学性质

硝酸是一种强酸，它除具有酸的通性，如能中和碱性氧化物、氢氧化物和分解碳酸盐等，还有它本身的特性。

① 不稳定性。硝酸很不稳定，容易分解。纯净的硝酸或浓硝酸在常温下见光就会分解，受热时分解得更快。

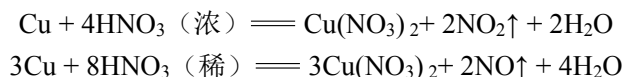




硝酸越浓，就越容易分解，分解放出的 NO_2 溶于硝酸中而呈黄色。为防止硝酸分解，硝酸都装在棕色瓶中，放在阴凉避光处下储存。

② 氧化性。硝酸是一种很强的氧化剂，几乎能与所有的金属（除金、铂等）或非金属发生氧化还原反应。

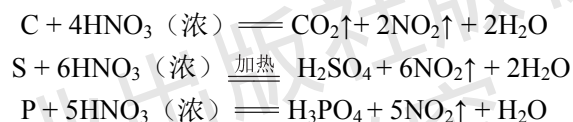
浓硝酸和稀硝酸都能与铜发生反应，浓硝酸反应激烈，有红棕色气体产生。反应的化学方程式如下：



硝酸与金属发生反应时，主要是+5 价氮得到电子，被还原成较低价氮的化合物，并不像盐酸那样与活泼金属反应放出氢气。

冷的浓硝酸能使铝、铁等金属发生“钝化”。因此，可用铝槽车储运浓硝酸。

浓硝酸与浓盐酸的混合物（体积之比为 1：3）称为“王水”。它的氧化能力非常强，能使一些不溶于硝酸的金属如金、铂等溶解。硝酸能使许多非金属如碳、硫、磷等氧化。硝酸和硫共热时生成硫酸，硝酸与磷反应生成磷酸，同时硝酸被还原成 NO_2 。



四、动、植物体内其他常见非金属元素的存在形式及作用

1. 氟 (F)

微量元素，是牙齿、指甲和骨骼的组成成分（以 F^- 或氟硅酸盐的形式存在）。

生理功能：影响牙齿和骨骼的形成及钙、磷的代谢，预防龋齿。

2. 碘 (I)

微量元素，是动物甲状腺素（激素）的组成成分，主要以 I^- 或碘酸根的形式存在。

生理功能：对大脑的发育起重要作用，能促进物质代谢和智力发育，预防甲状腺肿大（大脖子病）和地方性克汀病。

3. 硒 (Se)

微量元素，是过氧化物酶及硒代半胱氨酸的成分之一。

生理功能：动物体中参与辅酶 A 及辅酶 Q 的合成；保护细胞结构免受氧化，增强机体免疫力，抑制癌肿；预防白肌病、水肿病等；人体缺硒时，易患“克山病”。



4. 磷 (P)

常量元素，是生物体的重要组成元素，主要有无机磷 (H_2PO_4^- 、 HPO_4^{2-}) 和有机磷（核酸、磷脂中磷酰基）两种形式存在。

生理功能：构成生物体细胞核、细胞膜结构和血浆脂蛋白成分；以骨盐（磷灰石）形式维持骨骼及牙齿的硬度；参与调节体内酸碱平衡；对能量的储存、转换起重要作用（高能化合物 ATP）。植物体内也是构成果实籽粒的成分，并能促进根系发达，增强抗寒、抗旱能力。

5. 硼 (B)

微量元素，以硼酸盐形式与糖配合存在于植物体的花柱及柱头中。

生理功能：促进植物体内糖类的运输与代谢，促进花粉管萌发、生长、受精作用。

身边的化学

“抗癌之王”——硒

硒是人体必需的微量元素。在人体内，硒对心肌纤维、血管的结构和功能有重要作用，可维护心血管系统的正常结构和生理功能，预防心血管疾病的发生；硒是部分有毒的重金属元素如镉、铅的天然解毒剂，可减轻毒素对肝细胞的损害。此外，硒还能提高机体的免疫力，与维生素 E 合用，可减轻过氧化物对视网膜的损害等。科学界研究发现，血硒含量的高低与癌的发生息息相关。所以，硒被科学家称为人体微量元素中的“抗癌之王”。因此，目前我国各地正在开发各类富含硒的强化食品，如富硒大米、富硒小麦、富硒禽蛋等。

“生物固氮作用”

将空气中的氮单质转化为氮的化合物的过程，称为氮的固定，简称“固氮”。氮虽然是生物体必需的元素，但必须将大气中的氮气转化为氮的化合物，才能被生物体吸收。自然界中的某些微生物，如豆科植物的根瘤菌或固氮微生物能在常温常压下固定空气中的氮，将氮转化为能被植物吸收的氮化物。据估算，每年生物固氮量达世界工业固氮量的 30 多倍，可见生物固氮能力的强大。



第三节 重要金属元素及其化合物

在已经发现的一百多种元素中，大约有五分之四是金属元素。在元素周期表中金属元素都位于元素周期表的左下方，如图 1-3 所示。

族	I A	II A											0
周期	1												
2													
3			III B	IV B	V B	VI B	VII B	VIII B	IB	IIB			
4													
5													
6													
7													

图 1-3 金属元素在周期表中的位置

金属元素的最外层电子数少，在化学反应中，金属最典型的特性是容易失去外层电子形成金属阳离子 ($M-ne = M^{n+}$ ；M 为金属元素的原子)。因不同的金属元素失去电子的能力不同，故金属活泼性也不同。(常见金属的活动性顺序初中已学过)

金属具有很多共同的物理通性，如：① 各种金属固体具有不同的颜色和金属光泽；② 大多数金属都有良好的导电性和导热性，是输电线及生产和生活中加热器具的材料；③ 大多数金属具有良好的延展性，可被锤击、轧压、拉伸成各种形状的金属制品；④ 大多数金属的密度较大、硬度较大、熔点较高，但差别也较大。

我们知道，多数金属元素原子的最外层电子数少于 4 个，在发生化学反应时，它的最外层电子较容易失去。所以，金属最主要的共同化学性质都是易失去最外层的电子变成金属阳离子而表现出还原性。如金属可以与非金属、酸等反应。由于金属失去电子的难易程度不同，所以各种金属还原性的强弱也不同，化学活动性差别也较大。因此，对于金属的化学性质，需要结合具体物质进行研究。

一、重要的金属单质及其化合物

(一) 钠(Na)和钾(K)及其重要化合物

1. 钠和钾

Na 也是一种常量元素， Na^+ 是细胞外液中的主要阳离子，以 NaCl、 $NaHCO_3$ 形式存在。

生理功能：维持动物体内的水、渗透压及酸碱平衡；加强肌肉的兴奋性和神经传导；帮助氨基酸、葡萄糖在肠道中的吸收。



K 是一种常量元素， K^+ 是细胞内液中的主要阳离子，以 KCl 、 $KHCO_3$ 形式存在。

生理功能：在动物体内维持水、渗透压及酸碱平衡；增强肌肉的兴奋性，维持心肌收缩；参与蛋白质、糖类和能量代谢；激活某些酶。植物体内能促进光合作用（促进糖类的生成），并能增进作物对氮、磷的吸收和利用，能抗倒伏。

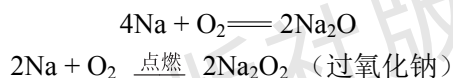
钠和钾，具有密度小、硬度小、熔点低、导电性强的特点，是典型的轻金属。由于钠和钾的硬度小，所以钠、钾可以用小刀切割。

钠和钾，具有很强的化学活泼性，突出表现在它们可与各种非金属及水等物质直接发生作用。两者的化学反应基本相同，而钾的反应比钠更剧烈。它们的主要化学性质如下：

（1）与氧气反应

钠具有银白色的金属光泽，但在空气中会迅速变成灰白色，这是因为钠和钾表面被空气中的氧气迅速氧化生成一层氧化物。钠和钾在空气中能燃烧，燃烧时，钠的火焰呈黄色，钾的火焰呈紫色。可利用焰色反应产生的现象不同，检验化合物中是否含有钠和钾。

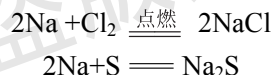
钠在空气中被氧气氧化生成氧化钠，但氧化钠不稳定，在充足的氧气中会被继续氧化，生成比较稳定的过氧化钠。所以，钠在不含 CO_2 的干燥空气中燃烧生成过氧化钠。



至于钾和氧气反应，生成比过氧化物更复杂的超氧化物，在此不予介绍。

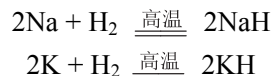
（2）与氯气、硫等非金属反应

钠和钾都能与氯气、硫等剧烈反应，在常温下就能燃烧生成氯化物和硫化物：



（3）与氢气反应

在高温下钠和钾能与氢直接化合，使氢原子接受电子变成 H^- 阴离子而生成金属氢化物：



NaH 具有强烈的还原性，在熔融的 $NaOH$ 中，能还原金属氧化物（如氧化铁）为相应的金属。因此，在冶金工业上，常用 NaH 来清除金属表面的氧化膜，得到洁净光亮的金属。

（4）与水反应

钠和钾在常温下都能与水剧烈作用而放出氢气。当把钠投入含有酚酞的水中时，钠立刻熔成闪亮的小球，浮在水面上，并向各方向迅速游动，然后逐渐消失。烧杯里的溶液由无色变成红色。这是由于钠比水轻，钠和水剧烈反应时放出的热能使它熔化成银白色的小球浮在水面上游动，产生气体并有呈碱性的新物质生成。

根据实验现象，我们可以看出，钠和水反应生成了氢氧化钠和氢气。



钾和水反应更为激烈，并发生燃烧，甚至爆炸。



综上所述，钠和钾在空气中都是不稳定的，极易发生反应，所以将它们保存在中性干燥的煤油中。

2. 钠和钾的重要化合物

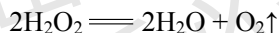
(1) 氧化物

钠和钾很容易与氧化合，氧化时，除能生成正常氧化物如 Na_2O 、 K_2O 外，还能生成相应的过氧化物 Na_2O_2 、 K_2O_2 。

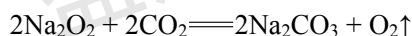
在初中化学课程中我们已熟悉 Na_2O 、 K_2O 。过氧化物中最常见的、实际用途也较大的是过氧化钠。

过氧化钠是淡黄色的固体，加热至熔融也不分解。但遇棉花、碳、铝、乙醇等则易发生燃烧和爆炸，故使用时应当特别小心。

过氧化钠与水或稀酸作用生成过氧化氢，并释放大量的热，从而促使过氧化氢迅速分解。



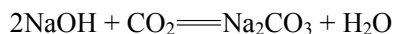
因此过氧化钠是一种强氧化剂。实际中常用做漂白剂、消毒剂和氧气发生剂。



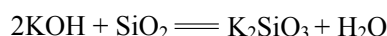
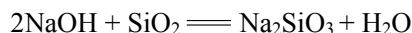
故在高空飞行和潜水作业的密封舱中，它可“一物两用”，兼作供氧剂和二氧化碳吸收剂。

(2) 氢氧化物

氢氧化钠和氢氧化钾对纤维与皮肤有强烈的腐蚀作用，所以称它们为苛性碱。通常又分别称为苛性钠和苛性钾。它们都是白色晶体状固体，在空气中容易吸湿潮解，所以固体 NaOH 是常用的干燥剂。它们还容易与空气中的 CO_2 反应生成碳酸盐，要密封保存。



氢氧化钠和氢氧化钾突出的化学性质是强碱性。它们的水溶液和熔融物，既能溶解某些金属（ Al 、 Zn 等）及其氧化物，也能溶解某些非金属（ Si 、 B 等）及其氧化物。因此，实验室盛氢氧化钠或氢氧化钾溶液的试剂瓶，应用橡皮塞，而不能用玻璃塞，否则，长期存放， NaOH 就和玻璃中的主要成分 SiO_2 发生作用，生成黏性的 Na_2SiO_3 或 K_2SiO_3 。



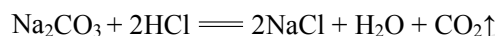
氢氧化钠和氢氧化钾都是重要的化工原料,大量用于制造肥皂、纸浆、人造丝、整理棉织品、精炼石油、冶金及精细化工中。氢氧化钾虽有实际用途,但氢氧化钾比氢氧化钠成本高、产量小,应用不及氢氧化钠普遍。

(3) 钠和钾的碳酸盐

① 碳酸钠 (Na_2CO_3)。碳酸钠有无水物和十水合物 ($\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$) 两种,前者置于空气中因吸潮而结成硬块,后者在空气中易风化变成白色粉末或细粒,俗称苏打,工业上又称纯碱。

工业上所谓“三酸两碱”中的两碱是指 NaOH 和 Na_2CO_3 。它们都是极为重要的化工原料。许多用碱的场合,常以 Na_2CO_3 代替 NaOH 。

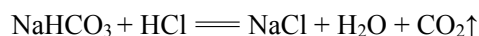
碳酸钠与酸反应,放出二氧化碳气体:



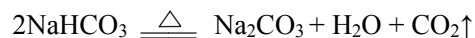
因此在食品工业中,用它中和发酵后生成的多余的有机酸,除去酸味,并利用反应中生成的 CO_2 使食品膨松。

碳酸钠是一种基本的化工原料,用于玻璃、搪瓷、钢铁、铝及其他有色金属的冶炼,也用于肥皂、造纸、纺织和漂染工业。它还是制备其他钠盐或碳酸盐的原料,因此用途十分广泛。

② 碳酸氢钠 (NaHCO_3)。俗称小苏打。它的水溶液呈弱碱性,也是常用的“碱”。与酸反应也能放出二氧化碳气体:



碳酸氢钠遇盐酸放出二氧化碳的反应要比碳酸钠剧烈得多。碳酸钠受热不反应,而碳酸氢钠则受热分解放出二氧化碳。



这个反应可以用来鉴别碳酸钠和碳酸氢钠,也可以用该反应除去混入碳酸钠中的碳酸氢钠,泡沫灭火器就是利用下面的反应生成的 CO_2 来灭火:



③ 碳酸钾 (K_2CO_3)。碳酸钾在工业上也有相当大的用途,例如:用于制造硬质玻璃、洗羊毛用的软肥皂等。它主要是从植物灰中提取的,农村中直接使用草木灰作天然肥料。



(二) 钙 (Ca) 和镁 (Mg) 及其重要的化合物

1. 镁和钙

Ca 是一种常量元素，人体中存在离子钙 (Ca^{2+}) 和结合钙 (与血浆清蛋白结合) 两种形式。

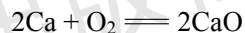
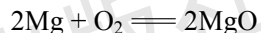
生理功能：是构成动物骨骼、牙齿和植物细胞壁的主要成分；降低神经肌肉的兴奋性，维持神经冲动的正常传导；降低毛细血管的通透性，参与血液凝固；能激活多种酶。

Mg 也是一种常量元素，以骨盐 (磷灰石) 形式存在骨骼及牙齿中，以 Mg^{2+} 形式存在于细胞内液中和植物体叶绿素中。

生理功能：能抑制神经及肌肉的兴奋；是参与代谢的许多酶的激活剂。对植物的光合作用有十分重要的作用。

镁和钙的性质都很活泼，因此它们在自然界中都以化合态存在，分布最广的是它们的碳酸盐。如菱镁矿 (MgCO_3)、白云石 [$\text{MgCa}(\text{CO}_3)_2$]、石灰石和方解石 (CaCO_3) 等。

镁和钙都是化学性质很活泼的金属，所以它们都具有很强的还原性，在空气中能和氧气化合，使表面失去光泽。



钙比镁更活泼，钙暴露在空气中立刻被氧化，表面生成一层疏松氧化物，对内部不起保护作用，所以钙必须保存在密闭的容器中。而镁能生成一层致密的氧化镁薄膜，阻止它继续被氧化，所以镁在空气中是稳定的。镁在空气中燃烧，发出炫目白光，所以可以用镁制造照明弹和照相镁灯，广泛用于飞机和导弹制造工业。镁是很好的还原剂，如钛、铀的冶炼，就可以用镁作还原剂。钙也可用来制取合金，如含 1% 钙的铅合金可作轴承材料。

2. 镁和钙的化合物

(1) 氧化物和氢氧化物

氧化镁 (MgO) 又叫苦土，是一种难熔的白色粉末。熔点为 2800°C ，是优良耐高温材料，可以制造耐火砖、耐火管、坩埚和金属陶瓷，氧化镁能与水缓慢反应生成氢氧化镁 ($\text{Mg}(\text{OH})_2$)，同时放出热量。

氢氧化镁 ($\text{Mg}(\text{OH})_2$) 是白色粉末，溶解度很小，它是一种中等强度的碱。氢氧化镁在医药上常配成乳剂，称镁乳，作为轻泻剂，也有抑制胃酸的作用。它还用于制造牙膏、牙粉。

氧化钙 (CaO) 俗称生石灰，简称石灰。可做坩埚和高温炉内衬。最重要的用途是用于建筑工业上。氧化钙很容易与水反应生成氢氧化钙 (这一过程叫作生石灰的消化和熟化) 并放出大量的热。



基础应用化学

氢氧化钙 ($\text{Ca}(\text{OH})_2$) 俗名熟石灰或消石灰, 它的饱和水溶液叫作“石灰水”, 呈碱性 (比氢氧化镁的碱性略强)。它在空气中能吸收 CO_2 生成白色 CaCO_3 沉淀。



这一反应常用来检验 CO_2 气体。

氢氧化钙是一种重要的建筑材料, 在化学工业上用以制造漂白粉。

(2) 盐类

氯化镁 (MgCl_2) 是无色晶体, 味苦, 有很强的吸水性。因此纺织工业上常用它来保持棉线的湿度而使其柔软。氯化镁 (30%) 和氧化镁 (70%) 混合, 经过强热生成碱式盐, 这种碱式盐很容易硬化, 用于制作建筑上的耐高温水泥。

硫酸钙 ($\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$) 俗称石膏, 是含有两个分子结晶水的固体, 在加热到 $160 \sim 200^\circ\text{C}$ 时, 失去 $3/4$ 分子结晶水而变成熟石膏 ($2\text{CaSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$)。熟石膏与水混合成糊状, 很快凝固和硬化, 重新变成 $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ 。由于这种性质可以铸造模型和雕像, 在外科上用做石膏绷带。

碳酸钙 (CaCO_3) 是白色固体, 不溶于水, 但能溶于含有 CO_2 的水中, 生成可溶性的碳酸氢钙, 两者可以相互转化:



自然界中的石灰石、大理石、白垩等, 主要成分是 CaCO_3 , 所以溶洞的形成, 即石灰石长期受到饱和的 CO_2 水浸蚀而成。同时溶洞中悬挂的钟乳石, 则是 $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ 长期流滴转化为 CaCO_3 的结果, 我国有很多著名的溶洞。

CaCO_3 是建筑、冶金、颜料及制粉笔的材料, 大理石更是高级建筑材料。

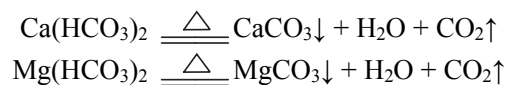
硫酸镁 (MgSO_4) 易溶于水, 溶液带有苦味, 在干燥空气中易风化而成粉末。常温时在水中结晶, 析出无色易溶于水的化合物 $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, 它在医药上被用做泻药, 又称轻泻剂。

(3) 硬水的软化

水是日常生活和工农业生产中不可缺少的物质。水质的好坏对生产和生活影响很大。天然水和空气、岩石、土壤等长期接触, 溶解了许多无机盐类 (如钙和镁的酸式碳酸盐、碳酸盐、氯化物、硫酸盐、硝酸盐等) 和某些可溶性的有机化合物及气体等。也就是说, 天然水中一般含有 Ca^{2+} 、 Mg^{2+} 等阳离子和 HCO_3^- 、 CO_3^{2-} 、 Cl^- 、 SO_4^{2-} 、 NO_3^- 等阴离子。各地的天然水中含有这些离子的种类和数量有所不同, 有的天然水中含有 Ca^{2+} 、 Mg^{2+} 比较多, 有的天然水中则含的比较少。

工业上通常把含有较多的 Ca^{2+} 、 Mg^{2+} 的水叫作硬水; 把含有少量或不含 Ca^{2+} 、 Mg^{2+} 的水叫作软水。

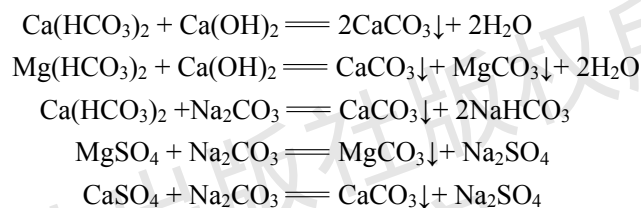
硬水分为暂时硬水和永久硬水两种。含有钙、镁酸式碳酸盐的硬水叫作暂时硬水, 因为暂时硬水经过煮沸以后酸式碳酸盐就分解, 生成不溶性的碳酸盐沉淀而除去。



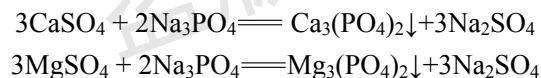
含有钙和镁的硫酸盐或氯化物的硬水叫作永久硬水，它们不能用煮沸的方法除去。硬水既不宜用于家庭洗涤，也不宜在工业上应用。例如：用硬水洗衣服时，会使肥皂形成不溶性的硬脂酸钙和硬脂酸镁，不仅浪费肥皂而且衣服也洗不干净。

工业锅炉如使用硬水，锅炉壁可生成不溶性沉淀，俗称“锅垢”（水垢），由于锅垢不易传热，不仅消耗燃料，严重的还会使锅炉产生裂缝造成局部过热，可以引起锅炉爆炸。很多工业部门如纺织、印染、造纸、制药、化工、电厂等均要求使用软水。所以在使用硬水前，必须减少其中钙盐和镁盐的含量，这种过程叫作硬水的“软化”。水的软化方法很多，下面介绍两种目前最常用的方法。

① 化学软化法。化学软化法是指在水中加入化学试剂，以使水中溶解的钙盐、镁盐变成溶解度极低的化合物（沉淀物）从水中析出，从而达到除去钙、镁等成分的目的。例如：

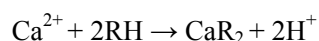


目前铁路蒸汽机车就是在水中加入一定数量的磷酸钠（ Na_3PO_4 ）和磷酸氢二钠（ Na_2HPO_4 ），使 Ca^{2+} 、 Mg^{2+} 沉淀出来达到软化的目的，其主要反应如下：



用这种方法的优点是不需要将产生的 $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ 和 $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$ 沉淀除去，就可以直接放入锅炉使用，因为钙和镁的磷酸盐沉淀颗粒松散成棉絮状，不会在锅炉内形成锅垢。此外， Na_3PO_4 还能与已形成的锅垢起作用使其逐渐松软而脱落，并能在锅炉壁上形成磷酸盐保护膜，保护锅炉不受腐蚀，延长锅炉的使用寿命。

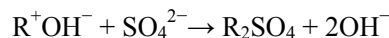
② 离子交换软化法。离子交换软化法是用有离子交换能力的阳离子或阴离子物质交换水中离子的方法。离子交换法软化水的原理，主要在与水中离子和离子交换树脂中可游离交换的同性离子间的交换过程。工业中现多采用一种含有 H^+ 的交换树脂，其结构复杂，用“RH”表示，用其处理硬水，效果极佳。



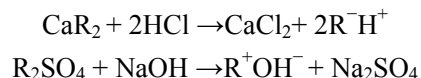
此种含有 H^+ 的交换树脂，称为阳离子交换树脂，如磺化聚苯乙烯。用阳离子交换树脂处理过的软水，再用阴离子交换树脂处理，即可得到“无离子”水或“去离子”水。阴离



子交换树脂用 R^+OH^- 表示，当不纯的水通过 ROH 时就发生如下反应：



这样处理的水中只含有 H^+ 和 OH^- ，可用于高压锅炉及人体注射用水。失去交换能力的交换树脂，可用一定浓度的强酸如 HCl 和强碱如 $NaOH$ 分别处理，使离子交换树脂获得再生能力，继续使用。如：



离子交换树脂还可用来淡化海水、提取贵金属、稀有元素和制药。此法效果好、设备少、占地面积小，又可重复使用。

（三）铝及其重要的化合物

1. 铝 (AL)

铝是银白色的轻金属，密度为 $2.7g/cm^3$ ，熔点为 $660^\circ C$ 。延展性好，可以抽成细丝，也可以压成薄片成为铝箔，用来包装胶卷、糖果等。铝的导电性、导热性都很好，在工业上常用铝代替铜作导线、热交换器和散热材料等，也可做成各种炊事用具。铝在粉末状态仍能保持原有金属光泽，并有一定的耐腐蚀能力，因而可用铝粉与某些油漆混合制成银白色的防锈油漆。铝还可以跟许多元素形成合金。因铝合金质轻而坚韧，它在汽车、火箭等制造业，以及日常生活中具有广泛的用途。

在空气中，铝因表面形成氧化物薄膜的保护作用，而对水、硫化物、浓硝酸和一切有机酸类都有耐腐蚀能力。故在硝酸、石油、炸药、制药、冷藏等工业中广泛用于制造设备。如果用铝粉与油漆混合，可用做装潢涂料和涂刷储油罐外壁，不仅防腐，还反射强光，保持油罐内部温度不升高。

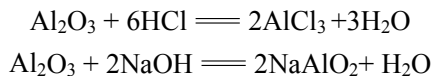
2. 铝的化合物

（1）氧化铝 (Al_2O_3)

氧化铝是一种白色固体，熔点为 $2050^\circ C$ ，不溶于水。天然存在的纯净 Al_2O_3 称为刚玉，其硬度仅次于金刚石。天然刚玉的矿石中常因含少量杂质而显不同颜色，俗称宝石。如含有铁和钛的氧化物时呈蓝色，俗称蓝宝石；含有微量铬时，呈红色，俗称红宝石。人工烧结的氧化铝称为人造刚玉。

人造刚玉有许多优良性质，如硬度大（仅次于金刚石），耐高温达 $2000^\circ C$ 以上，抗酸、碱的腐蚀（包括 HF 和 $NaOH$ ）等。它是贵重的装饰品，在精密仪器工业中用于轴承及钟表的钻石，人造刚玉粉可用作抛光剂。

氧化铝不溶于水，但新制备的氧化铝能与酸或碱反应。

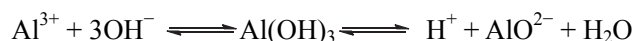


因此，氧化铝具有两性，是一种两性氧化物。

(2) 氢氧化铝 ($\text{Al}(\text{OH})_3$)

Al_2O_3 的水合物，一般都称为氢氧化铝。 $\text{Al}(\text{OH})_3$ 是一种白色难溶的胶状物质，它能凝聚水中的悬浮物，又有吸附色素的性能。氢氧化铝凝胶在医药上还是一种良好的抗酸药，可用于治疗消化性溃疡病。在实验室里通常用铝盐溶液跟氨水反应制取氢氧化铝。

氢氧化铝既能跟酸反应，生成盐和水，又能跟强碱反应，生成盐和水，故其也具有两性，是两性氢氧化物。它在水溶液中可以按下列两种形式电离：



加酸时，上式平衡向左移动，生成含 Al^{3+} 的铝盐；加碱时，上式平衡向右移动，生成含 AlO_2^- 的偏铝酸盐。

(3) 硫酸铝和明矾

硫酸铝 $[\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18\text{H}_2\text{O}]$ 和明矾 $[\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}]$ 溶于水后，水解生成 $\text{Al}(\text{OH})_3$ 。



它们水解所产生的 $\text{Al}(\text{OH})_3$ 胶体具有很强的吸附能力，可吸附水中的杂质，并形成沉淀，使水澄清。因此，硫酸铝和明矾是一种较好的净水剂，也用以裱糊纸张、澄清油脂、石油脱臭、除色等。

(四) 铁及其重要的化合物

1. 铁的性质

铁 (Fe) 是一种微量元素，以 Fe^{2+} 的形式存在于血红蛋白分子中，并以血红蛋白和肌红蛋白的形式存在于细胞中。铁是植物中叶绿素合成酶的主要成分，是细胞色素氧化体系及过氧化氢酶的组成成分。

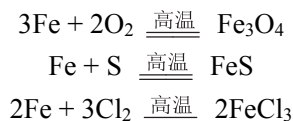
生理功能：动物体中合成血红蛋白和肌红蛋白，参与机体内 O_2 和 CO_2 的运输；合成多种氧化酶类，在生物氧化中传递电子；参与叶绿素的合成而影响植物的光合作用。

纯铁是具有银白色金属光泽的金属，密度为 $7.86\text{g}/\text{cm}^3$ ，熔点为 1535°C ，有良好的导电性、导热性和延展性。还能被磁铁吸引，具有铁磁性，是制造发电机和电动机必不可少的材料。

铁原子的最外层电子上有 2 个电子，在化学反应中容易失去电子而成为 +2 价的阳离子。铁在化学反应中还能再失去次外层上的一个电子而成为 +3 价的阳离子。所以，铁在化合物中通常都显 +2 价和 +3 价。

(1) 与非金属的反应

在常温下,铁在干燥的空气里与氧、硫、氯等典型的非金属不起显著的反应,因此,工业上可用钢瓶储存干燥的氯气和氧气。但在高温下,铁能与氧、硫、氯等非金属反应:



(2) 与水的反应

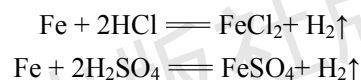
红热的铁与水蒸气起反应,生成四氧化三铁和氢气。



在常温下,铁与水不起反应,但在潮湿空气中,铁在水、氧气、二氧化碳等共同的作用下,易发生电化学腐蚀而生锈,铁锈的主要成分是 Fe_2O_3 。

(3) 与酸的反应

铁能与盐酸、稀硫酸发生置换反应:



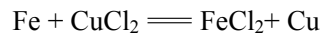
但与很稀的硝酸作用则生成 NH_4^+ :



而与具有强氧化性的浓硝酸作用,生成一层致密的氧化物薄膜而发生钝化现象,因而储存浓硫酸和浓硝酸的容器与管道也可用钢、铸铁的制品。

(4) 与盐溶液的反应

铁也能与某些盐溶液发生置换反应,置换出较不活泼的金属。例如:



2. 铁的重要化合物

(1) 铁的氧化物

铁的氧化物有氧化亚铁(FeO)、氧化铁(Fe_2O_3)和四氧化三铁(Fe_3O_4)等。

氧化亚铁是一种黑色粉末,不稳定,在空气中加热,即迅速被氧化成四氧化三铁。

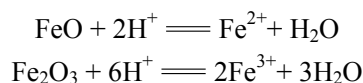
氧化铁是一种红棕色粉末,俗称铁红,它可被用做油漆的颜料等。

四氧化三铁是具有磁性的黑色晶体,俗称磁性氧化铁。它是一种复杂的化合物,常用做颜料和擦光剂等。特制的磁性氧化铁可以制造录音磁带和电信器材。

铁的氧化物都不溶于水,也不能与水起反应。氧化亚铁和氧化铁都能与酸起反应,分



别生成亚铁盐和铁盐。



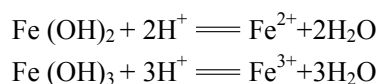
(2) 铁的氢氧化物

铁的氢氧化物有氢氧化亚铁 ($\text{Fe}(\text{OH})_2$) 和氢氧化铁 ($\text{Fe}(\text{OH})_3$) 两种, 这两种氢氧化物都可用相应的可溶性铁盐和碱溶液反应制得。

氢氧化亚铁是白色絮状沉淀, 它在空气里不稳定, 能被氧化成红褐色的氢氧化铁。在氧化过程中, 颜色由白变为灰绿, 最终变为红褐色。



氢氧化亚铁和氢氧化铁都是不溶性碱, 它们能与酸反应, 分别生成亚铁盐和铁盐。



氢氧化铁不稳定, 受热易分解:



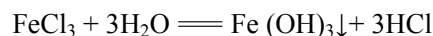
(3) 铁盐和亚铁盐

铁的盐类有亚铁盐 (二价铁盐) 和铁盐 (三价铁盐) 两种, 常见的亚铁盐和铁盐有:

① 硫酸亚铁 (FeSO_4)。硫酸亚铁晶体 ($\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$) 含有 7 分子结晶水, 是淡绿色晶体, 又称绿矾, 易溶于水。绿矾在潮湿的空气中能逐渐被氧化而变成黄棕色的碱式硫酸铁, 因此, 绿矾需保存在密闭容器内。

绿矾在农业上用做杀菌剂, 它也是一种微量元素肥料, 可防治小麦黑穗病和条纹病等, 植物缺铁时叶子发黄。在医药上作内服药用于治疗缺铁性贫血; 工业上用于制造蓝黑墨水和媒染剂; 也可用于木材防腐。

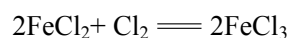
② 氯化铁 (FeCl_3)。氯化铁是棕黄色固体, 吸湿性很强, 易溶于水。在水溶液中易水解生成红褐色沉淀。



因此, 在配制 FeCl_3 溶液时需加少量的 HCl , 防止其水解。

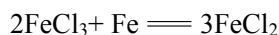
氯化铁在医药上用做止血剂。

二价铁的化合物, 在较强的氧化剂的作用下, 会被氧化成三价铁的化合物。例如, 氯化亚铁溶液遇到氯水时生成氯化铁:





三价铁的化合物，在还原剂的作用下，会被还原成二价铁的化合物。例如，氯化铁溶液中加入铁粉时，生成氯化亚铁：



铁离子的鉴别详见实验五。

二、动、植物体内其他主要金属元素的存在形式及作用

1. 锌（Zn）微量元素，以 Zn^{2+} 形式构成多种酶和激素的成分。

生理功能：参与蛋白质等多种物质的代谢，促进伤口愈合及生殖器官发育，增强免疫功能；影响生长素的合成，防止生长停滞及味觉障碍。

2. 铜（Cu）微量元素，以 Cu^{2+} 形式构成细胞色素氧化酶、铜蛋白、过氧化氢酶和植物体中质蓝素。

生理功能：参与人及动物体的生物氧化，促进能量代谢；促进血红蛋白的合成及红细胞的发育，参与造血过程。参与植物体光合作用中电子传递和氧化还原反应。

3. 钴（Co）微量元素，以 Co^{3+} 形式组成维生素 B_{12} 和动物体内的一些酶。

生理功能：参与动物体中核酸（一碳基团）的代谢和造血过程，促进红细胞生长发育。

4. 锰（Mn）微量元素，以 Mn^{2+} 形式组成一些酶及激活剂。是植物叶绿体的结构成分，在幼嫩组织中含量较多。

生理功能：影响生物氧化，能维持动物骨结构、生殖和中枢神经系统的正常生理机能。稳定植物中叶绿体膜系统，参与光合作用放氧过程；促进蛋白质和糖的合成，防止植物缺绿症。

5. 钼（Mo）微量元素，以 Mo^{3+} 形式构成黄嘌呤氧化酶、醛氧化酶及植物体固氮酶、硝酸还原酶等。

生理功能：促进动物机体中氧化过程，防止尿结石和痛风症。在植物固氮反应中发挥重要作用，能参与农作物体内硝酸酶的还原，促进蛋白质合成。

身边的化学

缺铁性贫血

生活中经常有人会患贫血症，如脸色苍白、头昏眼花、疲乏无力等。

贫血的原因很多，其中 80% 以上的是缺铁性贫血，又叫营养性贫血。1997 年，我国政府颁布了《中国营养改善行动计划》，其中包括消除铁缺乏，



改善营养性贫血。因为亚铁离子是血液中血红蛋白的核心，起着输送氧气和二氧化碳的作用，当缺乏铁时，就易患贫血症。

补铁是一个渐进的过程，人体需要的铁除了从饮食中摄取外，铁锅烹饪也是重要的铁来源。用铁锅烹调食物时，借助于化学作用会使食物中的含铁量增加，从而满足人体对铁的部分需要，故用铁锅炒菜对人体有益。补铁的同时还需注意多吃新鲜果蔬，因新鲜果蔬中富含维生素 C，维生素 C 的还原性能使食物中铁离子(Fe^{3+})还原成易被人体吸收的亚铁离子(Fe^{2+})。改善营养性贫血常用的保健品有补铁口服液、补铁剂、富铁食物等。我国选用酱油作为铁强化食物的载体，因酱油可以促进人体对铁的吸收，而且在日常生活中应用普遍。

习 题

1. 填空题

- (1) 红磷在氯气中剧烈地燃烧，产生_____，生成_____的混合物。
- (2) 氯气溶于水生成氯水，并和水发生反应生成_____和_____。
- (3) 次氯酸是很强的_____，具有杀菌和漂白能力，还可使有机色素褪色，故_____可用做漂白剂。漂白粉的主要成分是_____，84 消毒液的主要成分是_____。

2. 选择题

- (1) 生活中常用到一些化学知识，下列分析中正确的是 ()。
- A. 医疗上可用硫酸钡做 X 射线透视肠胃的内服药，是因为硫酸钡不溶于水
- B. 某雨水样品放置一段时间后 pH 值由 4.68 变为 4.28，是因为水中溶解的 CO_2 增多
- C. 氯气可用做消毒剂和漂白剂，是因为氯气与水反应生成的次氯酸具有强氧化性
- D. 加碘食盐中添加碘酸钾而不用碘化钾，是因为碘酸钾能溶于水而碘化钾不溶于水
- (2) 下列实验室中保存下列试剂，有错误的是 ()。
- A. 溴化银保存在棕色瓶中 B. 碘易升华，保存在盛有水的棕色试剂瓶中
- C. 液溴易挥发，盛放在用水密封的、用玻璃塞塞紧的棕色试剂瓶中
- D. 浓盐酸易挥发，盛在无色密封的玻璃瓶中
- (3) 氯气是化学性质很活泼的非金属单质，它具有较强的氧化性，下列叙述中不正确的是 ()。
- A. 红热的铜丝在氯气里剧烈燃烧，生成棕黄色的烟
- B. 钠在氯气中燃烧，生成白色的烟
- C. 纯净的 H_2 在 Cl_2 中安静地燃烧，发出苍白色火焰，集气瓶口呈现白色烟雾
- D. 氯气能与水反应生成次氯酸和盐酸，久置氯水最终变为稀盐酸



基础应用化学

(4) 碘缺乏病是目前已知的导致人类智力障碍的主要原因，为解决这一全国性问题，我国已经开始实施“智力工程”，最经济可行的措施是（ ）。

- A. 食盐加碘 B. 饮用水加碘 C. 大量食用海带 D. 注射含碘药剂

(5) 下列关于浓硫酸的叙述，错误的是（ ）。

- A. 常温下可使某些金属钝化 B. 具有脱水性，因此可以作为干燥剂
C. 溶于水放出大量的热量 D. 是难挥发的黏稠状液体

3. 简答题

(1) 小苏打和氢氧化铝凝胶为什么在医药上可用作抗酸药？写出化学方程式。

(2) 铝锅表面上既然有一层氧化物保护膜，为什么不宜用碱水洗或盛放酸性食物？

电子工业出版社版权所有
盗版必究