学校的理想装备
电子图书·学校专集
校园网上的最佳资源
初中化学学习词典
BOOK
内部资料 非卖品

编者的话

《初中化学学习词典》是为九年制义务教育初中（含“六三”学制和“五四”学制）学生学习化学课程而编写的一部学习工具书。收词范围以国家教委制定的《九年义务教育全日制初级中学化学教学大纲（试用）》为依据，涵盖沿海发达地区制订的课程标准或教学指导纲要的内容。着眼于提高学生素质，开阔学生思路，培养学习能力。

这部词典以初中学生为读者对象，不兼顾化学教师。在词目释文的内容上力图紧密结合学生的学习需要（如学生中普遍存在于认识上、操作上及学习方法上的疑难、困惑或缺陷等），重视联系社会生活、生产等实际，让学生理解化学知识、技能等的应用与价值。对于重要的化学概念、理论和定律等词条，释文在说明基本知识的同时，还简要介绍这些知识的发展过程、使用范围及其学习要求和方法；对于化学实验、化学计算和化学用语等词条，释文从智力技能和操作（计算）技能两方面说明，注意引导学生培养自己的思维能力和操作能力，还介绍了一些简便有效的自我训练的方法。

这部词典主要按照知识构成对词目进行分类，除化学基本概念和原理、元素化合物知识、化学基本计算、化学实验等四个部分之外，还收入了科学家和化学史、化学学习方法方面的内容。对在内容上联系较紧密的词条，设置了参见条，以便于读者参阅，同时避免重复。对于某些词条的释文中必要的注解，直接列于该词条的释文之下。在书末附有全部条目的汉语拼音索引和相应的页码。在查找词条时，可以按词条所属的知识内容查，也可以从词条的汉语拼音查。例如，欲查“原子”这一词条，可从“化学基本概念和原理”项目内找到该词条，也可以按其汉语拼音音节“yuánzǐ”查到该词条的页码。书末还附有元素周期表。

本词典的副主编是何少华（北京师范大学副教授）和王建成（北京师范大学）。参加本词典撰写工作的有：北京师范大学姚乃红（副教授）、刘小英、王建成、王磊、蔡虹；北京师范大学附属实验中学刘振贵（特级教师）、赵克义（高级教师）；北京师范大学二附中顾润英（高级教师）；北京景山学校徐秀筠；北航附中马惠严（高级教师）。

编 者

1993 年 3 月于北京

前　言

为了配合我国的基础教育和九年制义务教育的推广普及工作，帮助中小学生更好地学习和掌握教学大纲规定的教学内容，给学生平时学习、做作业、复习和考试提供一套高质量有特色、方便实用并相对稳定的工具书，以利于全面提高学生的素质，我们在广泛调查，并征询教委领导部门意见的基础上，编写了《九年制义务教育暨高中学生系列学习词典》。本书按科设卷，其中小学四卷：语文、数学、自然常识、思想品德；初中、高中各九卷：语文、英语、政治、历史、数学、物理、化学、生物、地理，全书共计 22 卷，二万多个词条，七百万字。作为专门为学生而编写的与教学大纲、教材相配套的多卷系列学习词典，这在我国基础教育史上还是首创。

本书是专为中小学生而编，处处考虑学生的实际需要。因此框架编排，收词范围紧扣国家教委颁布的新教学大纲，参照使用面广的各种版本教材。小学、初中各卷的编写侧重知识技能，注意全面提高学生的素质。条目的筛选不仅覆盖了教学大纲规定的全部知识，而且根据大纲的新精神，增加一定量的学习方法、学习新思路，以及联系社会生活、生产实际方面的词条。高中各卷还兼顾了高考的需要，收录了总复习、高考指导等方面的内容；释文尽量做到科学性、启发性和实用性的统一。内容的纵深介绍针对小学、初中、高中学生的不同接受能力和学习特点，力求做到递次解析，深入浅出，重点知识还论及了其发展过程，以利于学生的理解和运用；适度采用了部分有科学根据的新观点、新资料；文字表述力求简洁、鲜明、准确、生动；为便于学生按教学进度进行学习和查阅，目录按知识块分类设计，并比照大纲和教材的顺序，书后附有汉语拼音索引。

本书由全国人大常委、北京师范大学副校长许嘉璐任主编，各分卷主编大多为国家教委教材审查委员、专家学者。撰稿人都是学术上有造诣，对中学教学有研究的北京师范大学、北京教育学院、北京市教育局系统、北京海淀教师进修学院、北京市重点中小学以及其它部分省市的教授、副教授、高级教师、讲师、基础教育专家，共计 100 余人。几经运筹，勤奋笔耕，历一年半而成。

我们衷心希望全国的中小学生以及老师和家长喜欢此工具书，诚恳希望读者在使用过程中给我们提出宝贵意见，以便通过不断修订再版，使之日臻完美，成为中小学生的良师益友。

总编委会

1993 年 9 月于北京

一、化学基本概念和原理

化学研究的对象 人类生活的世界，是一个永恒运动着的物质总体，物质的种类千千万万。这么多种物质，其形成、宏观组成和微观结构各不相同，并且各自发生着不同的变化。这些变化有的对人类有益，有的给人类带来灾难。古代，人类为了解释万物的起源，提出过朴素的元素论（金、木、水、火、土等）。认为万物是由简单的本原物质组成的。在长期的生产劳动中，人类研究了多种物质，18 世纪，随着天平被引入化学实验，从物质质量的变化研究化学反应，使得支配了化学家约一百年的燃素学说被否定，使质量守恒定律得到普遍公认，成为近代化学的创始。进入 19 世纪化学发展很快，如原子-分子学说、原子与分子结构理论的提出、元素周期律、周期系的发现等，一系列成就使化学成为一门科学——一门基础自然科学。化学研究的对象包括物质的组成、性质、结构和变化等。人类研究化学的巨大意义在于掌握化学变化的原理、解释各种化学现象、控制化学变化向人类有利的方向发展；提炼自然界原来存在的物质、制造自然界原来并不存在的物质；研制新材料、新能源；研究生命现象；合理利用和开发资源、保护环境、促进工农业增产、保护人体健康；协同研究其它科学如生物学、物理学、地质学等。人们对化学研究对象的认识，从定性向定量、从宏观向微观、从描述性的向推理性的探讨等，是逐步深化的。化学研究的范围正在不断扩大。大量新学科分支不断产生。如研究单质和无机化合物的无机化学，研究碳氢化合物及其衍生物的有机化学，还有分析化学、物理化学。其边缘学科有生物化学、农业化学、地质化学、地球化学、海洋化学、石油化学等。随着原子能、塑料、半导体的应用形成了原子能化学、放射化学、高分子化学、半导体化学。量子概念的引入产生量子化学，在此基础上发展了结构化学等等。新的实验手段不断被应用，人类对化学研究对象的认识正在继续深化。

物质的变化 一切物质都在不停地变化着。物质的变化是物质运动的一种形式。如铁的生锈、轮胎的老化、生命的衰老、钟乳石的形成、岩石的风化等。这些变化总是在人们不知不觉中缓慢而又不停地进行着。自然灾害如地震、海啸、森林起火等，是最易被人们发觉到的变化。人类根据自己的意志，用智慧把空气、水和煤变成化肥、炸药，把食盐和水变成氢气、氯气、烧碱，把石油变成橡胶、塑料、合成纤维、染料、医药等等有用的物质。在化学领域中研究的物质变化，大致可分为物理变化和化学变化两类。（参看物理变化、化学变化。）

物理变化 没有新物质生成的变化。如固态的冰受热熔化成水，液态的水蒸发变成水蒸气；水蒸气冷凝成水，水凝固成冰。水在三态变化中只是外形和状态变化了。并没有新的物质产生出来，所以属于物理变化。又如扩散、聚集、膨胀、压缩、挥发、升华、摩擦生热、铁变磁铁、通电升温发光、活性炭吸附氯气等都是物理变化。石墨在一定条件下变成金刚石就不是物理变化，而是化学变化，因为它变成了另外一种单质。物理变化前后，物质的种类不变、组成不变、化学性质也不变。这类变化的实质是分子的聚集状态（间隔距离、运动速度等）发生了改变，导致物质的外形或状态随之改变。物理变化表现该物质的物理性质。物理变化跟化学变化有着本质的区别。（参看化学变化。）

化学变化 有新物质产生的变化叫做化学变化，又叫化学反应。化学变

化在生产和生活中普遍存在。如铁的生锈、节日的焰火、酸碱中和等等。宏观上可以看到各种化学变化都产生了新物质，这是化学变化的特征。从微观上可以理解化学变化的实质：化学反应前后原子的种类、个数没有变化，仅仅是原子与原子之间的结合方式发生了改变。例如对于分子构成的物质来说，就是原子重新组合成新物质的分子。物质的化学性质需要通过物质发生化学变化才能表现出来，因此可以利用使物质发生化学反应的方法来研究物质的化学性质，制取新的物质。化学变化常伴有光、热、气体、沉淀产生或颜色气味改变等表观现象发生，可以参照这些现象来判断有无化学反应发生。但要注意跟物理变化的区别。物理变化也常伴有发光（电灯）、放热（摩擦）、放出气体（启开汽水瓶盖）、颜色变化（氧气变成液氧）等现象发生，只是没有新物质生成，这是物理变化与化学变化的根本区别。根据反应物、生成物种类不同可以把化学反应分为化合、分解、置换和复分解 4 种基本类型。也可以从其它角度给化学反应分类，如分成氧化还原反应与非氧化还原反应；吸热反应与放热反应等等（参看物理变化）。

物质的性质　物质的根本属性。一种物质具有什么样的性质，是由它的内部结构决定的。如金刚石和石墨同是由碳元素组成的单质，可是物理性质却有天壤之别，原因是在它们当中碳原子的排列方式不同，分别具有不同的内部结构，以致物理性质各异。又如氢气和碳都能燃烧，具有还原性，那是由于氢原子和碳原子具有相似的结构——最外层电子数半满。物质的性质主要通过物质本身发生的变化表现出来。例如，金属镁在拉成条状、展成片状时表现镁有延展性；镁条或镁粉燃烧时表现镁具有可燃性等。人们研究物质，通常是从研究物质的性质入手。物质的性质又分为物理性质和化学性质。为了研究物质的性质，必须应用一系列的科学方法，如通过感官和借助仪器来观测物质的物理性质，用实验法——使物质发生化学反应的方法来研究物质的化学性质（参看物理性质、化学性质、物理变化、化学变化等）。

物理性质　物质没有发生化学反应就表现出来的性质叫做物理性质。通常用观察法和测量法来研究物质的物理性质，如可以观察物质的颜色、状态、光泽和溶解性；可以闻气味，尝味道（实验室里的药品多数有毒，未经教师允许绝不能用口尝）；也可以用仪器测量物质的熔点、沸点、密度、硬度、导电性、导热性、延展性等。应注意物理变化和物理性质两个概念的区别。如灯泡中的钨丝通电时发光、发热是物理变化，通过这一变化表现出了金属钨具有能够导电、熔点高、不易熔化的物理性质。人们掌握了物质的物理性质就便于对它们进行识别和应用。如可根据铝和铜具有不同颜色和密度而将它们加以识别。又可根据它们都有优良的导电性而把它们做成导线用来传输电流。

化学性质　物质在发生化学变化时才表现出来的性质叫做化学性质。如可燃性、不稳定性、酸性、碱性、氧化性、还原性、跟某些物质起反应等。用使物质发生化学反应的方法可以得知物质的化学性质。例如，加热 $KClO_3$ 到熔化，可以使带火星的木条复燃，表明 $KClO_3$ 受热达较高温度时，能够放出 O_2。因此 $KClO_3$ 具有受热分解产生 O_2 的化学性质。应该注意化学变化和化学性质的区别，如蜡烛燃烧是化学变化；蜡烛能够燃烧是它的化学性质。物质的化学性质由它的结构决定，而物质的结构又可以通过它的化学性质反映出来。物质的用途由它的性质决定。

混合物　由不同种单质或化合物简单机械地混合而成的物质。其特点有四：①由多种物质组成，这些物质相互间没有发生化学反应。②各组分的含量多少不固定，不能用化学式或分子式表示其组成。③混合物没有固定的性质，它决定于所含各物质原有的性质和数量。如水和硫酸的混合液体，硫酸含量从 1%增到 98%，混合液的密度随之由 1.01 克/厘米^{3}增大到 1.84 克/厘米^3。④各组分保持自己的性质。如食盐水的咸味是食盐的性质。常见的混合物，如空气、溶液、浊液等。混合物与纯净物的区别在于组分是否单一（参看纯净物）。混合物与化合物的区别在于有没有固定的组成（参看化合物）。

纯净物　由一种成分组成的物质。纯净物具有固定的性质，化学上研究任何一种物质的性质和结构，都必须取用纯净物，因为即或含有少量的杂质，也会对原有的某些性质产生影响。如纯水中滴入少量墨水，则纯水就会失去原有的“无色”这一性质。判定某物质是不是纯净物，主要根据它的组成是否单一。如胆矾（$CuSO_4 \cdot 5H_2O$），氧化镁（MgO）都是纯净物。而洁净均匀的物质不一定都是纯净物，如自来水蒸发后总留有水印，说明它不止一种成分，还含有不挥发性杂质，所以自来水是混合物。完全纯净的物质是没有的，纯净物是含杂质很少的，具有一定纯度的物质。根据组成纯净物的元素是同种或不同种，可以把纯净物分为单质和化合物两大类（参看 单质、化合物）。

化合物　由不同种元素组成的纯净物。如水 H_2O，高锰酸钾 $KMnO_4$、十水碳酸钠 $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$ 等都是化合物。化合物是元素以化合态存在的具体形式。它具有固定的组成，即组成该化合物的元素种类、质量比和各元素的原子个数比均是固定不变的。由于化合物的组成固定，所以可以用元素符号和数字表示它的组成，这就是化学式（或分子式）。就水来说，从宏观上看，纯净的水是由氢氧两种元素组成的，氢元素和氧元素的质量比为 1∶8；从微观看，水是由同一种分子——水分子构成的，每个水分子由 2 个氢原子和 1 个氧原子构成。由于水的组成固定不变，所以可以用分子式 H_2O 来表示水的组成。化合物种类繁多，达一千多万种（1990 年），有的化合物由阴阳离子构成，如氯化钠 NaCl、硫酸铵（NH_4）$2SO_4$ 等；有的化合物由分子构成，如氨气 NH_3、甲烷 CH_4、五氧化二磷 P_2O_5、二硫化碳 CS_2 等；有的化合物由原子构成，如二氧化硅 SiO_2、碳化硅 SiC 等。化合物可以分为无机化合物（不含碳的化合物）和有机化合物（含碳的化合物，除 CO、CO_2、H_2CO_3 和碳酸盐等）两大类。按化学性质的不同，可以把化合物分为氧化物、酸类、碱类和盐类（参看单质、离子化合物、共价化合物、有机化合物等）。

单质　由同种元素组成的纯净物。单质是元素以游离态存在的具体形式。同一种元素可以形成几种不同单质，如磷元素可以形成白磷、红磷、黑磷三种单质；碳元素可以形成金刚石、石墨两种单质[①]。由同种元素组成的不同单质互称“同素异形体”。目前，共发现 300 多种单质。从单质的结构形式看，有的单质由分子构成，如氧气 O_2、氢气 H_2、氮气 N_2、液溴 Br_2、碘片 I_2；有的单质由原子构成，如铁 Fe、铝 Al、铜 Cu、金刚石 C、硅 Si、硼 B、氦 He、氖 Ne。根据单质的性质（包括物理性质和化学性质）特点，单质又可

[①] 科学家于 1985 年用激光照射石墨，检测出碳-60（C60）分子。这是新发现的碳的同素异形体。

以分为金属和非金属两大类。单质和元素两个概念是不同的，既有联系又有区别：单质是元素的存在形式之一，一种元素可以形成几种单质，这些单质在物理性质和化学性质上有着明显的不同。如氧气 O_2 和臭氧 O_3，同是氧元素组成的单质，但分子组成不同，性质不同。氧气是无色无味，臭氧是淡蓝色有鱼腥臭味的气体；臭氧比氧气的氧化性更强。单质和化合物两个概念从组成加以区分：单质里只含有同一种元素；化合物含有不同种元素（参看元素、化合物）。

金属　金属元素的原子结构特征是最外层电子数较少，一般为 1—3 个，且在化学反应中较易失去，从而使次外层变为最外层，通常达到 8 个电子的稳定结构。原子结构的这一特征，决定了金属的性质特点。物理性质方面：金属有金属光泽、不透明、容易传热、导电，可以被拉成细丝、展成薄片、塑成各种形状。不少金属（游离态及其化合态）在火焰上灼烧时，会使火焰呈现特殊的颜色，根据这种颜色可以判定某种金属或金属离子的存在。如钠呈黄色、钾呈浅紫色（透过蓝色的钴玻璃观察）、钙呈砖红色、铜呈绿色。金属也具有各自不同的密度、熔点、硬度等。如密度最小的锂 Li（只 0.534 克/厘米 ^{3}，20℃）、熔点最低的汞 Hg 为-38.87℃、而钨的熔点高达 3370℃。化学性质方面：金属跟氧化合时，生成金属氧化物。活动金属（如钾 K、钙 Ca、钠 Na）跟活动非金属（如氟 F、氧 O、氯 Cl 等）化合时，金属原子失去电子变成阳离子，非金属原子夺得电子变成阴离子，阴阳离子通过静电的相互作用形成离子化合物。如 NaCl、MgO 等。金属跟酸、盐溶液的置换反应遵循金属活动性顺序。即位于金属活动性顺序氢以前的金属跟盐酸、稀硫酸、磷酸等非氧化性酸起置换反应，产生氢气。反应中金属原子失去电子变成阳离子，酸中氢离子 H^+ 夺得电子变成氢原子，氢原子结合成 H_2 放出。金属跟盐溶液发生的置换反应中，位于金属活动性顺序前面的金属能够把后面的金属从它的盐溶液里置换出来。反应中前面金属的原子失去电子，变成阳离子，后面金属的离子夺得电子，变成原子，若干个原子聚集成金属而析出。如：

$$Fe+H_2SO_4=FeSO_4+H_2\uparrow$$

$$Fe+CuS_4=FeSO_4+Cu$$

目前发现的金属元素有 80 多种。金属应用广泛，采用不同的方法分类。按密度大小的不同将它分为轻金属和重金属，密度小于 4.5 克/厘米 ^{3} 的叫轻金属，如 KCa、Na、Mg、Al 等；密度大于 4.5 克/厘米 ^{3} 的叫重金属如 Cu、Ni、Pb 等。按活动性强弱又可把金属分为活动金属和不活动金属。冶金工业上常把铁 Fe、铬 Cr、锰 Mn 叫黑色金属，其余叫有色金属。此外还把金属分为常见金属和稀有金属，前者如 Fe、Al，后者如锆 Zr、铪 Hf、铌 Nb、钼 Mo 等。

非金属　目前已发现的 109 种元素中，非金属元素占 16 种。非金属元素原子结构的特征，最外层电子一般为 4—7 个（氢为 1 个，硼 B 是 3 个），所以在化学反应中，容易结合电子，达到 8 个电子的相对稳定结构。由非金属元素组成的单质称为非金属。非金属一般没有金属光泽，不易传热导电（石墨除外），常温下为固体（如 C、S、P、B、Si）、液体（如溴 Br_2）或气体（如 H_2、O_2、N_2、F_2、Cl_2），一般质脆（指固态），密度较小。非金属的化学性质是：易跟氧反应，生成非金属氧化物。多数非金属氧化物是酸性氧化物，其对应水化物为酸，如 $S—SO_2—H_2SO_3$。非金属元素间化合，形成共价化合物，如 HCl、CO_2。活动非金属与活动金属化合，形成离子化合物，如 $CaCl_2$。

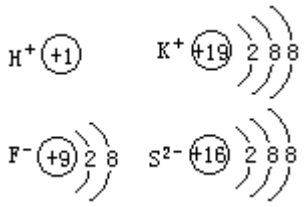
非金属跟氢气反应，生成气态的氢化物，如氯化氢 HCl 气体，水蒸气等。非金属和金属之间没有绝对的界限，如硅既有金属性质，又有非金属性质。

分子 保持物质化学性质的一种微粒。分子不能保持物质的物理性质，因为物理性质是分子集体显示的性质。分子体积很小，如 1 滴水里大约含 1.67×10^{21} 个水分子。分子的质量也非常小，如 1 个水分子只有 3×10^{-26} 千克。分子处于不停地运动之中，温度越高，运动速度越快。分子间有一定的间隔，气态物质的分子间隔很大，液态、固态物质分子间隔很小。同种物质分子的化学性质相同，不同种物质分子的化学性质不同。由分子构成的物质有：①一些非金属单质，如溴 Br_2、碘 I_2、硫 S、磷 P、氢气 H_2、氧气 O_2、氮气 N_2、氯气 Cl_2；②气态化合物，如 CO_2、SO_2、氨气 NH_3；③酸类，如 HNO_3；④有机化合物，如甲烷 CH_4、乙炔 C_2H_2、酒精 C_2H_5OH。这些物质的纯净物是由同种分子构成的，混合物是由不同种分子构成的。而分子是由原子构成的，单质的分子是由同种元素的原子构成；化合物的分子是由不同种元素的原子构成。如氦气 He、氖气 Ne 等稀有气体分子是单原子分子，分子之间存在作用力；H_2、O_2 等是双原子分子；H_2O、CO_2 等分子中原子之间通过共用电子对结合成共价化合物的分子。由分子构成的物质，在发生物理变化时，分子本身不发生变化，只是分子聚集状态改变；在发生化学反应时，分子破裂成原子，原子重新组合成新物质的分子或直接聚集成新物质。分子的概念是在 1811 年首先由意大利物理学家阿佛加德罗提出来的，他还指出了分子和原子的区别与联系（参看原子、阿佛加德罗、分子概念的形成）。

原子 科学上把在化学反应中不能再分的微粒叫做原子，因此，原子是化学变化中的最小微粒。跟分子相比较，原子比分子更小，也处于不停地运动之中。物质内部的原子与原子之间有一定的间隔。原子构成分子，也可以直接构成物质，如金属单质、金刚石、石墨、硅、二氧化硅等就是由原子直接构成的。由离子构成的物质，其离子是由原子变化而成的，所以原子是构成物质的最基本微粒。原子与分子的联系和区别，在于分子在化学变化中可分成原子，而原子在化学变化中是不可再分的，只是最外层电子发生改变。原子是由更小的微粒构成。原子是元素的最小物质单位，质子数相同的同一类原子总称为元素（参看元素）。近代原子学说是由英国科学家道尔顿提出来的。它对化学科学的发展起了十分重要的作用，恩格斯精辟地指出：“化学中的新时代是随着原子论开始的”，并尊称道尔顿为“近代化学之父”（参看道尔顿、原子概念的形成）。

离子 带电的原子或原子团。由单一元素组成的离子称为简单离子，如氧原子在化学变化中得到 2 个电子变成的氧离子 O^{2-}，铝原子在化学变化中失去最外层 3 个电子变成的铝离子 Al^{3+}等。带电的原子团，如硫酸根离子 SO_4^{2-}、CO_3^{2-}、铵根离子NH_4^+等，是由不同种元素构成的离子。离子带电荷，是离子的重要特征，阳离子所带正电荷的数目等于原子失去电子的数目，如 Na^+、K^+、Mg^{2+}、Ca^{2+}、Al^{3+}，这些不变价的金属元素各自只有一种简单离子；有变价的元素则有多种离子，如铁有 Fe^{2+}、Fe^{3+}等。阴离子所带负电荷数目等于非金属元素的原子得到电子的数目，如 F^-、Cl^-、O^{2-}、S^{2-}等。离子的电子层排布常见的有：无电子的离子 H^+；与 Ne 原子电子层排布相同的离子，如 F^-、O^{2-}、N^{3-}、Na^+、Mg^{2+}、Al3+等；与 Ar 原子电子层排布相同的离子，如 Cl^-、S^{2-}、P^{3-}、K^+、Ca^{2+}等。离子的核电荷数和电子排布，可以用离子结构示

意图表示，如：



离子与原子的区别：①结构不同。原子的核内质子数等于核外电子数，最外层电子数没有达到稳定结构（稀有气体除外）；离子的核内质子数大于或小于核外电子数，最外层电子数大多达到 8 电子稳定结构。②电性不同。原子的核内正电荷总数等于核外负电荷总数，所以原子不显电性，而显电性是离子区别于原子的重要标志。由于阳离子核内正电荷数大于核外负电荷总数，所以显正电性；阴离子相反，显负电性。③性质不同。结构不同，电性不同决定了原子和离子的性质也不同。如钠原子构成的金属钠，可以跟水剧烈反应，而钠离子却不跟水反应，而能在水中自由移动。原子和离子的联系：由于离子是由原子经过得（或失）电子变成的，所以原子和离子的核电荷数相同，属于同一种元素的微粒，如氯原子 Cl 和氯离子 Cl^-都是氯元素的不同存在状态。在一定条件下，原子与离子可以互相转化，如：

$2Na+Cl_2=2NaCl$

$Na \rightarrow Na^+$　　$Cl \rightarrow Cl^-$

$2NaCl \xlongequal[\text{熔融}]{\text{电解}} 2Na+Cl_2\uparrow$

$Na^+ \rightarrow Na$　　$Cl^- \rightarrow Cl$

由离子组成的物质很多，如多数盐类、氢氧化钠、氢氧化钾等（参看 离子化合物）。

原子团　在许多化学反应里，作为一个整体参加反应，好像一个原子一样，这样的原子集团叫做原子团。原子团又叫根，如氢氧根 OH^-、硝酸根 NO_3^-、碳酸根 CO_3^{2-}、硫酸根 SO_4^{2-}、氯酸根 ClO_3^-、磷酸根 PO_4^{3-}、碳酸氢根 HCO_3^-、铵根 NH_4^+等。值得注意的是：原子团不能独立存在，只是化合物的一个组成部分。在溶液中原子团作为一个整体参加反应，如：

$CuSO_4+BaCl_2=\!=BaSO_4\downarrow+CuCl_2$

反应前后 SO_4^{2-}不变。但在干态反应中，原子团破裂，不再是一个整体，如：

$$2CuSO_4 \xlongequal{650\,^\circ C} 2CuO+2SO_2\uparrow+O_2\uparrow$$

又如：

$$2KClO_3 \xlongequal[\triangle]{MnO_2} 2KCl+3O_2\uparrow$$

各种原子团都有自己的特性反应，如 CO_3^{2-}遇酸变成 CO_2，SO_4^{2-}遇 Ba^{2+}产生不溶于稀硝酸的白色沉淀，OH^-使酚酞试液变成红色等。利用特性反应可以检验根的存在。注意区分锰酸根 MnO_4^{2-}和高锰酸根 MnO_4^-，两者组成相同，但其中锰元素的化合价不同，所以根价不同。原子团的化合价等于根内各元素化合价的代数和，如：

铵根 $\overset{-3+1}{NH_4}$ 化合价为（-3）×1+（＋1）×4=+1

硫酸根 $\overset{+6-2}{SO_4}$ 化合价为（＋6）×1＋（-2）×4=-2

原子量 原子极小，一个原子的实际质量是以千克做单位的，如一个氧原子的质量是 2.657×10^{-26} 千克。这样的数值，书写和记忆都不方便。因此科学上不采用原子的实际质量，而用相对质量。它就是相对原子量，简称原子量。1961 年国际统一原子量标准为 1.66×10^{-27} 千克，以μ表示（1μ等于1个$^{12}_{6}C$原子质量的$1/12$，即1.993×10^{-26}千克×$\frac{1}{12}$）。原子量与原子质量的关系是：

$$\text{原子量}=\frac{\text{原子的实际质量（千克）}}{1.66\times10^{-27}\ \text{（千克）}}$$

例如：氧的原子量 $=\frac{2.657\times10^{-26}\ \text{千克}}{1.66\times10^{-27}\ \text{千克}}=16$

由此式可以看出：①原子量是相对质量，是一个比值，没有单位。②已知原子的质量可以求得原子量；已知原子量，也可求得原子的实际质量；已知元素质量可以求得原子个数等。由于原子核由质子、中子构成，核外电子的质量极小，可以忽略不计，因此原子的质量主要集中在原子核上，即可以认为质子和中子的相对质量的总和等于原子量。因为质子和中子的相对质量各约等于 1，所以可以根据下式粗略地估算原子量：

原子量=质子数+中子数

国际原子量表中的原子量是元素的平均原子量。

原子的构成 原子是由原子核和核外电子构成的。原子核居于原子的中心，带正电，是由带正电的质子和呈电中性的中子构成的。原子核所带的正电荷数（又称核电荷数）等于核内的质子数。质子数与核外电子数相等，原子核所带的电量与核外电子的电量相等、电性相反，原子作为一个整体不显电性。原子是很小的微粒，原子核更小，它的半径约为原子半径的万分之一。质子的质量和中子的质量大致相等，电子的质量约为质子质量的 1/1836，原子的质量主要集中在原子核上。电子在原子核外空间里围绕着原子核作高速运动。

人类对原子构成的认识经历了一个漫长的历史过程(参看 原子结构的发现）。

原子核 简称“核”。位于原子的核心部分，由质子和中子两种微粒构成。原子核极小，它的直径在 10^{-16}～10^{-14} 米之间，体积只占原子体积的几千亿分之一，在这极小的原子核里却集中了 99.95%以上原子的质量。原子核的密度极大，核密度约为 10^{14} 克/厘米^3，即 1 立方厘米的体积如装满原子核，其质量将达到 10^8 吨。原子核的能量极大。构成原子核的质子和中子之间存在着巨大的吸引力，能克服质子之间所带正电荷的斥力而结合成原子核，使原子在化学反应中原子核不发生分裂。当一些原子核发生裂变（原子核分裂为两个或更多的核）或聚变（轻原子核相遇时结合成为重核）时，会释放出巨大的原子核能，即原子能。例如核能发电。

1911 年英国科学家卢瑟福根据α射线照射金箔的实验中大部分射线能穿过金箔，少数射线发生偏转的事实确认：原子内含有一个体积小而质量大的带正电的中心，这就是原子核。

质子　带正电荷的一种基本粒子。常用符号 p 表示。是构成原子核的一种微粒。质子带电量与电子相等。质子的质量是 1.6726×10^{-27} 千克，是电子的 1836 倍。原子的原子核内质子数目决定了元素的种类。例如，核内有一个质子的原子，属于氢元素，有 8 个质子的原子，属于氧元素。

中子　电中性的一种基本粒子。常用符号 n 表示。中子与质子共同构成原子核（氢原子除外）。中子的质量是 1.6748×10^{-27} 千克[①]，是电子的 1838.6 倍，与质子的质量大约相等。中子数目多少影响着原子的质量，不影响它的化学性质。

中子是英国物理学家查德威克在 1932 年用 α 粒子轰击硼、铍的实验中发现的。

电子　带负电荷的一种基本粒子。常用符号 e 表示。是构成原子的一种微粒，电子在原子内围绕着原子核作复杂的高速运动。电子带电量为 1.602189×10^{-19} 库仑[①]，是电量的最小单元。电子的质量为 9.1095×10^{-31} 千克[②]，约为质子质量的 1/1836。电子极小，半径为 2.8179×10^{-15} 米。一般情况下可视作点电荷。原子中的电子数如等于质子数，整个原子为电中性；如电子数少于质子数，则微粒带正电，为阳离子；如电子数多于质子数，则微粒带负电，为阴离子。例如，钠原子的电子数和质子数都是 11，钠阳离子的电子数（10）少于质子数（11）。

电子是英国物理学家汤姆生，在 1897 年研究阴极射线时发现的。

核外电子排布　核外电子围绕原子核运动的规律。大量的科学实验证明，在有多个电子的原子里，电子的能量不同。有的在离校近的区域运动，有的在离核远的区域运动，可以看做是分层运动的，或是成层排布的。离核最近电子层的能量最低，称为第一层（或 K 层），离核稍远电子层的能量稍高，称为第二层（或 L 层）。由里往外依次类推，电子层分别为第三层（或 M 层），第四层（或 N 层），第五层（或 O 层），第六层（或 P 层），第七层（或 Q 层）。核外电子总是尽先排布在能量最低的电子层，然后由里往外依次排布。从已知核电荷较少的原子的电子层排布中总结出各电子层所能容纳电子数的规律：①每个电子层最多容纳的电子数为 $2n^2$（n 表示电子层数）。如第一层是 2 个、第二层是 8 个、第三层是 18 个、第四层是 32 个。②最外层电子数不超过 8 个（K 层为最外层时不超过 2 个）。如稀有气体除氦最外层为 2 个电子外，氖、氩、氪、氙的最外层都是 8 个电子。③次外层电子数不超过 18 个，倒数第三层电子数目不超过 32 个。例如，氪的次外层为 18 个电子。这些规律是相互联系的，不能片面去理解它。核外电子排布的规律是 1913 年丹麦物理学家玻尔,在他的老师卢瑟福含核原子模型及普朗克的量子论的基础上，提出核外电子在固定轨道上绕核运动的“行星式原子模型”，其后又有新的认识和发展。

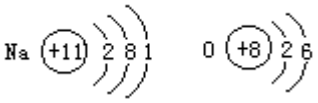
原子结构示意图　表示原子的核电荷数（或质子数）和核外电子排布的图示。圆圈表示原子核，圈内的数字表示质子数目，“+”号表示质子带正电荷；弧线表示电子层，弧线上的数字表示该层上的电子数。钠原子和氧原子的结构示意图分别为：

---

① 1986 年的新值为 1.6749× 10-27 千克。

① 1986 年的新值为 1.60217733× 10-19 库仑。

② 1986 年的新值为 9.1093897× 10-31 千克。



钠原子的原子核有 11 个带正电的质子，核外有三个电子层，K 层有 2 个电子，L 层有 8 个电子，M 层有 1 个电子。氧原子的原子核有 8 个质子，核外有两个电子层，K 层有 2 个电子，L 层有 6 个电子。

元素周期表　表现元素周期律的元素分类表。元素周期律指的是元素的性质随着元素核电荷数的递增而呈周期性变化。把已知的 109 种元素中电子层数相同的元素，按着核电荷递增的顺序从左到右排成横行，再把不同横行中最外层电子数相同的元素按电子层数递增的顺序由上到下排成纵行。所排成的表叫做元素周期表（见附表）。元素周期表有 7 个横行，即七个周期，分别包括有 2，8，18，18，32，23 等种元素（其中核电荷数 93～109 是人工合成的放射性元素）。元素周期表有 18 个纵行。除第 7、8、9 三个纵行为一个族外，其余 15 个纵行，每个纵行为一个族，共 16 个族。元素周期表除最右侧的纵行是化学性质非常不活泼的稀有气体外，最左侧的纵行是金属性最活泼的元素，紧临稀有气体的纵行是非金属性最活泼的元素。

元素周期律是 1869 年俄国化学家门捷列夫在仔细研究大量资料和前人工作的基础上提出的，并根据当时已知的 63 种元素编制成第一张元素周期表。

离子化合物　由阳离子和阴离子组成的化合物。活泼金属（如钠、钾、钙、镁等）与活泼非金属（如氟、氯、氧、硫等）相互化合时，活泼金属失去电子形成带正电荷的阳离子（如 Na^+、K^+、Ca^{2+}、Mg^{2+}等），活泼非金属得到电子形成带负电荷的阴离子（如 F^-、Cl^-、O^{2-}、S^{2-}等），阳离子和阴离子靠静电作用形成了离子化合物。例如，氯化钠即是由带正电的钠离子（Na^+）和带负电的氯离子（Cl^-）组成的离子化合物。许多碱（如 NaOH、KOH、$Ba(OH)_2$ 等）和盐（如 $CaCl_2$、KNO_3、$CuSO_4$ 等）都是离子化合物。在离子化合物里阳离子所带的正电荷总数等于阴离子所带的负电荷总数，整个化合物呈电中性。多数离子化合物在固态（或晶态）时不能导电，而它的水溶液或熔化状态则能导电。离子化合物一般说来，熔点和沸点较高，硬度较大，质脆，难于压缩，难挥发。

共价化合物　原子间以共用电子对所组成的化合物。两种非金属元素原子（或不活泼金属元素和非金属元素）化合时，原子间各出一个或多个电子形成电子对，这个电子对受两个原子核的共同吸引，为两个原子所共有，使两个原子形成化合物的分子。例如，氯化氢的分子是氢原子和氯原子各以最外层一个电子形成一个共用电子对而组成的。非金属氢化物（如 HCl、H_2O、NH3 等）、非金属氧化物（如 CO_2、SO_3 等）、无水酸（如 H_2SO_4、HNO_3 等）、大多数有机化合物（如甲烷、酒精、蔗糖等）都是共价化合物。多数共价化合物在固态时，熔点、沸点较低，硬度较小。

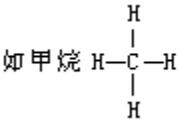
元素　具有相同核电荷数（即质子数）的同一类原子的总称。原子（或离子）的核电荷数（即质子数）决定了元素的种类，例如，氧气、水、二氧化碳中都含有氧元素，其中的氧原子核内都有 8 个质子。元素是组成宇宙所有物质的基础。目前人类已发现了 109 种元素，其中 89 种是自然界有的，20 种是用人工方法制成的，它们组成了 1 千多万种（1990 年）不同的化合物。地壳中以质量计，氧元素含量最多（占 48.60%），硅元素其次（占 26.30%），

在金属元素中铝元素含量最多（占 7.73%），铁元素其次（占 4.75%）。元素有两种存在的形态：一种是以游离形态存在的单质，如氧气就是氧元素的游离态；另一种是以化合形态存在的化合物，如水和二氧化碳中的氧元素就是化合态存在的氧元素。自然界里，少数元素以游离态存在（如稀有气体、氧、氮、碳、硫、金、铂等），多数元素是以化合态存在。元素、单质和原子之间既有联系，又有区别。元素只存在于具体物质中，不是游离态存在就是化合态存在，单质是元素存在的一种形态。元素是个宏观概念，而原子是个微观概念。元素只讲种类，不讲个数，没有数量的含义；原子是化学变化的最小微粒，既表示种类，又表示个数，有数量的含义。常用元素描述物质的宏观组成，用原子描述物质的微观结构。例如，对水的宏观描述为“水是由氢元素和氧元素组成的”，对水的微观描述为“一个水分子是由两个氢原子和一个氧原子所构成的”。元素的名称常以专用汉字表示。根据游离态元素在通常情况下的状态，加上字头或偏旁。气态非金属都有“气”字头，如氢、氧、氮等；液态非金属有“氵”旁，如溴；固态非金属都有“石”旁，如碳、硫、磷等；金属元素都有“钅”旁（汞除外）。

人类对元素概念的认识经历了很长的历史过程（参看元素的发现）。

元素符号　表示元素的化学符号。通常用元素拉丁文名称的第一个字母表示。例如，氧的拉丁文名称 Oxyge-nium，氧的元素符号 O。碳的拉丁文名称 Carbonium，碳的元素符号 C。有些元素的拉丁文名称第一个字母相同，则用两个字母表示，第一个字母大写，第二个字母小写。例如，铜的拉丁文名称 Cuprum、铜的元素符号 Cu。如果第一和第二个字母都相同，则用拉丁文名称的第三个或以后的字母作小写字母。例如，氩的拉丁文名称 Argoni-um、氩的元素符号 Ar，银的拉丁文名称 Argentum、银的元素符号 Ag。现在通用的元素符号是 1860 年世界各国化学工作者在卡尔斯鲁厄召开国际会议，共同制订的国际统一的元素符号，一直沿用下来（参看“元素符号的形成”）。元素符号不仅代表某元素的名称，还代表该元素的一个原子。例如，N 表示氮元素和一个氮原子。元素符号前的系数，表示该元素的原子个数。例如，5Cu 表示 5 个铜原子。

化学式　用元素符号表示物质组成的式子。化学式包括分子式、实验式（或称最简式）、结构式、示性式（或称结构简式）等。表示物质分子组成的化学式，就是该物质的分子式，如氧气 O_2、二氧化碳 CO_2 等。表示组成物质的元素原子最简整数比的化学式称为实验式，如氯化钠 NaCl、五氧化二磷 P_2O_5 等。金属单质和某些非金属单质，用元素符号表示它们的实验式，如铁 Fe、硫 S 等。表示组成分子中各原子间结合方式的化学式称为结构式。



如甲烷（每条短线表示两端的原子各一对共用电子对相结合）。

表示简化结构式的化学式称为示性式，如酒精 C_2H_5OH。

分子式　用元素符号表示物质分子组成的化学式。分子式表示每个分子中所含元素种类和原子数目，如氨的分子式 NH_3，表示每个氨分子是由 1 个氮原子和 3 个氢原子组成。分子式前的系数表示该分子的数目，如 $3O_2$ 表示 3 个氧分子。常用 P 表示白磷，是白磷的化学式，不是它的分子式，因为每个白磷分子是由 4 个磷原子组成，它的分子式为 P_4。有些物质不是由分子组成，

不能用分子式表示，如氯化钠无论是固态、液态、还是溶液里都没有 NaCl 分子存在，只有钠离子和氯离子，NaCl 是它的化学式而不是分子式。

分子量 组成分子中各原子的原子量总和。根据已知分子式和原子量，可计算出分子量，例如，甲烷的分子式为 CH_4，C 的原子量是 12.011、H 的原子量是 1.008，甲烷的分子量：

$$12.011\times1+1.008\times4=16.043$$

和原子量一样，分子量也是相对比值，没有单位。

化学式量 化学式中各原子的原子量总和。根据已知化学式和原子量，可计算出化学式量，例如，氯酸钾的化学式为 $KClO_3$，K 的原子量是 39.098、Cl 的原子量是 35.453、O 的原子量是 15.999，$KClO_3$ 的式量：

$$39.098\times1+35.453\times1+15.999\times3=122.548$$

$CuSO_4\cdot5H_2O$ 的式量应该是 $CuSO_4$ 与 $5H_2O$ 的式量的和，不要把式中的“ · ”误为“ × ”而错算为 $CuSO_4$ 与 $5H_2O$ 的式量的乘积，$CuSO_4\cdot5H_2O$ 的式量=63.546×1+32.066×1+15.999×4+5（1.008×2+15.999×1）=249.683。和原子量一样，化学式量也是相对比值，没有单位。

化合价 元素之间形成化合物时，一种元素一定数目的原子跟其它元素一定数目的原子化合的性质。化合价有正价和负价，正负化合价的代数和等于零。在离子化合物里，元素化合价的数值，是这种元素一个原子得失电子的数目。化合价的正负与离子所带的电荷一致。例如，在形成氯化镁时，一个镁原子失去两个电子，即镁为＋2 价，一个氯原子得到一个电子，即氯为－1 价。在共价化合物里，元素化合价的数值，是这种元素的一个原子跟其它元素的原子形成的共用电子对的数目。化合价的正负由电子对的偏移来决定。例如，在氢原子和氧原子形成水分子时，一个氧原子跟两个氢原子共用两个电子对时，且电子对偏向氧原子，则氧为－2 价，电子对偏离氢原子，氢为+1 价。书写化合价的价标要与离子所带的电荷加以区别，价标写在元素符号（或原子团）的正上方，离子所带的电荷则写在右上方。例如，$\overset{+2}{Mg}Cl_2$ 表示在氯化镁中镁元素为+2 价；Mg^{2+}表示镁离子，每个镁离子带两个单位正电荷。

人类认识化合价有个历史过程，英国化学家弗兰克兰于 1852 年根据许多化学实验事实，提出原子价的概念。德国化学家凯库勒于 1856 年从研究大量有机化合物的结构中，提出碳原子四价的学说。1868 年威克尔汉斯建议氢为 1 价、氧为 2 价、氮为 3 价等。进入 20 世纪，人们对原子结构的认识逐渐深入，进而发现了化合价的本质。

质量守恒定律 参加化学反应的各物质的质量总和，等于反应后生成的各物质的质量总和，这个规律叫做质量守恒定律。物质在发生化学变化时，都遵守此定律，因为化学反应的全过程，正是参加了反应的各反应物的原子重新组合成为各生成物的过程。即在一切化学反应中，反应前后原子的种类不会改变，原子的数目也没有增减，而原子的质量也没有变化。所以，化学反应前后各物质的质量总和必然相等。例如：在实验室制取氧气的反应中：

反应前		反应后	结论
$2KClO_3$	$\xrightarrow[\triangle]{MnO_2}$	$2KCl+3O_2\uparrow$	

原子种类	K Cl O	K Cl O	各 3 种
原子个数	2 个 2 个 6 个	2 个 2 个 6 个	相等
总质量	2×39+2×35.5+6×16 =245	2×39+2×35.5+6×16 =245	相等

注意：①质量总和相等所说的“质量”，限指参加了化学反应的那部分物质的质量。

②反应前后原子种类、数目相等，而分子总数不一定相等。

1756 年俄国化学家罗蒙诺索夫（M.V.Lomonosov，1711—1765）在重复波义耳煅烧金属的实验时，首次发现质量守恒定律。他同样用密闭的容器煅烧金属，所不同的是煅烧完全后，不开启容器盖就进行称量，结果发现尽管金属已经被烧成灰烬，但是煅烧后质量并无变化。18 年后（1774 年），法国化学家拉瓦锡精确地研究了氧化汞的分解与合成反应中 HgO、O_2、Hg 三者的质量，他将 45 份重的 HgO 加热分解，恰好得到了 41.5 份重的 Hg 和 3.5 份重的 O_2。这一结果说明，化学反应中反应物与生成物的质量总和是相等的，反应前后，各元素的质量保持不变。在这里，拉瓦锡再次证明了质量守恒定律，以准确的实验数据，使质量守恒定律赢得了普遍的承认。这个定律揭示了化学反应中的质量关系，成为书写化学方程式和根据化学方程式进行计算的理论依据。

化学方程式 用化学式或分子式表示化学反应的式子。又叫化学反应式，简称反应式。化学方程式表示客观存在着的化学反应，所以不能任意编造，并且化学方程式一定符合质量守恒定律，即等号两边各种原子的数目必须相等，不符合以上两点的化学方程式就是错误的，例如：

$$2Na+CuSO_4 = Na_2SO_4+Cu$$

此反应客观上不存在

$$Mg+O_2 \xrightarrow{\text{点燃}} MgO_2$$

化学式 MgO_2 不正确

$$Fe_2O_3+CO \xrightarrow{\triangle} 2Fe+2CO_2\uparrow$$

等号两边各种原子的数目不相等（配平有错误），反应物中有气体 CO，生成物的 CO_2 气体不应标“↑”。

欲正确书写化学方程式，必须切实理解化学方程式表示的意义，例如：

$$2H_2O \xrightarrow{\text{通电}} 2H_2\uparrow+O_2\uparrow$$

表示：

①水在通电的条件下，分解生成氧气和氢气。

②每 2 个水分子分解生成 2 个氢分子和 1 个氧分子。

③反应中各物质之间的质量比

$$2H_2O \xrightarrow{\text{通电}} 2H_2\uparrow+O_2\uparrow$$

$$2\times18 \quad 2\times2 \quad 32$$

即每 36 份质量的水，分解生成 4 份质量的氢气和 32 份质量的氧气。

化学方程式的配平 在化学方程式各化学式的前面配上适当的系数，使式子左、右两边每一种元素的原子总数相等。这个过程叫做化学方程式配平。配平的化学方程式符合质量守恒定律，正确表现反应物和生成物各物质之间的质量比，为化学计算提供准确的关系式、关系量。配平方法有多种：

（1）观察法观察反应物及生成物的化学式，找出比较复杂的一种，推求其它化学式的系数。如：

$Fe_2(SO_4)_3+NaOH—Fe(OH)_3+Na_2SO_4$

$Fe_2(SO_4)_3$所含原子数最多、最复杂，其中三个SO_4进入Na_2SO_4，每个Na_2SO_4含有一个SO_4，所以Na_2SO_4系数为 3；2 个铁原子 Fe 需进入 2 个$Fe(OH)_3$，所以$Fe(OH)_3$系数为 2，这样就得到：

$Fe_2(SO_4)_3+NaOH—2Fe(OH)_3+3Na_2SO_4$

接下去确定 NaOH 的系数，$2Fe(OH)_3$中有 6 个 OH，$3Na_2SO_4$中有 6 个 Na，所以在 NaOH 前填上系数 6，得到：

$$Fe_2(SO_4)_3+6NaOH—2Fe(OH)_3+3Na_2SO_4$$

最后把“—”改成“=”，标明$Fe(OH)_3$↓。

（2）单数变双数法如：

$$C_2H_2+O_2—CO_2+H_2O$$

首先找出左、右两边出现次数较多，并且一边为单数，另一边为双数的原子—氧原子。由于氧分子是双原子分子O_2，生成物里氧原子总数必然是双数，所以H_2O的系数应该是 2（系数应该是最简正整数比），如下式中[①]所示：

$$C_2H_2+O_2—CO_2+2H_2O$$
$$①$$

由于$2H_2O$中氢原子个数是C_2H_2的 2 倍，所以C_2H_2系数为 2，如下式中②所示：

$$2C_2H_2+O_2—CO_2+2H_2O$$
$$②\qquad①$$

又由于$2C_2H_2$中碳原子个数为CO_2的 4 倍，所以CO_2系数为 4，如下式中③所示：

$$2C_2H_2+O_2—4CO_2+2H_2O$$
$$②\qquad③\quad①$$

最后配单质O_2的系数，由于生成物里所含氧原子总数为 10，所以反应物O_2的系数是 5，如下式中④所示：

$$2C_2H_2+5O_2—4CO_2+2H_2O$$
$$②\quad④\quad③\quad①$$

核算式子两边，每一种元素的原子总数已经相等，把反应条件，等号、状态符号↑填齐，化学方程式已配平。

（3）求最小公倍数法例如：

$$KClO_3—KCl+O_2$$

式中 K、Cl、O 各出现一次，只有氧原子数两边不等，左边 3 个，右边 2 个，所以应从氧原子入手来开始配平。由于 3 和 2 的最小公倍数是 6，6 与$KClO_3$中氧原子个数 3 之比为 2，所以$KClO_3$系数应为 2。又由于 6 跟O_2的氧原子个数 2 之比为 3，所以O_2系数应为 3。配平后的化学方程式为：

$$2KClO_3 \xrightarrow[\triangle]{MnO_2} 2KCl+3O_2↑$$

[①] 由于 2H2O 中氢原子个数是 C2H2 的 2 倍，所以 C2H2 系

化合反应　两种或两种以上的物质生成一种物质的反应。是化学反应基本类型之一。常见的化合反应有：

（1）非金属单质和非金属单质化合。例如：

$$4P+5O_2 \xrightarrow{点燃} 2P_2O_5$$

$$H_2+Cl_2 \xrightarrow{点燃} 2HCl$$

（2）金属单质和非金属单质化合。例如：

$$2Na+Cl_2 \xrightarrow{\triangle} 2NaCl$$

$$2Cu+O_2 \xrightarrow{\triangle} 2CuO$$

$$3Fe+2O_2 \xrightarrow{点燃} Fe_3O_4$$

（3）氧化物和非金属化合。例如：

$$2CO+O_2 \xrightarrow{点燃} 2CO_2$$

$$CO_2+C \xrightarrow{高温} 2CO$$

（4）碱性氧化物和水化合生成碱。例如：

$$CaO+H_2O = Ca(OH)2$$

（5）酸性氧化物和水化合生成酸。例如：

$$CO_2+H_2O = H_2CO_3$$

$$P_2O_5+H_2O\ (冷水) = 2HPO_3$$

偏磷酸

$$P_2O_5+3H_2O\ (热水) = 2H_3PO_4$$

磷酸

（6）碱性氧化物和酸性氧化物化合生成含氧酸盐例如：

$$CaO+SiO_2 \xrightarrow{高温} CaSiO_3$$

（7）氨和酸化合生成铵盐。例如：

$$NH_3+HCl = NH_4Cl$$ （8）其它。例如：

$$CaCO_3+H_2O+CO_2 = Ca(HCO_3)_2$$

化合反应中有的属于氧化还原反应，如：

$$CO_2+C \xrightarrow{高温} 2CO$$

有的是非氧化还原反应。如：

$$CaO+H_2O = Ca(OH)_2$$

反应条件有的是加热、有的是点燃、有的是高温，由反应物的性质决定，不可以混用。

分解反应　一种物质生成两种或两种以上其它物质的反应。是化学反应的基本类型之一。氧化物、酸、碱、盐等类物质大都可以发生分解反应。常见的分解反应有：

（1）氧化物分解成单质。例如：

$$2H_2O \xrightarrow{通电} 2H_2\uparrow+O_2\uparrow$$

$$2HgO \xrightarrow{\triangle} 2Hg+O_2\uparrow$$

（2）大多数碳酸盐在不同温度下受热可以分解。例如：

$$CaCO_3 \xrightarrow{煅烧} CaO+CO_2\uparrow$$

$$Cu_2(OH)_2CO_3 \xrightarrow{\triangle} 2CuO+CO_2\uparrow+H_2O$$ 碱式碳酸铜

（3）不稳定的盐分解制取单质。例如：

$$2KClO_3 \xrightarrow[\triangle]{MnO_2} 2KCl+3O_2\uparrow$$

$$2KMnO_4 \xrightarrow{\triangle} K_2MnO_4+MnO_2+O_2\uparrow$$

（4）难溶性碱分解制取碱性氧化物。例如：

$$Cu(OH)_2 \xrightarrow{\triangle} H_2O+CuO$$

$$2Fe(OH)_3 \xrightarrow{\triangle} Fe_2O_3+3H_2O$$

（5）含氧酸分解得到酸性氧化物。例如：

$$H_2CO_3 = H_2O+CO_2\uparrow$$

$$H_2SO_3 = H_2O+SO_2\uparrow$$

（6）结晶水合物分解。例如：

$$CuSO_4\cdot 5H_2O \xrightarrow{\triangle} CuSO_4+5H_2O$$

发生分解反应的化合物是在一定条件下性质比较不稳定的物质，分解后生成较稳定的物质。分解反应的发生需要能量，一般需要在加热、通电等条件下进行。

置换反应　一种单质和一种化合物生成另一种单质和另一种化合物的反应。是化学反应基本类型之一，置换是指组成单质的元素代换出化合物里的某种元素，常见的置换反应有：

（1）干态置换在加热或高温条件下固体与固态或固体与气体发生的置换反应。例如：

$$CuO+H_2 \xrightarrow{\triangle} Cu+H_2O$$

$$2CuO+C \xrightarrow{\triangle} 2Cu+CO_2\uparrow$$

多用于冶炼金属。

（2）湿态置换在水溶液中进行的置换反应。例如：

①金属跟酸的置换，是金属原子与酸溶液中氢离子之间的反应。如：

$$Zn+2HCl = ZnCl_2+H_2\uparrow$$

$$2Al+3H_2SO_4(稀) = Al_2(SO_4)_3+3H_2\uparrow$$

②金属跟盐溶液的置换，是金属原子跟盐溶液中较不活动金属的阳离子发生置换。如：

$$Cu+Hg(NO_3)_2 = Hg+Cu(NO_3)_2$$

湿态置换遵守金属活动性顺序。

（参看金属活动性顺序）

复分解反应　两种化合物互相交换成分生成另外两种化合物的反应。是化学反应基本类型之一。从微观看，互相交换的成分是离子，因此参加交换的两种化合物主要是电解质酸、碱、盐。由于电解质在水溶液中能电离出自由离子，所以交换离子需要在水溶液中发生，而交换的结果必然有离子结合生成新的化合物而从溶液中减少。常见的复分解反应有盐跟酸、盐跟碱，盐跟盐、酸跟盐之间的反应。但不是任意两种电解质都可以发生复分解反应。在溶液中复分解反应发生的条件是：

①生成物中有沉淀析出、气体放出或有水等难电离的物质生成。例如：将KNO_3溶液滴入NaCl溶液中，只是Na^+、Cl^-、K^+、NO_3^-4种离子简单混

合，不发生反应。而将 AgNO3 溶液滴入 NaCl 溶液中，有白色沉淀产生—4 种离子中 Ag^+和 Cl^-结合成 AgCl 沉淀，从溶液中析出，留在溶液中的 Na^+和 NO^{3-}生成另一种物质 $NaNO_3$，则此反应能够发生。②盐和盐，盐和碱之间反应，反应物双方均应是溶液，酸跟碱、酸跟盐反应时，反应物一方应是溶液。例如：

$$Fe(OH)_3+3HCl=\!=\!=FeCl_3+3H_2O$$

不溶物　水溶液

此反应可以发生。特例：

①碳酸盐跟酸反应是复分解反应。例如：

$$Na_2CO_3+H_2SO_4=\!=\!=Na_2SO_4+H_2O+CO_2\uparrow$$

这整体反应包含两个反应，一个是复分解反应：

$$Na_2CO_3+H_2SO_4=\!=\!=Na_2SO_4+H_2CO_3$$

另一个是分解反应：

$$H_2CO_3=\!=\!=H_2O+CO_2\uparrow$$

由于第一步是复分解反应，而碳酸分解从属于第一步反应，所以整个反应还应认为是复分解反应。

②酸性氧化物跟碱的反应。如：

$$CO_2+2NaOH=\!=\!=Na_2CO_3+H_2O$$

虽然是两种化合物生成另外两种化合物，但不是直接交换离子，因此一般认为它不属于复分解反应。

③微溶的物质如 $Ca(OH)_2$、$MgCO_3$、$CaSO_4$、Ag_2SO_4 等参加反应，当生成难溶的物质时，反应能够发生。例如：

$$MgSO_4+Ca(OH)_2=\!=\!=Mg(OH)_2\downarrow+CaSO_4$$

微溶　　难溶

$$CaSO_4+Na_2CO_3=\!=\!=CaCO_3\downarrow+Na_2SO_4$$

微溶　　难溶

反之，如果反应物是难溶物，生成物是微溶物，则反应不能发生。如：

$$Mg(OH)_2+CaCl_2\neq Ca(OH)_2+MgCl_2$$

难溶　　微溶

④变价元素的化合物，在复分解反应前后价态不变。

$$\overset{+3}{FeCl_3}+3NaOH=\!=\!=\overset{+3}{Fe(OH)_3}\downarrow+3NaCl$$

$$\overset{+2}{FeSO_4}+2NaOH=\!=\!=\overset{+2}{Fe(OH)_2}\downarrow+Na_2SO_4$$

中和反应　酸和碱互相交换成分，生成盐和水的反应。

例如：

$$Cu(OH)_2+2HNO_3=\!=\!=Cu(NO_3)_2+2H_2O$$

反应中OH^-和H^+结合成难电离的H_2O分子，Cu^{2+}和NO_3^-构成$Cu(NO_3)_2$，可见中和反应属于复分解反应。注意以下几点：

①酸和碱不一定都能发生中和反应，如 $Cu(OH)_2$ 和 H_2CO_3 基本上不发生反应。

②生成盐和水的反应不一定都是中和反应，如：

$$SO_2+Ca(OH)_2 = CaSO_3\downarrow+H_2O$$

因为 SO_2 不是酸，所以此反应不能称为中和反应。

③中和反应若进行完全，则生成正盐，若进行不完全，则生成酸式盐或碱式盐，如：

$$Cu(OH)_2+HCl = Cu(OH)Cl+H_2O$$

碱式氯化铜

$$NaOH+H_2SO_4 = NaHSO_4+H_2O$$

硫酸氢钠

④中和与中性不能混淆。酸和碱完全中和，反应后所得的溶液不一定是中性溶液，可以呈中性、酸性或碱性，视盐的组成而定。如：

$$NaOH+HCl = NaCl+H_2O$$

强酸强碱盐

得到中性溶液。

$$NaOH+CH_3COOH = CH_3COONa+H_2O$$

醋酸　　强碱弱酸盐

得到碱性溶液。

$$NH_3\cdot H_2O+HCl = NH_4Cl+H_2O$$

强酸弱碱盐

得到酸性溶液。

中和反应在工农业生产和科学实验中应用广泛，如用它来制造肥皂、精炼石油、改良土壤、洗涤油污等。从广义看，加入某物质使酸或碱的酸性或碱性削弱，也可以叫做中和，如加纯碱（Na_2CO_3，属于盐类）使酸的酸性减弱或消失，也是中和反应。

氧化反应　反应物跟氧发生反应。氧化反应又叫氧化作用或被氧化。例如：

$$2H_2+O_2 \xrightarrow{\text{点燃}} 2H_2O$$

$$2CO+O_2 \xrightarrow{\text{点燃}} 2CO_2$$

反应物 H_2、CO 中氢原子和碳原子分别跟氧分子中的氧原子结合，发生了氧化反应，H_2 和 CO 被氧化。又如：

$$H_2+CuO \xrightarrow{\triangle} H_2O+Cu$$

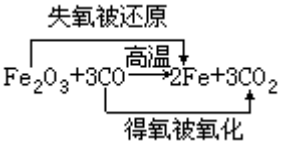
$$CO+CuO \xrightarrow{\triangle} CO_2+Cu$$

反应中 H_2、CO 同样被氧化，只是氧原子来自 CuO 中的化合态氧。氧化反应中被氧化的物质（H_2、CO）在等号的左边，能结合氧，叫还原剂，所以 H_2、CO 是还原剂。具有可以做还原剂的性质，叫还原性，H_2、CO 具有还原性。常见的还原剂有金属单质，如 Mg、Cu、Fe；非金属单质，如 C、S、P 及低价的化合物如 CO 等。还原剂得氧发生氧化反应以后，生成的物质叫氧化产物。如 H_2 发生氧化反应后的产物是 H_2O，CO 的氧化产物是 CO_2 等。物质跟氧发生的氧化反应，分为剧烈氧化和缓慢氧化两类（参看燃烧、缓慢氧化）。

还原反应　含氧化合物里的氧被夺去的反应。又叫被还原。参看氧化反应的例子，O_2 和 CuO 失去氧，发生了还原反应。由于 O_2 和 CuO 在反应中供给其它物质以氧原子，使其它物质（如 H_2、CO）发生氧化反应，所以叫氧化剂。

像 O_2、CuO 这样的物质具有可以做氧化剂的性质叫具有氧化性。氧化反应与还原反应同时发生在同一个化学反应中（参看氧化与还原）。

氧化与还原　分析下列反应



Fe_2O_3 失去氧—被还原—是氧化剂—有氧化性。

CO 得到氧—被氧化—是还原剂—有还原性。

从以上分析中可以看出，同一反应中，两种反应物一种得氧，必然有另一种失氧，即一种反应物被氧化，必然有另一种反应物被还原。所以，氧化与还原必定同时发生，相互依存。像这样一种物质被氧化，同时另一种物质被还原的反应，叫做氧化还原反应。从失氧得氧的观点分析这类反应，是人们对氧化还原反应的初步认识。在这个基础上，人们可以把化学反应分为氧化还原反应和非氧化还原反应两大类。

催化剂　在化学反应里能改变其它物质的化学反应速度，而本身的质量和化学性质在化学反应前后都没有变化的物质，叫催化剂或称触媒。例如：

$$2KClO_3 \xrightarrow[\triangle]{MnO_2} 2KCl+3O_2\uparrow$$

$KClO_3$ 在加热到较高温度时，能够分解放出 O_2，而在较低的温度下不能分解放氧。加入一定量 MnO_2 后，$KClO_3$ 在较低温度时就能够迅速地分解出 O_2，待反应完全以后，将剩余的固体（KCl、MnO_2 混合物）溶解、过滤（KCl、$KClO_3$ 溶于水、MnO_2 难溶于水），洗涤、干燥，得到 MnO_2，测定其质量与化学性质，发现都不改变。MnO_2 本身受热在较低温度时，不能放出 O_2（加热到 535°C时分解放出 O_2），但能改变 $KClO_3$ 的分解速度，做这一反应的催化剂（MnO_2 还有其它用途，如制取氯气时做反应物等）。催化剂改变化学反应速度，包含加速和减慢两层意思。使反应加快的催化剂叫做正催化剂，减慢反应的叫负催化剂（缓化剂或抑制剂）。催化剂对化学反应速度的影响很大，有的可使反应速度加快达几百万倍以上。不同性质的催化剂只能加速某一特定的反应，或某一类型的反应过程，如 MnO_2 不能对所有的化学反应起催化作用，只是对 $KClO_3$、H_2O_2（过氧化氢）的分解反应起催化作用。同一个反应可以使用不同的催化剂，但效果强弱不同，如 NaCl、Fe_2O_3、MgO、CuO、粘土等对 $KClO_3$ 也有催化作用，只是效果比 MnO_2 差。催化剂在现代化学工业中地位极其重要，几乎半数以上的化工生产过程都采用催化剂，以提高生产效率，或使用负催化剂，减慢对人类有害的化学反应。

催化作用　催化剂在化学反应里所起的作用，叫催化作用。（参看催化剂）

燃烧　可燃物跟空气中的氧气发生的剧烈的发光、放热的氧化反应。不同物质燃烧时产生不同的现象，如 H_2、CO 等气态的可燃物，汽油、酒精等易挥发的液态物质，S、P、石蜡等固态物质受热时，能气化成蒸气状态，它们燃烧时都有火焰。有些物质如铁等燃烧只有火花，而没有火焰。乙炔等含碳量高的物质燃烧，供氧不足时产生大量黑烟。同一物质在空气中燃烧的现象

也不相同。如纯净的氢气可产生平静的燃烧；混有一定量氧气的氢气点燃后会发生爆炸。空气中混有可燃性蒸气或粉尘，如汽油、煤粉、面粉、甲烷等，遇火星就能发生爆炸。爆炸是由于急速燃烧发生在有限的空间里，而且燃烧产生大量气体物质受热剧烈膨胀而造成的。若急速燃烧发生在相对很大的空间里，只会发生爆鸣而不致爆炸。燃烧、爆鸣、爆炸都是剧烈的氧化反应，只是条件不同而产生的不同现象（参看燃烧的条件）。没有氧气参加也可以引起燃烧，如 H_2 在 Cl_2 中燃烧、Mg 条在 CO_2 中燃烧等。

燃烧的条件　可燃物跟空气里的氧气发生氧化反应时，是否有燃烧现象决定于可燃物的温度是否达到了着火点。燃烧的剧烈程度决定于可燃物跟氧气的接触面积的大小、氧气充足的程度和可燃物的性质。一般说来，接触面越大，燃烧越迅速；氧气越充足，燃烧越剧烈。

灭火原理　根据燃烧的条件可以导出灭火的原理。灭火的一般方法是将可燃物跟空气隔绝。例如：万一酒精灯的酒精洒在桌面上燃烧起来，应立刻用湿抹布、或砂子盖灭，或用灭火器扑救。衣服着火时，应立刻用湿布压灭火焰。敞口容器中物质着火，可以设法把口盖住，以隔绝空气。灭火的另一种方法是将可燃物的温度降低到着火点以下，一般是用泼水来达到这个目的。在扑救化学火灾时应注意：①能跟水发生剧烈化学反应的物质，如金属钠、钾、钙、镁、铝粉、电石、五氧化二磷、过氧化氢等着火，不能用水扑救，这些物质小范围的燃烧，可以用砂盖灭。②比水轻的有机溶剂如苯、汽油、酒精、乙醚、丙酮等着火，若错用水去扑灭，会扩大燃烧面积，酿成更大的灾害。应用砂土或泡沫灭火器去扑灭。比水重又不溶于水的物质，如 CS_2 等着火，可用水扑灭。日常生活、生产和做化学实验时应注意防火。如做加热或燃烧的实验时，要严格遵守操作规程；使用汽油、酒精等易挥发、易燃物质时，要防止其蒸气逸散，实验之前要认真检查，以保证装置严密不漏气。绝对不能在燃烧的火焰附近添加易燃溶剂。如应绝对禁止向燃着的酒精灯里添加酒精。平时应注意了解灭火器的类型和使用范围，掌握防火灭火的知识。

缓慢氧化　如呼吸、金属锈蚀、食物腐败、农家肥料的腐熟等都属于缓慢氧化的过程。这类氧化进行得很缓慢，不发光，只是缓慢地放热。缓慢氧化可以自发地转变为剧烈氧化——自燃。缓慢氧化放出的热量，可以加以利用。如农业生产上的高温堆肥，以及把未经腐熟的牛粪、马粪、猪厩肥等埋在温室的土层下，使其缓慢氧化，放出的热能使土壤温度升高，从而促进蔬菜的生长、发育。

自燃　物质在缓慢氧化的过程中，产生的热量如果不能及时散失，就会越积越多，引起物质的温度升高，一旦温度达到了这种物质的着火点，不经点火也会引起自发的燃烧。这种由缓慢氧化而引起的自发燃烧叫做自燃。如稻草堆、擦过机器的油棉纱、煤炭等可燃物堆放不合理，空气不流通，缓慢氧化产生的热不能及时散失，就会引起自燃。为防止自燃现象发生，堆放的可燃物要经常翻动，加强通风，以降低温度。

吸热反应　化学反应都伴随着热的吸收或放出。氧化汞分解放出氧气的反应，从开始到结束始终需要加热。如果在实验进行中撤走热源，反应就会停止。这类需要从外界吸收热量方可完成的化学反应叫做吸热反应。有的物质如木炭或铁丝，在氧气里燃烧，开始都需要把反应物预热，然后再放入氧气里，才能发生剧烈反应。预热仅仅是为了引发反应，一旦反应开始就不需要外界再提供热量了。引发反应需要的“热”和反应过程中需“吸收的热”

是两回事，二者不能混淆。

放热反应　化学上把放出热量的化学反应叫做放热反应。例如，镁或硫在氧气里燃烧；当点燃引发反应后，离开热原，反应仍继续进行，并能放出大量的热。可燃物的燃烧就是放热反应。放热反应对于人类的生活和生产具有巨大的意义，人类主要是利用煤、石油、天然气等可燃物的燃烧放热来获得热能的。（参看吸热反应）。

爆炸　粉末或气态的可燃物与空气（或其它具有氧化性的物质）充分混合或大面积地接触，温度达到着火点，便会发生急速燃烧。这种急速燃烧若发生在有限的空间里，则在很短的时间内便会产生并积聚大量的热，导致温度、压强剧烈升高，气态生成物的体积骤然膨胀，从而引起爆炸。氢气与氧气或氯气，以及甲烷、一氧化碳、酒精、汽油的蒸气按一定量的比例与氧气或空气混合，经点燃也会发生爆炸。煤粉、面粉厂以及汽车库、公共汽车内都应“严禁烟火”。这是因为在这些地方的空气里常常混有可燃物质的细小颗粒或蒸气，接触到火星就有发生爆炸的危险。化学上的爆炸都是由于化学反应引起的。（参看爆炸极限），但生活中的爆炸现象并不都是由于化学反应造成的。例如，汽车轮胎充气过多，受热受压引起的“爆炸”就属于物理变化。

爆炸极限　当可燃气体、可燃液体的蒸气（或可燃粉尘）与空气混合并达到一定浓度时，遇到火源就会发生爆炸。这个能够发生爆炸的浓度范围，叫做爆炸极限，通常用可燃气体、蒸气或粉尘在空气中的体积百分比来表示。在“发生爆炸的浓度范围”内，有一个最低的爆炸浓度叫爆炸下限；还有一个最高的爆炸浓度叫爆炸上限。只有在这两个浓度之间，才有爆炸的危险。如果可燃气体、蒸气或粉尘在空气中的浓度低于爆炸下限，遇到明火，既不会爆炸，也不会燃烧；高于爆炸极限，遇到明火，虽然不会爆炸，但接触空气却能燃烧。因为低于爆炸下限时，空气所占的比例很大，可燃物质的浓度不够；高于上限时，则含大量的可燃物质，而空气量却不足。

了解各种可燃气体、蒸气或粉尘的爆炸极限，对于做好防火、防爆工作具有重要的意义。可燃物质危险性的大小，主要取决于爆炸极限幅度的宽窄。幅度越宽，其危险性就越大。例如：乙炔的爆炸极限是 2.5～80%；乙烷的爆炸极限是 3.22～12.45%。两者相比，乙炔的危险性比乙烷大 8.4 倍。因此，在生产和使用这类物质时，就要特别注意防止“跑、冒、滴、漏”，注意设备的密闭性，严防空气进入，同时还要注意安全操作。（参看爆炸）。

易燃物　通常是指在环境温度下即能着火的液体或固体，或是在空气中易挥发、扩散和燃烧的物质。易燃的液体主要是有机溶剂，如乙醇、乙醚、丙酮、二硫化碳、苯、甲苯、汽油等。它们极易挥发或气化，遇到明火即燃烧。易燃的固体，如无机物中的硫磺、红磷、镁粉和铝粉等。此外，还有遇水易燃烧的物质，如金属钾、钠、钙和电石等。因此，易燃物存放时应注意采取低温、通风、远离火种等措施。长期不用时，应将其密封保存，妥善保管。

易爆物　易爆物是指具有猛烈爆炸性的物质。这样的物质当受到高热、摩擦、冲击或与其它物质接触发生作用后能在瞬间发生剧烈反应，产生大量的热和气体，并且由于气体的体积迅速膨胀而引起爆炸。一些强氧化剂如过氧化物（H_2O_2、Na_2O_2、BaO_2等），强氧化性的含氧酸，如高氯酸及强氧化性的含氧酸盐（硝酸盐、氯酸盐、重铬酸盐、高锰酸盐），当受热被撞击或混

入还原性物质时，就可能引起爆炸。因此，存放这些物质时，不能与可燃物或还原性物质放在一起，而且存放处应阴凉通风。

溶质　被溶剂所溶解的物质叫做溶质。溶质可以是气体、固体和液体，如食盐水中的食盐、汽水中的二氧化碳和稀硫酸中的硫酸，都可以称它们为该溶液的溶质。通常溶质的微粒直径小于 10^{-9} 米，在溶液中呈分子或离子状态，它可以透过滤纸和半透膜。

溶剂　能溶解溶质的物质叫溶剂。常见的溶剂为水。其它如酒精、丙酮等均称为有机溶剂。如果溶剂和溶质都是液体时，可以认为量多者为溶剂，量少的物质为溶质，例如 95 份酒精与 5 份水配成的溶液，可以看成是水溶在酒精里，溶剂为酒精，溶质为水。

溶液　溶液是由溶质和溶剂组成。通常是指由一种或一种以上物质，它们以分子或离子状态分散到另一种物质里形成的均一的、稳定的混合物称为溶液。常见的溶液为液态。这里说的“均一”是指溶液中各部分浓稀都一样、性质都相同；“稳定”是指外界条件不变时，溶质和溶剂不会分离，就是不会产生分层或沉淀的现象。“均一”和“稳定”是溶液的主要外观特征。

溶解过程　物质在水里的溶解实际上包含着两种变化的过程：一种是溶质的微粒（分子或离子）在溶剂分子（水溶液中即指水分子）的作用下，克服了相互的作用力，向水里扩散的过程，这是物理变化的过程；另一种是，溶质的微粒（分子或离子）和水分子作用形成水合分子或水合离子的过程，这是化学变化的过程。这两种过程是同时存在的。溶质微粒在溶剂（水）里依靠水合和扩散作用，离开了溶质本体，均匀地扩散到水分子间，从而逐渐溶解。溶质微粒的水合和扩散过程，我们用肉眼是难以观察的，但可以依靠实验来证实。另外溶质微粒在水中扩散时需要吸收热量，使溶液的温度降低。而溶质微粒和水分子结合成水合分子或水合离子时将放出热量，使溶液的温度升高。

一种物质溶解在水里，究竟是温度升高还是降低，取决于溶解过程中两种过程所吸收或放出的热量多少。用 $Q_{吸}$ 代表溶质微粒扩散所吸收的热量，用 $Q_{放}$ 代表溶质微粒水合时放出的热量。若：

$Q_{吸} > Q_{放}$　　溶液温度下降

$Q_{吸} < Q_{放}$　　溶液温度升高

$Q_{吸} \approx Q_{放}$　　溶液温度无明显变化

溶质溶解过程的热量变化，我们可以用仪器测得。

饱和溶液和不饱和溶液　在一定温度下，一定量的溶剂里不能继续溶解某种溶质的溶液，叫做这种溶质的饱和溶液。如还能继续溶解某种溶质的溶液，就叫做这种溶质的不饱和溶液。例如，在一定温度下，有晶体析出后剩余的溶液一定是饱和溶液。如果加入溶剂或者改变温度，原析出的晶体此时又被溶解了，则这时的溶液一定是不饱和溶液。

饱和溶液和不饱和溶液在温度和溶剂量改变时是可以互变的。对大多数饱和溶液来说有如下的变化：

$$\text{饱和溶液} \underset{\text{减少溶剂量或降温}}{\overset{\text{加溶剂或升温}}{\rightleftharpoons}} \text{不饱和溶液}$$

溶解度　物质溶解与否，溶解能力的大小，一方面决定于物质的本性；另一方面也与外界条件如温度、压强、溶剂种类等有关。在相同条件下，有

些物质易于溶解，而有些物质则难于溶解，即不同物质在同一溶剂里溶解能力不同。通常把某一物质溶解在另一物质里的能力称为溶解性。例如，糖易溶于水，而油脂难溶于水，就是它们对水的溶解性不同。溶解度是溶解性的定量表示。

固体物质的溶解度是指在一定的温度下，某物质在 100 克溶剂里达到饱和状态时所溶解的克数。在未注明的情况下，通常溶解度指的是物质在水里的溶解度。如 20℃时，食盐的溶解度是 36 克，氯化钾的溶解度是 34 克。这些数据可以说明 20℃时,食盐和氯化钾在 100 克水里最大的溶解量分别为 36 克和 34 克；也说明在此温度下，食盐在水中比氯化钾的溶解能力强。人们常根据室温（20℃）时溶解度的大小对物质溶解难易进行分类，如下表：

溶解度（克）	＜0.01	0.01－1	1－10	＞10
物质溶解难易的分类	难溶	微溶	可溶	易溶

气体溶解度通常指的是该气体[①]（其压强为 1 标准大气压即 1.01×10^5 帕）在一定温度时溶解在 1 体积水里的体积数。例如，在 0℃时，1 体积水里最多能溶解氧气 0.049 体积，20℃1 标准大气压时，氧气的溶解度是 0.031。所以在 0℃和 20℃时，氧气的溶解度分别 0.049 和 0.031。

悬浊液　固体小颗粒悬浮于液体里所形成的液体混合物。例如，将泥土放入盛水的试管里，振荡之后形成的浑浊液体就是悬浊液。悬浊液的固体小颗粒是一种多分子的集合体，直径一般大于 10^{-7} 米，不能透过滤纸。由于比水重，因而在重力作用下会发生沉降，所以这种液体不稳定。有时农药常配制成悬浊液使用以提高药效，节省药剂。

乳浊液　乳浊液又称乳状液，是由两种不相混的液体经强烈振荡或者在乳化剂的作用下形成的。通常其中一种是水或水溶液，另一种是有机液体，例如油类。这种液体中分散的互不相溶的小液滴是多分子集合体。因而当乳化剂不存在时，也是不稳定的。常见的乳浊液如油井中喷出的原油、牛奶等。许多农药、杀虫剂常配制成乳浊液使用，这样可以提高药效。

温度对溶解度的影响　物质的溶解度与温度有关。温度对不同物质溶解度的影响不同，大多数固体物质的溶解度随着温度的升高而增大。例如，硝酸钾在常压 10℃时溶解度为 20.9 克，50℃时为 85.5 克，100℃时为 246 克。少数物质如氯化钠受温度的影响不大。也有个别物质其溶解度随着温度的升高而减少，例如氢氧化钙（熟石灰）。对于气态物质而言。当压强一定时，溶解度一般随温度的升高而减小；当温度不变时，随着压强的增大，气体的溶解度也增大。（参看固体的溶解度曲线）。

压强对气体溶解度的影响　气体的溶解度除与气体的性质、溶剂种类及温度有关外，还与压强有明显关系。由于气体溶解时其体积变化很大，因而当温度不变时，气体的溶解度随压强增加而增大。例如 20℃1 标准大气压时,氢气在 100 毫升水中的溶解度为 1.82 毫升(已换算成标准状况时的体积，下同）；若压强变为 2 标准大气压时，则氢气的溶解度为 3.64 毫升。

固体的溶解度曲线　由于温度对物质的溶解度有影响,而且不同物质的溶解度受温度的影响不同。因此，可以用纵坐标表示溶解度，横坐标表示温度。在坐标上画出不同物质的溶解度和温度的关系曲线。这种曲线就叫做溶

[①] 非标准状况时的气体体积数要换算成标准状况时的体积。

解度曲线。溶解度曲线上的每个点表示某温度下某溶质的溶解度。溶解度曲线上两条曲线的交点表示在该点所示的温度下，两种物质的溶解度相同。利用溶解度曲线，可以求得物质在不同温度下的溶解度，也可借助溶解度曲线来进行某些物质的提纯和分离。

合金 一种金属与另一种（或几种）金属或非金属经过熔合而得到的具有金属性质的物质。例如，黄铜是铜和锌的合金（含铜 67%、锌 33%）；青铜是铜和锡的合金（含铜 78%、锡 22%）；钢和生铁是铁与非金属碳的合金。故合金可以认为是具有金属特性的多种元素的混合物。合金在硬度、弹性、强度、熔点等许多性能方面都优于纯金属。如：普通的焊锡就是由 67%的锡和 33%的铅组成的合金，其熔点是 180℃，低于铅和锡的熔点（铅熔点是 327℃，锡的熔点是 232℃）。

合金的性质主要决定于它的组成和内部结构。其内部结构与成分金属的性质，各成分用量之比及制备合金时的条件有密切的关系。特别是温度的控制，对结构有很大的影响。如果把合金熔体慢慢冷却，可以得到粗晶粒的合金；如急剧冷却（淬火），则得到细晶粒的合金。后者比前者强度较大，但性质较脆。这种坚硬的合金在机械加工前若先加热，然后慢慢冷却（回火），便可使合金的脆性降低，韧性增加。

一般说来，除密度以外，合金的性质并不是它的各成分金属性质的总和。多数合金的熔点低于组成它的任何一种成分金属的熔点。合金的硬度一般比各成分金属的硬度都大，如在铜里加 1%的铍所生成的合金的硬度，比纯铜大 7 倍。

有些合金与组成它的纯金属在化学性质上也表现出很大的不同，例如铁容易与酸反应，如果在普通钢里加入 25%左右的铬和少量的镍，就不容易跟酸反应了，这种钢称为耐酸钢。

总之，使用不同的原料、改变这些原料用量的比例，控制合金的结晶条件，就可制得具有各种特性的合金。现代的机器制造、飞机制造、化学工业和原子能工业的成就，尤其是火箭、导弹、人造地球卫星、宇宙飞船的制造成功，都与制成了各种优良性能的合金有密切的关系。

物质的结晶 晶体在溶液中形成的过程称为结晶。结晶的方法一般有 2 种：一种是蒸发溶剂法，它适用于温度对溶解度影响不大的物质。沿海地区“晒盐”就是利用的这种方法。另一种是冷却热饱和溶液法。此法适用于温度升高，溶解度也增加的物质。如北方地区的盐湖，夏天温度高，湖面上无晶体出现；每到冬季，气温降低，纯碱（$Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$）、芒硝（$Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$）等物质就从盐湖里析出来。在实验室里为获得较大的完整晶体，常使用缓慢降低温度，减慢结晶速度的方法。

人们不能同时看到物质在溶液中溶解和结晶的宏观现象。但是却同时存在着组成物质微粒在溶液中溶解与结晶的两种可逆的运动：

$$\text{固体物质} \underset{\text{结晶}}{\overset{\text{溶解}}{\rightleftharpoons}} \text{溶液里的溶质}$$

通过改变温度或减少溶剂的办法，可以使某一温度下溶质微粒的结晶速度大于溶解的速度，这样溶质便会从溶液中结晶析出。

结晶水合物 含有结晶水的物质称为结晶水合物。常见的结晶水合物有蓝矾（$CuSO_4 \cdot 5H_2O$）、明矾（$K_2SO_4 \cdot Al_2(SO_4)_3 \cdot 24H_2O$）、绿矾（$FeSO_4 \cdot 7H_2O$）

等。结晶水合物中的水，常以水分子形式存在。在晶体结构中水分子也占有一定的位置，它以一定的比例存在于晶体内。当然也有些结晶水合物中的水是没有一定比例的。如硅酸盐矿石和不溶性的金属氢氧化物。有些无水盐在空气中可吸收水分，从而形成结晶水合物，如无水硫酸铜和氯化钙等。结晶水合物在受热时，易失去结晶水，有显著的吸热效应。有些结晶水合物常发生风化现象。

风化　风化是指在室温和干燥空气里，结晶水合物失去结晶水的现象。例如，日常生活中碱块（$Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$）变成碱面（Na_3CO_3），就是风化现象。加热结晶水合物使它们失去结晶水的现象不叫风化，而叫失水。

由于晶体结构的特点和外界条件的影响，有的晶体只失去一部分结晶水；有的晶体可失去全部结晶水；有的晶体先失去一部分结晶水。再逐渐失去全部结晶水。可见风化并不一定都是失去全部结晶水。因此，有十水合碳酸钠（$Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$）、七水合碳酸钠（$Na_2CO_3 \cdot 7H_2O$）和一水合碳酸钠（$Na_2CO_3 \cdot H_2O$）的存在。

结晶水合物的风化与自然岩石的风化不同，前者是失去结晶水，而后者是指岩石与空气、水、二氧化碳等物质长期作用，发生了复杂的化学反应，造成岩石崩解和破碎的现象。

潮解　某些易溶于水的物质吸收空气中的水蒸气，在晶体表面逐渐形成溶液或全部溶解的现象。例如氯化钙、氯化镁都很容易潮解。容易潮解的某些晶体可用来做干燥剂如 $CaCl_2$、NaOH 等。

晶体的潮解现象与某些固体表面或孔隙里所附着的湿存水不同，例如木屑在阴雨天气里表面及空隙里附着一些水气，就不能说木屑有潮解现象。

结晶　固体物质从溶液里析出晶体的原理，常应用于生产或科研，用以分离可溶性混合物或除去一些可溶性杂质。这种混合物的分离方法叫结晶法。结晶法又可分结晶、重结晶（或称再结晶）和分步结晶等方法。一般地说，将可溶性的粉末状物质经溶解、过滤、蒸发溶剂或冷却热饱和溶液分离出晶体状态的物质叫结晶。从混有少量可溶性杂质的晶体里用多次结晶的方法除去杂质得到纯度较高的物质叫做重结晶。如果把可溶于水的混合物利用各种物质在一种溶剂里溶解度的不同，用结晶方法把它们分离，同时得到两种或几种晶体，这种方法叫做分步结晶法。例如，苦卤的主要成分是 $MgCl_2$、NaCl，其次是 $MgSO_4$，含量较少的是 KCl，工业上利用这四种物质的溶解度不同，采取去水或加水，升温或降温的方法，分别使它们结晶或溶解，从而把比较重要的 KCl 分离出来。

过滤　过滤是把不溶于液体的固体物质跟液体相分离的一种方法。根据混合物中各成分的性质可采用常压过滤、减压过滤或热过滤等不同方法。中学常用的是常压过滤的方法，即用普通玻璃漏斗做过滤器，用滤纸做过滤介质。当将混合物进行过滤时，得到的澄清液体是滤液，留在过滤介质上面的固体颗粒是滤渣（参看漏斗的使用、过滤）。

混合物的分离　在生产和生活中，接触到的很多物质大多是混合物，如石油、粗盐等。化工生产的产品也常混有少量的杂质。为了适应各种不同的需要，常常要把混合物里的几种物质分开，得到较为纯净的物质。这叫做混合物的分离。混合物常用的分离方法有过滤、结晶、重结晶、蒸馏和萃取等（参看过滤、结晶）。

萃取是利用溶质在互不相溶的溶剂里溶解度的不同，以一种溶剂把溶质从另一溶剂里提取出来的方法。例如用四氯化碳萃取碘水中的碘。

溶液的浓度　浓度是用来表示一定量溶液中所含溶质量的多少。由于考虑到工、农业和医药卫生等事业实际应用的方便，对溶质和溶液所采用的单位常常不同，于是表示浓度的方法也就不同。

浓度		符号	实例	数学表达式	适用范围
质量浓度	百分比浓度	%	16%食盐水	浓度（%）$=\frac{\text{溶质（克）}}{\text{溶液（克）}}\times 100\%$	简单方便，常用于工农业。
	百万分比浓度	ppm	10ppm 氯气	浓度（ppm）$=\frac{\text{溶质（毫克）}}{\text{溶液（千克）}}$	常用于极稀溶液，或表示农药、大气或水中杂质的含量。
体积浓度	体积比浓度	1 ： n	1 ： $5H_2SO_4$ 1 ： 3 酒精	溶质：水=1 ： n	配制方便常用于实验室、医药卫生。

质量百分比浓度　溶液的浓度用溶质的质量占全部溶液质量的百分比来表示的，叫做质量百分比浓度（简称百分比浓度），其公式表示如下：

$$\text{百分比浓度（\%）}=\frac{\text{溶质质量（克）}}{\text{溶质质量（克）}+\text{溶剂质量（克）}}\times 100\%$$

或

$$\frac{\text{溶质质量（克）}}{\text{溶液质量}}\times 100\%$$

例如，农村选种常用浓度为16%的食盐溶液，就是每100克的溶液里含有16克食盐和84克的水。由于能从百分比浓度的表中直接看出溶质的多少，使用简明，所以广泛用于工农业中（参看一定百分比浓度溶液的配制）。

体积比浓度　用两种液体体积比表示的溶液浓度，即某种液体的体积数（或浓溶液）与水的体积数之比。例如：1：4 的硫酸溶液，其中“1”指 1 体积的硫酸（一般指浓硫酸），“4”是指 4 体积的水。二者按此体积比混合成的溶液就是 1：4 的硫酸溶液。由于体积比浓度的配制比较简单，所以常用于农药、化肥的稀释。

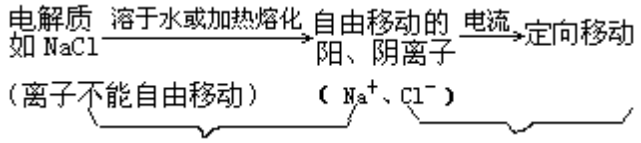
ppm 浓度　用溶质质量占全部溶液质量的百分比来表示的浓度，也称百万分比浓度。按法定计量单位制，1ppm 可表示为 1×10^{-6}，或

$$\text{ppm}=\frac{\text{溶质质量}}{\text{溶液质量}}\times 10^{6}$$

例如，20℃氢氧化钙饱和溶液的百分比浓度为0.164%，即1640ppm。所以说ppm 浓度适用于表示极稀溶液的浓度。例如，表示医药用针剂有效成分的含量，用来表示水质和空气污染物的测定结果等。

溶液的导电性　电解质（如碱、酸、盐）的水溶液都可以导电。这是由于在其中存在着能自由移动的离子。但是，不同电解质在不同条件下形成的溶液，其导电能力会各不相同。溶液的导电能力又称导电性。研究和测量溶液在不同情况下的导电性有着重要的实际意义（参看电解质、电离）。

电解质　溶于水或熔化状态下能够导电的化合物。例如，NaCl、K_2SO_4、NaOH、纯 H_2SO_4 等酸、碱、盐类化合物都是电解质。电解质在溶于水或熔化状态下为什么能导电，这是因为在此条件下能电离出自由移动的离子。这个过程可以简单表示如下：

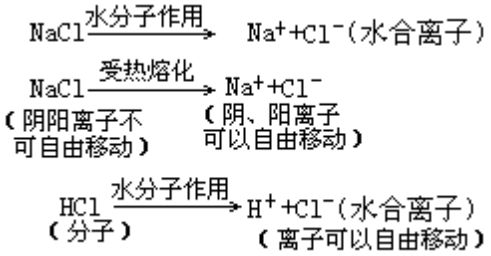


判断某化合物是不是电解质，只凭它导电与否是不全面的，还应该考虑它的结构与性质。例如，硫酸钡（$BaSO_4$），由于它难溶于水（20℃在水中的溶解度为 2.4×10^{-4} 克），在溶液中的离子浓度很小，所以测定其溶液的导电性就比较困难。但是已溶于水的极小部分的 $BaSO_4$ 却是完全电离的（20℃ $BaSO_4$ 饱和溶液的电离度为 97.5%）。因此，$BaSO_4$ 是电解质。铜、银、铁等金属能导电，但它们不是电解质，因为金属与电解质导电的原因不同。

非电解质　溶于水和熔化状态下不能导电的化合物叫非电解质，如蔗糖、酒精等一些有机物（参看电解质）。

电离　电解质溶于水或受热熔化，离解成自由移动离子的过程。

例如：



离子化合物（NaCl、KOH、K_2SO_4 等）和某些共价化合物（共用电子对偏移程度大的如 HCl、H_2SO_4 等）溶于水中或在熔融状态下都能发生电离。要注意：电离是在电解质溶于水或受热熔化时自动发生的。

电离方程式　表示电解质电离的式子，简称电离式。如：

$$MgCl_2 = Mg^{2+} + 2Cl^-$$

$$NaOH = Na^+ + OH^-$$

$$H_2SO_4 = 2H^+ + SO_4^{2-}$$

书写电离方程式时，要注意以下几点：

（1）式子左边书写化学式，表示电解质还未电离时的状态；右边书写离子符号，表示电解质电离产生的离子。

（2）离子所带的电荷数应等于元素或原子团的化合价数。

（3）在电解质溶液中，阳离子所带的正电荷总数等于阴离子所带的负电荷总数。如：

$$H_3PO_4 = H^+ + H_2PO_4^-$$

$$H_2PO_4^- \rightleftharpoons H^+ + HPO_4^{2-}$$
$$HPO_4^{2-} \rightleftharpoons H^+ + PO_4^{3-}$$
$$A_xB_y \rightleftharpoons xA^{n+} + yB^{m-}$$

（4）书写电离方程式必须以事实为依据，不能臆造。酸在水溶液中电离时产生的阳离子全部是氢离子的化合物。酸溶液具有以下 5 点性质：

（1）可以使蓝色石蕊试纸变红；

（2）与碱发生中和反应生成盐和水；

（3）与活泼金属反应生成盐和氢气；

（4）与金属氧化物反应生成盐和水；

（5）与盐反应生成新盐和新酸。

常见的酸都具有腐蚀性。对于酸依据其结构、成分和性质的差别，可以有不同的分类方法：

依构成区分
- 含氧酸—H_2SO_4、HNO_3、H_3PO_4等
- 无氧酸—盐酸（HCl）、氢硫酸（H_2S）等

依电离出H^+离子数目区分
- 一元酸—CHl、HNO_3等
- 二元酸—H_2SO_4、H_2S等
- 多元酸—H_3PO_4等

依电离H^+能力大小区分
- 强酸—CHl、H_2SO_4、HNO_3等
- 中强酸—H_3PO_4等
- 弱酸—H_2CO_3、H_2S等

依常温常压下的状态区分
- 固体酸—H_3BO_3、H_2SiO_3等
- 液体酸—HCl、HNO_3等

依是否具有氧化性区分
- 氧化性酸—H_2SO_4、HNO_3、HClO等
- 非氧化性酸—HCl、CH_3COOH（醋酸）、H_3PO_4等

有时还可以根据物理性质，分为易挥发性的酸，如 HCl、HNO_3 和不易挥发的酸，如 H_2SO_4；受热易分解的酸，如 H_2CO_3，及受热不易分解的酸，如 HCl，等等。

碱　在水溶液中电离时产生的阴离子全部是氢氧根（OH^-）离子的化合物。碱的通性是①一般具有涩味，对皮肤有腐蚀性；②溶液 pH 值大于 7，能使红色石蕊试液变为蓝色，酚酞试液变为红色；③能与酸发生中和反应，生成盐和水；④与某些非金属氧化物反应生成盐和水；⑤与某些可溶性的盐反应生成新盐和新碱。

根据碱在水溶液中电离出氢氧根离子的能力大小，可分为强碱如 NaOH、KOH、$Ba(OH)_2$，和弱碱如 $NH_3 \cdot H_2O$，以及中强碱如 $Ca(OH)_2$ 等。根据碱在水

中溶解性的大小，可分为可溶性碱如 NaOH、KOH 等，难溶性碱如 $Ca(OH)_2$、$Fe(OH)_3$ 等及微溶性碱如 $Ca(OH)_2$ 等。

盐　由金属离子（或铵根离子 NH_4^+）与酸根离子组成的化合物。例如，NaCl、NH_4NO_3 等。大部分盐类是离子化合物，属于强电解质。少数盐如醋酸铅、氯化汞等为弱电解质。盐类在水中的溶解性不同，差别很大。一般说来，钾盐、钠盐和硝酸盐都易溶于水，而碳酸盐、磷酸盐、氢硫酸盐（硫化物）大多不溶于水。盐可以跟某些金属发生置换反应，生成另一种盐和金属（参看置换反应）；盐还可以与酸、碱或其它种类的盐发生复分解反应，生成新的酸、碱和盐（参看复分解反应）。

根据盐的组成和结构的不同，一般有如下的分类：

（1）根据盐组成中是否含有酸式酸根或氢氧根，可分为正盐、酸式盐和碱式盐。

正盐：组成中不含酸式酸根或氢氧根的盐，如 NaCl、Na_2CO_3、KNO_3 等。

酸式盐：组成中含酸式酸根的盐，如 $NaHCO_3$、$KHSO_4$、$Ca(H_2PO_4)_2$ 等。

碱式盐：组成中含氢氧根的盐，如 $Mg(OH)Cl$、$Cu_2(OH)_2CO_3$ 等。

（2）按盐组成中的阳离子或阴离子的名称而定名的，如：

钠盐：NaCl、Na_2CO_3、Na_2SO_4、Na_2S 等。

钾盐：K_2CO_3、KNO_3、KCl 等。

硫酸盐：$CuSO_4$、K_2SO_4、$(NH_4)_2SO_4$ 等。

碳酸盐：Na_2CO_3、K_2CO_3、$(NH_4)_2CO_3$ 等。

（3）多种阳离子与一种酸根离子组成的盐叫做复盐。如 $KAl(SO_4)_2$ 等。

氧化物　氧与另一种元素组成的化合物。绝大多数元素都能与氧形成氧化物，通常分为如下几类：

（1）金属氧化物（如 CaO、MgO 等）和非金属氧化物（如 CO_2、SiO_2、SO_2 等）。

（2）碱性氧化物（如 Na_2O、CaO 等）、酸性氧化物（如 SO_2、P_2O_5 等）和两性氧化物（如 Al_2O_3、ZnO 等）。

酸性氧化物　能与碱反应生成盐和水的氧化物，由于它们具有类似酸的物质，因此叫做酸性氧化物。例如：

$$CO_2+2NaOH=Na_2CO_3+H_2O$$

$$SO_3+Ca(OH)_2=CaSO_4+H_2O$$

酸性氧化物大都能够直接跟水化合而生成酸，如：

$$SO_3+H_2O=H_2SO_4$$

$$CO_2+H_2O=H_2CO_3$$

SiO_2 是酸性氧化物但不能直接跟水反应生成酸。酸性氧化物可以跟碱性氧化物在一定条件下反应生成含氧酸的盐。如：

$$SiO_2+CaO \xlongequal{\text{高温}} CaSiO_3$$

这一反应在炼铁高炉和玻璃熔炉中进行，在生产上颇有意义。

两性氧化物　既可以跟酸反应生成盐和水，又可以跟碱反应生成盐和水的氧化物。如 ZnO、Al_2O_3 等。

$$ZnO+2HCl=ZnCl_2+H_2O$$

$$ZnO+2NaOH=Na_2ZnO_2+H_2O$$

（锌酸钠）

$$Al_2O_3+6HCl=2AlCl_3+3H_2O$$

$$Al_2O_3+2NaOH=2NaAlO_2+H_2O$$

（偏铝酸钠）

两性氧化物跟碱的反应，一般是指跟强碱的反应，跟弱碱不反应。

酸酐　含氧酸失去水以后的生成物。有时也把酸性氧化物叫做酸酐。

如：$H_2SO_4 \xrightarrow{\triangle} SO_3+H_2O$

$H2CO3 \xrightarrow{\triangle} CO_2+H_2O$

SO_3为H_2SO_4的酸酐，CO_2为H_2CO_3的酸酐。其它如：N_2O_5、SO_2、P_2O_5、SiO_2分别为HNO_3、H_2SO_3、H_3PO_4、H_2SiO_3的酸酐。学习时需要注意：酸酐中除氧元素以外的另一种元素的化合价必须与酸中该元素的化合价相同。例如：HNO_3中氮的化合价为+5，其相应的酸酐一定是N_2O_5，而不是NO_2，因为NO_2中N的化合价为+4，N_2O_5中氮的化合价才是+5。

碱性氧化物　能够跟酸反应生成盐和水的氧化物。例如：

$$MgO+H_2SO_4=MgSO_4+H_2O$$

$$CuO+2HCl=CuCl_2+H_2O$$

像Li_2O、Na_2O、CaO、K_2O等活泼金属的氧化物能够直接跟水化合生成碱。

如：$Na_2O+H_2O=2NaOH$

$CaO+H_2O=Ca(OH)_2$

$K_2O+2H_2O=2KOH$

有些金属氧化物如CuO、Fe_2O_3、Al_2O_3、ZnO等不能跟水直接化合生成相应的碱。

碱性氧化物与酸性氧化物在一定条件下可以反应生成盐，如：

$$MgO+SO_3 \xrightarrow{\triangle} MgSO_4$$

金属活动性顺序　表明金属在水溶液中作为还原剂时，其活动性由强到弱的顺序，也就是金属单质在水溶液中失去电子的能力由强到弱的顺序。

K Ca Na Mg Al Zn Fe Sn Pb H Cu Hg Ag Pt Au

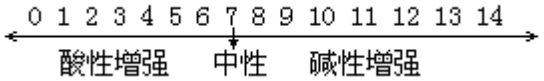
金属活动性（金属原子失去电子的能力）由强渐弱

在19世纪初期和中期，科学家曾根据金属跟稀酸或水反应剧烈的程度，排出过金属活动性顺序，并做过活动性强的金属从不活泼金属的盐溶液中将不活泼金属元素置换出来的实验。今天排定的这个表，是根据现代理论修订过的。其中“H”虽不是金属，但从得失电子的角度上看，可作为对比物。排在“H”前面的金属，对“H”是相对活动的，它们可置换酸中的氢。排在“H”后面的金属，活动性相对小一些，不能置换酸中的氢。金属活动性顺序表还表明，排在前面的金属能从排在后面的金属盐溶液中将金属置换出来（参看置换反应）。

酸碱度　溶液酸性、碱性强弱的程度，简称酸碱度。溶液的酸碱度常用pH值表示。通常用石蕊、酚酞等指示剂检验酸碱溶液，但只能检验溶液的酸、

碱性，而不能确切地表示溶液酸、碱性强弱的程度（参看 pH 值）。

pH 值　溶液的酸、碱性可用氢离子浓度（记作[H^+]）表示，但稀溶液中[H^+]少，计算不便。因此，化学上采用氢离子浓度（[H^+]）的负对数来表示，叫做 pH 值，即 pH=-lg[H^+]。pH 值的范围通常在 0—14 之间。



pH=0　表示酸度较强

pH=7　表示溶液呈中性

pH＜7　表示溶液呈酸性

pH＞7　表示溶液呈碱性

pH 值与[H^+]的关系是：

pH 值越小，[H^+]越大，酸的强度也越高；

pH 值越大，[H^+]越小，酸的强度也越低。

pH 值减小一个单位，相当于[H^+]增大 10 倍；pH 值增大一个单位，相当于[H^+]减小至原来的 1/10。

测定 pH 值最简便的方法是使用 pH 试纸。即把待测溶液滴在 pH 试纸上，然后把试纸显示的颜色跟标准比色卡对照。这样便可知道溶液的 pH 值。如果要精确地测定溶液的 pH 值，可以采用测量 pH 值的仪器（参看酸碱指示剂、pH 试纸的使用）。

有机化合物　含碳元素的化合物（碳的氧化物、碳酸盐、碳化物除外），简称有机物。“有机物”的原意是来自生物体的物质。因为早期发现的有机物都是从生物体内分离出来的。随着化学合成方法和技术的发展，“有机物”这一名词已失去了原来的含义。

有机物的种类很多，已超过一千万种（1990 年）。其主要特点是①熔点较低，一般在 300℃以下；②属非电解质；③大多数易燃，受热易分解；④多数难溶于水、易溶于乙醇、乙醚、丙酮、苯和汽油等有机溶剂；⑤反应时副反应多，产物往往是多种物质的混合物。

最简单的有机物如甲烷（CH_4），常见的有机物如乙烯、乙炔、乙醇（酒精）、乙酸（醋酸）、乙醚、丙酮；天然高分子有机物如蛋白质、脂肪、纤维素；合成的有机物如：塑料、合成纤维及合成橡胶等。

无机化合物　简称无机物。一般指除碳以外的各种元素的化合物（也包括少数的含碳氧化物及碳酸盐等）。目前已发现的无机物约有 20 万种。通常分为酸、碱、盐、氧化物以及各种金属和非金属单质。

标准状况和通常状况　标准状况是指温度为 0℃,压强为 1.01×10^5 帕的状况。通常状况是指室温（20℃左右）和 1.01×10^5 帕大气压强下的状况。

二、元素化合物知识

空气的成分 空气是具有一定组成的气体混合物，包围在地球周围，其密度随高度的增加按指数律减少，离地面越高，空气越稀薄，逐渐向星际空间过渡。总质量约为 5.3×10^{18} 千克，其中 99.999%集中在离地面 80 千米以下。由于大气的运动和地球表面的性质不同（如海洋、沙漠等），空气的成分存在着地区性差异，但垂直方向的变化比水平方向变化要大得多。大约在 85 千米以下的大气层称均质层，其中氮气（N_2）、氧气（O_2）、稀有气体是基本不变的成分，它们各自所占的体积在各高度上基本相同。二氧化碳（CO_2）、臭氧（O_3）、水蒸气（H_2O）和其它一些污染性气体〔如硫化氢（H_2S）、二氧化氮（NO_2）、一氧化氮（NO）、一氧化碳（CO）、氨（NH_3）等〕是可变气体，受地区、气候、森林覆盖面积和工业发展状况等因素的影响，其成分发生着不同的变化。除气体成分外，空气中悬浮着灰尘、烟尘、雾等，这些颗粒物质受地区、天气条件的影响更大。均质层中干洁空气的平均分子量为 28.96，其主要成分如下表，其它气体含量微少。

成分	氮气（N_2）	氧气（O_2）	氩气（Ar）	二氧化碳（CO_2）
含量（体积%）	78.084	20.948	0.934	0.033

随着工业的发展和化石燃料耗量的增加，二氧化碳和其它污染性气体的含量将日渐增多。

早在 17 世纪中叶以前，人们对空气的认识还是模糊的。空气成分的发现经历了漫长的过程（参看氮的发现、氧气的发现、稀有气体的发现）。

空气现在的成分是长期以来自然界各种变化长期作用的结果。原始的大气是以二氧化碳、一氧化碳、氮气、氢气为主的，绿色植物出现以后，由于光合作用，才形成以氮气和氧气为主的现代空气。

氮气 常压下为无色、无臭、无味的气体。熔点-209.86℃，沸点-195.8℃。0℃、1 标准大气压下气体密度为 1.25 克/升，微溶于水。它是空气的主要成分，占空气体积的 78%。氮气在自然界存在着以下循环过程：一些豆科作物的根瘤菌把空气中的氮转化为氮的化合物，被作物吸收后形成蛋白质；闪电使氮气和氧气反应，被雨水带入土壤形成含氮的化合物；合成氨工业将氮气和氢气制成氨气；这些都使氮得到固定。植物从土壤中吸收氮肥转化为蛋白质，动物食用植物又转化为动物蛋白质，动植物腐烂分解和土壤中的反硝化细菌又使氮释放到空气中去。氮气在空气中的浓度基本不变就是上述循环平衡的结果。空气是氮气的主要来源，工业上大量制取氮气的方法是液态空气分馏法。基本做法是：将空气深度冷冻，使之液化，然后精馏分离，先得到液氧，然后可得到 98%以上的液氮。将氮气以 150 大气压的压力装入钢瓶运输使用，大量使用时可通过管道输送。氮气的化学性质不活泼，高温下可与氧气反应；在高温、高压和催化剂作用下与氢化合；高温下还能和一些金属形成氮化物。点燃镁条时冒出的白烟，就是氮气与镁作用的结果。氮气主要用于合成氨，进而制成各种氮肥。还可制备氮化物、氰化物、硝酸及硝酸盐等。利用氮气的不活泼性，可用做保护性气体，如充填灯泡和特殊要求的车辆轮胎，食品防腐，焊接防氧化等。还可用于塑料橡胶中的发泡剂。液

氮可作冷冻剂。

稀有气体 氦（He）、氖（Ne）、氩（Ar）、氪（Kr）、氙（Xe）、氡（Rn）6 种气体因为在空气中含量极少，又都是气体，故称稀有气体，属周期表中零族元素。它们都是无色、无臭、无味的气体，微溶于水。最外层电子数目除氦为 2 个外，其余都是 8 个，通常称这种结构为 8 电子稳定结构，各电子层都排满了电子，各原子之间不能形成化学键，因而气体分子是由单原子构成的，熔点和沸点都很低，化学性质不活泼，故过去又称之为惰性气体。自 1962 年首次合成稀有气体化合物以来，至今不过几百种，主要是氙的化合物及氪的化合物、氡的化合物，氦、氖、氩至今尚未合成出化合物。除氡以外，都可以采用深度冷冻法由空气分离制得；氦还可以由天然气深度冷冻提取出来；由核反应堆裂变气中可以提取氩、氙；氡可以从镭盐中提取。稀有气体性质独特，用途广泛。五光十色的霓虹灯就是在灯管里通入稀有气体制成的。灯管里通入氩气，通电时发出紫蓝色光；充入氦气发出粉红色光；充入氖气发出红光。氖光灯的红光能穿透浓雾，一般用来做航空、航海的指示灯。在石英玻璃管中充入氙气，通电后发出的光比荧光灯强几万倍，称为“人造小太阳”，可用来做体育场、飞机场和照明灯。用氦气灌装气球、气艇，比用氢气安全；氦气还用于航天器的液体推进剂的加压气体。液氦是最冷的物质，可用做低温源。氦-氧混合气用于潜水作业，可避免潜水病。氦-氖可用于气体激光器。氩-氢弧能达到 10000℃的高温，可切割高镍钢合金。

空气污染 又称大气污染。是指大气中污染物的浓度达到了有害程度的现象。大气中污染物主要有硫化物（如 SO_2、H_2S）、氮的氧化物（如 NO、NO_2）、碳的氧化物（如 CO、CO_2）、碳氢化合物、放射性物质、粉尘、烟尘等。另外碳氢化合物和氮氧化合物受太阳光紫外线照射，产生光化学烟雾，为二次污染物，其危害性更严重。大气污染对人体有直接影响，成年人每天需要十几公斤空气，长期吸入受低浓度污染物侵袭的空气，可造成体质下降，导致某些慢性疾病的发生。严重污染的空气进入人体，可导致呼吸道、心血管、神经系统等疾病，甚至发生急性中毒或死亡。如果空气污染超过植物的忍耐限度，会使植物的细胞和组织器官受到伤害，生理功能和生长发育受阻，品质变坏，种群消失。对农作物的直接影响是产量下降，甚至颗粒不收。大气污染还能加重对金属的腐蚀，侵蚀建筑材料，损坏艺术品，加速有机材料的老化，粉尘等颗粒物质使高压输电线短路等。二氧化碳浓度增大，吸收地面的热辐射，使大气温度升高，引起气候变暖，这种现象被称为“温室效应”。大气污染物还会随雨水造成水污染和土壤污染。

防治空气污染 空气是地球上一切生物赖以生存的重要物质条件之一。当前空气污染已经是地区性全球性的问题，只有从整个区域大气污染状况出发，统一规划并综合运用各种防治措施，才可能有效地控制空气污染。燃烧过程产生的有害物质是大气中的主要污染物，通过改变燃料组成和能源结构，改进燃烧装置和技术，安装消烟除尘装置，发展集中供热和区域采暖，可以改善局部地区的大气污染。对工业生产中的有害气体，可采用吸收、吸附、催化转化等方法消除。工业粉尘可采用除尘和集尘技术和装置除掉。在机动车上安装催化净化装置可以减少有害气体的排放。还要大力发展绿化，植物具有美化环境、调节气候、截留粉尘、吸收大气中有害气体的功能。大面积的绿地，可以长时间地、连续地净化空气。

氧气的物理性质 通常状况下，氧气为无色、无臭、无味的气体。熔点

-218.4℃；沸点-182.96℃。在标准状况下（0℃，大气压强为 1.013×10^5 帕）气体密度为 1.429 克/升，比空气略重。微溶于水，0℃氧气压强为 1.013×10^5 帕时，1 升水能溶解 49 毫升的氧气，这是水中生物生存的保证。在大气压强为 1.013×10^5 帕时，降低气体温度，到沸点时，开始变为淡蓝色液体，称为“液氧”，在熔点时“液氧”变成雪花状的淡蓝色固体。

氧气的化学性质 氧气的化学性质比较活泼，除某些稀有气体外的所有化学元素都能与氧气在一定条件下直接或间接地化合，生成相应的氧化物。在日常生活中的很多现象，如铁生锈；铝制品表面致密氧化膜的形成；以及发生在动物体内的呼吸作用都是常温下这些物质与氧气作用的结果。

$4Fe+3O_2 \xrightarrow{\text{潮湿的空气}} 2Fe_2O_3$[①]

$4Al+3O_2 = 2Al_2O_3$

$C_6H_{12}O_6+6O_2=6CO_2+6H_2O$

在点燃或加热的条件下，氧气可以和某些金属单质反应，生成相应的金属氧化物。

$$3Fe+2O_2 \xrightarrow{\text{点燃}} Fe_3O_4$$

$$2Mg+O_2 \xrightarrow{\text{点燃}} 2MgO$$

还可以和某些非金属单质反应，生成相应的非金属氧化物。

$$C+O_2 \xrightarrow{\text{点燃}} CO2$$

$$2C+O_2\text{（不足）} \xrightarrow{\text{点燃}} 2CO$$

$$S+O_2 \xrightarrow{\text{点燃}} SO_2$$

$$4P+5O_2 \xrightarrow{\text{点燃}} 2P_2O_5$$

$$Si+O_2 \xrightarrow{\text{高温}} SiO_2$$

氧气和某些可燃性气体在常温下反应极慢（如 O_2 和 H_2 的混合气体可以几年不反应），但这类混合气体一经点燃则会发生猛烈爆炸。

$2H_2+O_2 \xrightarrow{\text{点燃}} 2H_2O$（氢氧爆鸣气）

$CH_4+2O_2 \xrightarrow{\text{点燃}} CO_2+2H_2O$（天然气爆炸）

乙炔（C_2H_2 俗名电石气）在氧气里燃烧的火焰——氧炔焰温度可达 3000℃，可以用来焊接（“气焊”）或割断金属（“气割”）。

$$2C_2H_2+5O_2 \xrightarrow{\text{点燃}} 4CO_2+2H_2O$$

（参看氧气的用途）

氧气的用途 氧气是动植物维持生命和燃烧过程必需的气体，人类和动物的生存依赖氧气。危重病人要进行输氧抢救、空间技术、潜水和登山活动都需用氧气。除此之外，氧气在化工、冶金和航空技术上具有广泛用途。①在化学工业中是一种重要的氧化剂，用于水煤气的生产，炔类的部分氧化等。②炼钢时吹入高纯氧，可去除碳、硫、磷等杂质，加快冶炼速度，提高钢产量和质量。③和乙炔或氢气一起获得高温火焰，用以切割和焊接金属。④液氧是现代火箭推进剂的一种氧化剂，还可制液氧炸药用于采矿爆破。⑤在环境保护中用于污水的生物化学处理。

氧气的实验室制法 将某些含氧化合物加热分解是实验室制取氧气的

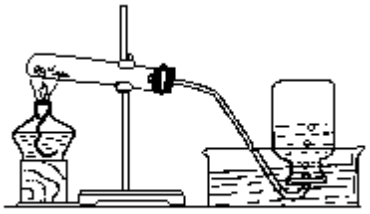
---

① 铁锈的主要成分是 Fe2O3·xH2O。

主要方法。常用的含氧化合物为氯酸钾或高锰酸钾。用高锰酸钾制氧气的方法简便、安全，但是原料的价格较高，利用率低，高锰酸钾分解时化合态的氧元素没有全部转化成游离态的氧元素（即氧气）：

$$2KMnO_4 \xrightarrow{\triangle} K_2MnO_4 + MnO_2 + O_2\uparrow \quad ①$$

用氯酸钾分解制氧气，如果单独加热氯酸钾，到 356°C才熔化，400°C才开始缓慢分解放出氧气。为了加快氯酸钾的分解速度和降低分解温度，常常需要加入二氧化锰作催化剂：



制取氧气的装置

$$2KClO_3 \xrightarrow[\triangle]{MnO_2} 2KCl + 3O_2\uparrow \quad ②$$

当实验室用氯酸钾制氧气而没有二氧化锰时，可用少量的高锰酸钾代替。在反应中高锰酸钾分解产物二氧化锰（见化学方程式①）可以在氯酸钾的分解反应中（见化学方程式②）起催化剂作用。实验室制取氧气的装置如图。由于氧气不易溶于水，可用排水法收集；由于氧气的密度大于空气，可用向上排气法收集。验满的方法是：将带火星的木条接近集气瓶口，若木条复燃，证明集气瓶里已充满氧气。

另外，在实验室还可用其它化学反应制取氧气，如过氧化氢分解：

$$2H_2O_2 \xrightarrow{MnO_2} 2H_2O + O_2\uparrow$$

过氧化钠（Na_2O_2）与水反应也可得到 O_2。过氧化钠等过氧化物是市场上“氧立得”中产生氧气的主要物质。

氧气的工业制法　工业上大规模生产氧气广泛采用液态空气分馏法。首先使空气通过过滤器除去尘埃等固体杂质，进入压缩机压缩，再经过分子筛净化器除去水蒸气和二氧化碳等杂质气体。在这里分子筛可使氮气、氧气等较小分子通过，起到筛选分子的作用。然后进行冷却、降压，当温度降至－170°C左右时，空气开始部分液化进入精馏塔，根据空气中各气体的不同沸点进行分馏。液态氧的沸点比液态氮的沸点高，两者相比液氮更易气化。经多步分馏可以得到 99%以上的纯氧，同时得到氮气和提取稀有气体的原料。这种方法工艺复杂。如果需用纯度不高的氧气，可用分子筛吸附法分离空气，制得氧气。特定的分子筛对氮的吸附能力比氧大，当空气通过分子筛床后，流出的气体含氧量较高，经多次吸附可得含氧 70～80%的气体。这种方法是常温操作，循环周期短，易于实现自动化。另外，如需高纯度氧气，可采用电解水法生产，此法成本高，只适于小型生产。从空气中分离出的氧气，一般是加压贮存在天蓝色的钢瓶中，以供工业、医疗或其它方面使用。

水的物理性质　纯净的水是无色、无味的透明液体。在 1 标准大气压下，水的凝固点（熔点）为 0.00°C，沸点为 100.00°C。水的密度比较特殊，在 0°C～4°C之间随着温度的升高密度不是减小而是增大，0°C时为 0.999841 克/厘米^3，到 4°C时达到最大值为 1.000000 克/厘米^3，4°C以后和一般物质一样随温度升高而逐渐减小(20°C为 0.998203 克/厘米^3；100°C时为 0.958354

克/厘米^3）。水的这一性质使其广泛用于住宅的采暖，散热后的冷水密度大，可以对热源处的热水形成压力，形成自动循环。0℃冰的密度为 0.91671 克/厘米^3，比同温度水的密度还小，因而水结冰时体积膨胀，这种膨胀力很大，可以冻裂水管和汽车发动机水箱，这就是冬天的夜晚汽车要放掉冷却水的原因。在河水或湖水中，结成的冰浮在水面上，可使冰下的水温处于比较稳定状态，保证了水中生物的生存。水的这种密度特性是水分子的排列结构造成的。冰的结构中，每个水分子皆以四面体顶角的方向被另外四个水分子所包围，形成一种很不紧凑的架状结构，因此冰的密度较小。冰熔化时，这种结构被拆散，水分子趋于密集，使水的密度增大。4℃后，随温度的升高，水分子振动加剧，水分子间距离增大，水的密度变小。水的这些性质是使用高纯水测定的，天然水中或多或少地含有某些杂质，其性质和高纯水比较会略有差异。

水的组成　水是由氢元素和氧元素组成的，这一结论可由电解水的实验证明。用铂电极在水中（为了增强导电性可加入少量稀硫酸）通入直流电，用试管以排水法收集两电极产生的气体，可见与电源负极相连的试管内气体体积大，与电源正极相连的试管内气体体积小。其体积比约为 2∶1。体积较大的气体能燃烧，是氢气；体积较小的气体可使带火星的木条复燃，是氧气。根据电解水得到的氢气、氧气体积比为 2∶1 的实验事实，可推导出水的化学式，推导过程如下：

$$2H_2O \xrightarrow{\text{通电}} 2H_2\uparrow + O_2\uparrow$$

体积比：　2 ： 1

质量比：2×0.09 克/升　1×1.429 克/升

　　＝0.18　　＝1.429

化 简：　1　：　8

原子个数比：$\frac{1}{1}：\frac{8}{16}=2：1$

经实验测定水的式量为 18，所以水的化学式为 H_2O，由此证明，每个水分子是由两个氢原子和一个氧原子构成的。

在古代，人们一直把水看成是构成宇宙万物的基本物质原素之一，虽然人类为了生存很早就对河水、雨水等进行了观察研究，但一直到 1783 年英国化学家卡文迪许把氢气和氧气放在一玻璃球里，通电合成了水，才推翻了水是化学元素的说法。

水和人类的关系　水对人类的生存和人类社会发展具有重要的意义。水是生命产生、存在、发展繁殖的基本前提。地球上现有约 13.9 亿立方公里的水，以液态、固态和气态分布于地面、地下和大气中，其中地面水形成了河流、湖泊、沼泽、海洋、冰川、积雪等水体。人体中含水量平均占人体重的 60%以上，某些蔬菜的含量达 90%以上。水是生物体维持新陈代谢的一种介质。

水是一种宝贵的自然资源。农业上灌溉田地，保证人类食物的来源；工业生产上作为原料用水，产品处理用水，加热和冷却用水，洗涤用水等，具有多方面用途。水运是现代世界主要的运输形式之一。水力发电使人类得到大量的能源；从河、湖、海洋中还可以获取大量的动植物和提取重要的矿物原料。当然，洪水泛滥也会对人们生活生产造成严重危害。

随着世界经济的发展和人口的增长，水资源已日趋短缺。虽然地球上的总水量很大，但是淡水资源却不充足。便于取用的淡水仅占地球总水量的 0.2%左右，而且分布不均匀。因此水短缺可能会造成深刻的社会危机。长期以来人类兴建了大量的水利工程，加强对水的开发利用，防治水害，充分发挥水资源的综合效益。同时，水的污染和防治问题，也日益受到世界各国的重视。

水的污染　天然水包括河流、湖泊、海洋和地下水，这些水通常是不纯净的。来源不同的水其感官状态、化学成分、物理化学性能及水中生物组成也都不同。这些不属于水的污染。人类活动排放的污染物使水的物理、化学性质或生物组成发生变化，降低了水的使用价值，这种现象称为水的污染。例如：①生活污水、饲养场污水、医院污水常含有各种病原体，造成的水污染可引起痢疾、伤寒、霍乱、肝炎、血吸虫等多种疾病。②生活污水、食品加工和造纸等工业废水中含有可被微生物分解的有机物质，分解过程中消耗氧气，造成水中溶解的氧减少，影响鱼类和水生生物生长；水中溶解氧耗尽后，还会产生硫化氢等有毒气体。③某些工业废水中含有较多的氮、磷等植物所需的营养物质，排入湖泊、河口等水流缓慢的水里，会引起藻类和浮游生物迅速繁殖，使水中溶解氧下降，水质恶化，使鱼类和其它生物大量死亡。④化工厂、电镀厂等排放的废水中常含有铬、汞、铅、镉、砷、氰化物、酚类及苯类化合物和一些酸、碱、盐等化学污染物，在日本水污染引起的有机汞中毒和镉中毒，曾造成震惊世界的“水俣病”（1）和“骨痛病”。苯和酚类化合物还有致癌作用。⑤石油及其制品对海洋的污染已成为世界性的严重问题，飘浮在水面上的油膜，隔绝了大气与海水的气液交换，导致海水缺氧，影响海洋绿色植物的光合作用；石油沾污在海洋动物皮毛和海鸟羽毛上，使其丧失活动能力；石油粘附在鱼鳃上，可使鱼窒息死亡。

防治水污染　水是与人类息息相关的宝贵资源，防治水污染已成为人们日益关心的重大问题。在防治水污染方面应注意：①加强水资源的管理我国 1984 年和 1988 年分别颁布了《水污染防治法》和《中华人民共和国水法》，使我国在开发利用水资源和防治水污染方面走上了以法治水的新阶段。②提高水的利用率工业用水中一般冷却用水占 70%以上，有的炼油厂冷却用水占 90%以上，将这部分水和污水分开，循环使用，将大大减少水的污染，便于净化处理。③减少和限制有毒废水的排放工业要改革工艺，开展综合利用。废水的排放量和排放浓度要符合规定的标准。④加强污水的净化处理污水净化是把废水中的有毒、有害的物质分离出去，或者将其转化为无毒、无害物质。根据所贪污染物种类的不同，污水的净化方法有物理处理法、化学处理法和生物处理法，实际工作中这几种方法常常综合使用。根据处理后水质的情况，可用于农田灌溉，工业冷却用水和洗涤用水等。

氢气的物理性质　在通常情况下，氢气是一种无色、无臭、无味的气体，熔点-259.14℃，沸点-252.8℃。在标准状况下（0℃，大气压强为 1.013×10^5 帕），气体的密度为 0.0899 克/升，跟同体积的空气相比，约为空气质量的 1/14，是最轻的气体。难溶于水，0℃、氢气压强为 1.013×10^5 帕时，1 体积水中能溶解 0.0214 体积的氢气。在大气压强为 1.013×10^5 帕，温度为-252.8℃时，氢气变成无色液体。在 -259.14℃时，能变为雪状固体。液态氢通常称为“液氢”，有超导性质。

氢气的化学性质　在常温下，氢气的化学性质是稳定的。在点燃或加热

的条件下，氢气很容易和多种物质发生化学反应。纯净的氢气在点燃时，可安静燃烧，发出淡蓝色火焰，放出热量，有水生成。若在火焰上罩一干冷的烧杯，可在烧杯壁上见到水珠。

$$2H_2+O_2 \xlongequal{\text{点燃}} 2H_2O$$

把点燃氢气的导管伸入盛满氯气的集气瓶中，氢气继续燃烧，发出苍白色火焰，放出热量，生成无色有刺激性气味的气体。该气体遇空气中的水蒸气呈雾状，溶于水得盐酸。

$$H_2+Cl_2 \xlongequal{\text{点燃}} 2HCl$$

氢气不但能在氧气里燃烧，而且也能在氯气里燃烧，可见氢气具有可燃性。注意，在点燃氢气之前，一定要先检验氢气的纯度，因为不纯的氢气点燃时可能发生爆炸。实验测定，氢气中混入空气，在体积百分比为 H_2 :空气=74.2：25.8～4：96 的范围内，点燃时都会发生爆炸①。氢气不但能跟氧单质反应，也能跟某些化合物里的氧发生反应。例如：将氢气通过灼热的氧化铜，可得到红色的金属铜，同时有水生成。

$$H_2+CuO \xlongequal{\triangle} Cu+H_2O$$

在这个反应里，氢气夺取了氧化铜中的氧，生成了水；氧化铜失去了氧，被还原成红色的铜，证明，氢气具有还原性，是很好的还原剂，氢气还可以还原其它一些金属氧化物，如三氧化钨（WO_3）、 ；四氧化三铁（Fe_3O_4）、氧化铅（PbO）、氧化锌（ZnO）等。

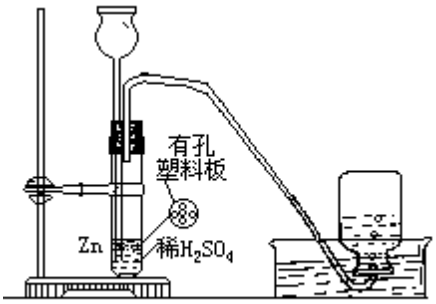
氢气的用途　氢气是最轻的气体，最常见的用途是充填氢气球和氢气飞艇。其实氢气还是重要的化工原料。如：氢气和氮气在高温、高压、催化剂存在下可直接合成氨气，目前，全世界生产的氢气约有 2/3 用于合成氨工业。在石油工业上许多工艺过程需用氢气，如加氢裂化、加氢精制、加氢脱硫、催化加氢等。氢气在氯气中燃烧生成氯化氢，用水吸收得到重要的化工原料——盐酸。氢气在氧气中燃烧的火焰——氢氧焰可达 3000°C高温，可用于熔融和切割金属。氢气和一氧化碳的合成气，净化后经加压和催化可以合成甲醇。在食品工业上，氢气用于动植物油脂的硬化，制人造奶油和脆化奶油等。在冶金工业中，利用氢气的还原性提炼贵重金属。氢气还可以提供防止氧化的还原气氛。随着新技术的发展，氢气的应用将更为广泛和重要。氢气是最理想的无污染燃料，液氢还有希望成为动力火箭的推进剂。

氢气的实验室制法　很多活泼金属可置换出酸中的氢，生成氢气。实验室就是利用这一原理来制取氢气的。所谓活泼金属是指在金属活动性顺序表中（参看金属活动性顺序）排在氢以前的金属，如 Mg、Al、Zn、Fe 等；酸指的是稀盐酸和稀硫酸。实验室最常用的是锌粒与盐酸或稀硫酸反应制取氢气。

$$Zn+2HCl_{(稀)}=ZnCl_2+H_2\uparrow$$

$$Zn+H_2SO_{4(稀)}=ZnSO_4+H_2\uparrow$$

这种方法反应速度适中，操作简便。欲制备纯净的氢气，一般选用锌跟稀硫酸反应，因为盐酸有挥发性，生成的氢气易混入氯化氢气体而不纯净。制取少量氢气时可采用简易的气体发生装置（见图）。由于氢气难溶于水和密度小，可用排水法收集，也可用向下排气法收集。实验室需制取较大量氢气时，可使用启普发生器（参看启普发生器）。



制取氢气的简易装置

氢气的工业制法　氢气是一种重要的工业气体。工业上制取氢气，依据原料、设备和成本情况，以及对氢气纯度的要求，可分别采取以下多种方法制取。①电解法将直流电通过铂电极（或其它惰性材料）通入水中，在负极可以得到氢气，纯度高达 99.5～99.8%：

$$2H_2O \xlongequal{\text{通电}} 2H_2\uparrow + O_2\uparrow$$

氯碱工业电解饱和食盐水制氯气和烧碱时，也同时得到副产品氢气：

$$2NaCl+2H_2O \xlongequal{\text{通电}} 2NaOH+Cl_2\uparrow+H_2\uparrow$$

②水煤气转化法　将水蒸气通过炽热的焦碳层制得水煤气：

$$C+H_2O \xlongequal{1000\,℃} CO+H_2$$

然后将水煤气跟水蒸气混合，以氧化铁为催化剂，使水煤气中的 CO 转化为 CO_2：

$$CO+H_2O \xlongequal{500\sim550\,℃} CO_2+H_2$$

二氧化碳溶于水，通过加压水洗即得到较纯净的氢气。③烃类裂解法　碳氢化合物经过高温裂解，裂解气中含有大量氢气，经过低温冷冻系统，可得到 90%的氢气。如甲烷裂解：

$$CH_4 \xlongequal{\text{高温裂解}} C+2H_2$$

④烃类蒸气转化法碳氢化合物在高温和催化剂的作用下与水蒸气作用，可以得到主要含氢气和一氧化碳的一种混合气体，例如：

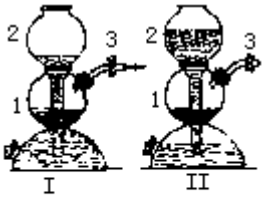
$$CH_4+H_2O \xlongequal[[Ni]]{800\sim900\,℃} 3H_2+CO$$

用分子筛吸附法或水煤气转化法除去 CO，可得到纯净的氢气。天然气、油田气和炼厂气（石油炼制厂的副产气体）等都可用烃类裂解法和烃类蒸气转化法得到氢气。

氢能源　一种正在研究中的新能源。能源是人类社会活动的源泉。以石油和煤为主的现代能源系统，由于资源的分布过于集中和日趋枯竭，正在发生深刻的能源危机。目前，世界各国都在大力探索新的能源，如太阳能、潮汐能、地热能、核能等。为使这些新能源有效、方便地得到利用，还要有与之相适应的二次能源。氢能源就是一种理想的二次能源，它有许多优点：①氢燃烧的发热量高，每千克氢气燃烧可产生约 143000 千焦的热量，大约是相同质量汽油燃烧热的 3 倍。燃烧温度区域宽，适应于多种用途。②燃烧产物是水，无毒，不污染环境，而且是自然循环，不破坏资源，是一种清洁的燃料。③制取氢气的原料是水，资源丰富，燃烧后又生成水，自然循环快。④

可做太阳能、电能、核能的蓄存介质。⑤用途广泛，液氢可以作为发射火箭的燃料，用氢作燃料的汽车、飞机也在试运行。目前用氢作燃料主要问题是成本太高和氢气本身的储存。将来有可能通过核能和太阳能等直接（或间接）分解水来制取氢气，储氢合金（能吸附氢气的金属或合金）已得到开发利用。

启普发生器的构造和原理　启普发生器是实验室常用的一种制备气体的装置，以荷兰人 P.J.启普的姓命名。启普发生器由葫芦状球形容器 1、球形漏斗 2 和导气管 3 三部分组成（见图）。它可以使反应随时发生和停止，可以控制气流速度，使用方便。它是常温下利用块状固体跟液体起反应制取气体的典型装置。如制备氢气、二氧化碳、硫化氢等气体都可使用启普发生器。但固体成粉末状、固体与液体相遇而溶解、或能产生高温的反应均不能用此装置。启普发生器是利用容器内气体压力的变化进行工作的。使用前，从球形容器上部的导管口加入块状固体，停留在容器中部，液体从球形漏斗加入，停留在球形容器下部和球形漏斗中（见图 II 关闭活塞时情形）。使用时，打开活塞，容器内压强降低，酸液从球形漏斗流下，液体与固体接触（见图 I 扭开活塞时情形），发生反应，产生的气体从导管排出。关闭活塞，中止反应，容器内产生的气体压力增大，将液体压回球形漏斗，使液体与固体脱离接触，反应即自行停止。使用启普发生器的操作方法及注意事项参看启普发生器的使用。



启普发生器
I．扭开活塞的情形
II．关闭活塞的情形

石墨　灰黑色不透明晶体，有金属光泽，密度为 2.25 克/厘米 ^{3}，3850℃升华。质软，莫氏硬度 1.5；有润滑性，手摸有滑腻感；有良好的导电、导热性。石墨化学性质不活泼，在空气中加热到 690℃时生成 CO_2。常温时与化学试剂不反应，加热时能被浓硝酸、浓硫酸、高氯酸、高锰酸钾等强氧化剂氧化（生成石墨酸）。石墨有很多重要用途：石墨粉可制作黑色颜料和耐高温的固体润滑剂，和粘土按一定比例混合可制成不同硬度的铅笔芯；根据其导电性和耐高温性，还大量用于制造电极、电刷、坩埚、高温炉发热体、密封圈、冶金模具等；石墨还用于原子反应堆的慢化剂和反射层材料；以一定方法制成的纤维状石墨叫碳纤维，强度极大，可用于飞机、火箭、导弹和人造卫星的零部件。金刚石和石墨同是碳的同素异形体，由于石墨晶体中，碳原子以六角形环状平面形成层状结构，使得其物理性质和金刚石有极大的差别。

金刚石　无色透明的晶体；熔点 4000℃（63 大气压下）；密度为 3.51 克/厘米 ^{3}；对光折射率高，透明度好，对光的色散作用特别强，经过琢磨后可制成极高贵的装饰品——钻石。金刚石是自然界中硬度最大的物质，硬度为 10000 千克力/毫米 ^{2}，在莫氏硬度标度法中规定硬度最大的金刚石为 10。含有杂质的金刚石为棕黑色，主要用于制造钻头，做切割金属或玻璃的工具。

天然金刚石很难得到，工业上使用的金刚石大多是人造的。将石墨加热到2000℃，在 1×10^6 千帕压强下，可以得到人造金刚石的微小晶体。金刚石晶体中，每个碳原子最外层的 4 个电子以四面体的顶角方向直接与另外的 4 个碳原子以共用电子对的方式结合，晶体内没有自由电子。金刚石不导电，在室温下与所有的化学试剂都不反应，但在空气或氧气中加热到 780℃左右会燃烧生成二氧化碳。在隔绝空气的条件下加热到 1000℃会转变成石墨。

无定形碳　指木炭、焦炭、骨炭、糖炭、活性炭和炭黑等。除骨炭含碳在 10%左右以外，其余主要成分都是单质碳。煤炭是天然存在的无定形碳，其中含有一些由碳、氢、氮等组成的化合物。所谓无定形碳，并不是指这些物质存在的形状，而是指其内部结构。实际上它们的内部结构并不是真正的无定形体，而是具有和石墨一样结构的晶体，只是由碳原子六角形环状平面形成的层状结构零乱而不规则，晶体形成有缺陷，而且晶粒微小，含有少量杂质。现将上述几种无定形碳的主要制法和用途列表如下：

名称	制备原料	制备条件	用途
木炭	木材、坚果壳	隔绝空气干馏	燃料、制黑火药、吸附剂
焦炭	煤	隔绝空气干馏	燃料、冶金还原剂、生产水煤气
骨炭	脱脂骨头	隔绝空气碳化	脱色剂、止泻解毒剂
糖炭	糖	隔绝空气热分解	吸附剂
活性炭	木炭、坚果壳	和水蒸气或金属盐加热	吸附脱色、净化剂、制防毒面具
炭黑	气态碳氢化合物	不完全燃烧	制油墨、墨汁、橡胶填料

碳的化学性质　金刚石和石墨是同素异形体，具有相似的化学性质。在常温下，碳的化学性质比较稳定，受日光照射或跟空气、水分接触都不起变化，也不跟一般的氧化剂发生化学反应。在埋木桩之前，把埋入地下的一段表面用火微微烧焦，还可以延缓腐烂。碳在氧气或空气里充分燃烧时生成二氧化碳；氧气不足、燃烧不充分时生成一氧化碳，同时放出大量的热：

$$C+O_2\xrightarrow{点燃}CO_2$$

$$2C+O_2\text{（不足）}\xrightarrow{点燃}2CO$$

碳在高温时可以和硫、氟等非金属化合：

$$C+2S\xrightarrow{高温}CS_2$$

$$C+2F_2\xrightarrow{高温}CF_4$$

碳有还原性，在较高温度下能夺取某些含氧化合物里的氧：

$$C+2CuO\xrightarrow{高温}2Cu+CO_2$$

$$3C+2Fe_2O_3\xrightarrow{高温}4Fe+3CO_2$$

$$C+H_2O\xrightarrow{高温}CO+H_2$$

$$C+CO_2\xrightarrow{高温}2CO$$

碳还可以和某些金属和非金属单质及它们的氧化物在 2000℃的高温下反应

生成各种碳化物。如：碳化钙（CaC_2）、碳化硅（SiC）、碳化钨（WC）等。CaC_2是生产乙炔的原料；SiC俗称金刚砂，是常用的磨料；WC耐高温、高硬度，用于作高速切削材料和特殊结构材料。

二氧化碳的物理性质 在通常状况下是一种无色、无臭、无味的气体。能溶于水，溶解度为0.1449克/100克水（25℃）。在20℃时，将二氧化碳加压到5.9×10^6帕即可变成无色液体，常压缩在钢瓶中贮存。在-56.6℃、5.27×10^5帕时变为固体。液态二氧化碳减压迅速蒸发时，一部分气化吸热，另一部分骤冷变成雪状固体。将雪状固体压缩，成为冰状固体，俗称“干冰”。“干冰”在1.01×10^5帕、-78.5℃时可直接升华变成气体。二氧化碳比空气重，在标准状况下密度为1.977克/升，约是空气的1.5倍。二氧化碳无毒，但不能供给动物呼吸，是一种窒息性气体。在空气中通常含量为0.03%（体积），若含量达到10%时，就会使人呼吸逐渐停止，最后窒息死亡。枯井、地窖、地洞底部一般二氧化碳的浓度较高，所以在进入之前，应先用灯火试验，如灯火熄灭或燃烧减弱，就不能贸然进入，以免发生危险。

二氧化碳的化学性质 二氧化碳表现的化学性质非常常见。CO_2能溶于水并与水反应生成碳酸，使紫色石蕊试液变成红色：

$$CO_2+H_2O=H_2CO_3$$

H_2CO_3又是一种不稳定的酸，易分解重新释放出CO_2

$$H_2CO_3=CO_2\uparrow+H_2O$$

CO_2为酸性氧化物，易与碱性氧化物反应生成相应的碳酸盐：

$$CO_2+Na_2O=Na_2CO_3$$

CO_2与碱反应生成相应的碳酸盐和水：

$$CO_2+Ba(OH)_2=BaCO_3\downarrow+H_2O$$

CO_2可使澄清的石灰水变浑浊，此反应常用于检验CO_2的存在：

$$CO_2+Ca(OH)_2=CaCO_3\downarrow+H_2O$$

CO_2与碱作用还可能生成酸式碳酸盐：

$$2CO_{2\ (过量)}+Ca(OH)_2=Ca(HCO_3)_2$$

$$CO_2+NH_3+H_2O=NH_4HCO_3$$

CO_2中碳为+4价，可被某些强还原剂还原，如与赤热的碳作用还原成CO，与活泼金属作用被还原成碳：

$$CO_2+C\xlongequal{高温}2CO$$

$$CO_2+2Mg\xlongequal{点燃}2MgO+C$$

绿色植物的光合作用，把CO_2和H_2O合成碳水化合物：

$$6CO_2+6H_2O\xrightarrow[绿色植物]{光}(CH_2O)_6+6O_2\uparrow$$

二氧化碳的用途 一般条件下，二氧化碳不支持燃烧且比空气重，将二氧化碳覆盖在燃着的物体表面，可使物体跟空气隔绝而停止燃烧，因此二氧化碳可用来灭火，是常用的灭火剂（参看灭火器）。在化学工业上，二氧化碳是一种重要的原料，大量用于生产纯碱（Na_2CO_3）、小苏打（$NaHCO_3$）、尿素[$CO(NH_2)_2$]、碳酸氢铵（NH_4HCO_3）、颜料铅白[$Pb(OH)_2\cdot2PbCO_3$]等。在

轻工业上，生产碳酸饮料、啤酒、汽水等都需要二氧化碳。在现代化仓库里常充入二氧化碳，防止粮食虫蛀和蔬菜腐烂，延长保存期。固态的二氧化碳即“干冰”，主要用作致冷剂，用飞机在高空喷撒“干冰”，可以使空气中水蒸气冷凝，形成人工降雨；在实验室里，“干冰”与乙醚等易挥发液体混合，可以提供-77℃左右的低温浴。“干冰”还可以做食品速冻保鲜剂。在农业上，温室里直接施用二氧化碳作肥料，利用植物根部吸收二氧化碳，可以增进植物的光合作用，促进农作物生长，增加产量。在自然界，二氧化碳保证了绿色植物进行光合作用和海洋中浮游植物呼吸的需要。

灭火器 一般指装有灭火剂的消防器材。常用的灭火剂为二氧化碳或能产生二氧化碳的物质。因为二氧化碳不支持燃烧，又比空气重，能够覆盖在燃着的物体表面，隔绝空气，使火熄灭。常见的灭火器有：①泡沫灭火器灭火器内分别装有硫酸铝溶液和碳酸氢钠溶液，使用时将灭火器倒置，两种溶液混合发生下列化学反应：

$$Al_2(SO_4)_3+6NaHCO_3=2Al(OH)_3\downarrow+3Na_2SO_4+6CO_2\uparrow$$

产生的大量二氧化碳气体带着泡沫喷到燃烧物表面，达到灭火的目的。泡沫是用甘草或皂角制取的液体产生的。②干粉灭火器 灭火器内装有碳酸氢钠固体和二氧化碳压缩气体，并有防潮剂和增润剂。使用时打开拉环，压缩气体即可把干粉喷出，干粉盖住燃烧的火焰，并受热分解放出二氧化碳气体，使火熄灭。

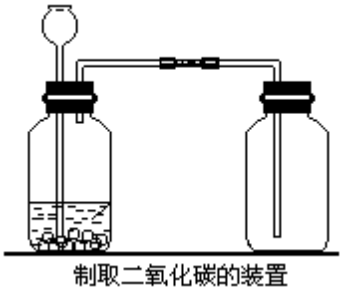
$$2NaHCO_3\xrightarrow{\triangle}Na_2CO_3+CO_2\uparrow+H_2O③$$

二氧化碳灭火器 直接将液态二氧化碳装入特制的钢瓶里，使用时打开阀门，二氧化碳迅速气化喷出灭火。泡沫灭火器适用于一般物质引起的火灾；干粉灭火器和二氧化碳灭火器适用于液体物质、电器、电石等引起的火灾。除此之外，还有 1211 灭火剂（CF_2ClBr 液化气体）等。灭火器应放在合适的固定位置，由专人负责管理，定期检查完好情况，以防万一。灭火器一经开启使用，必须重新更换或补充灭火剂。

二氧化碳的实验室制法 实验室里常用石灰石或大理石（主要成分 $CaCO_3$）跟稀盐酸反应制取 CO_2：

$$CaCO_3+2HCl=CaCl_2+CO_2\uparrow+H_2O$$

在这个反应中，不能将 HCl 换成稀 H_2SO_4。因为 $CaCO_3$ 跟稀 H_2SO_4 反应产生 CO_2 的同时生成 $CaSO_4$，而 $CaSO_4$ 微溶于水，随着反应的进行，会在 $CaCO_3$ 的表面形成一层 $CaSO_4$ 沉淀，阻止 $CaCO_3$ 与酸的接触，使反应速度逐渐减慢，最后导致反应停止。由于制取 CO_2 的反应是固液之间反应，不需加热，因此可以使用启普发生器或其它类似的简易装置（见图）。



制取二氧化碳的装置

由于 CO_2 能溶于水，不能用排水法收集；CO_2 比空气重，可用向上排气法

收集。用燃着的火柴接近集气瓶口，如果火焰熄灭，则证明 CO2 气体已经充满。

一氧化碳的物理性质　在通常状况下，一氧化碳是无色、无臭、无味、有毒的气体，熔点-199℃，沸点-191.5℃。标准状况下气体密度为 1.25 克/升，和空气密度（标准状况下 1.293 克/升）相差很小，这也是容易发生煤气中毒的因素之一。它为中性气体，不溶于酸或碱的溶液，难溶于水，通常情况下 1 体积水仅能溶解约 0.023 体积的一氧化碳，25℃时溶解度为 0.0026 克/100 克水。

一氧化碳的毒性　一氧化碳俗称煤气，是一种剧毒气体，它的毒性主要是破坏人体的输氧功能。氧气是生命活动正常进行的保证。人体吸入氧气后是靠血液输送的，血液中的血红蛋白和氧结合，生成氧合血红蛋白随血液输送到全身各组织细胞，供人体新陈代谢。当有一氧化碳被吸入肺内时，一氧化碳进入血液与血红蛋白结合，生成碳氧血红蛋白，一氧化碳与血红蛋白的结合力是氧气的 210 倍，而且结合后不易解离，即使是很少量的一氧化碳进入血液，也能和大量的血红蛋白结合。同时，由于碳氧血红蛋白的存在，妨碍氧合血红蛋白的合成和正常解离，使血液输氧功能不能正常发挥作用，造成人体全身组织细胞缺氧而产生中毒现象。一氧化碳的中毒程度，主要与空气中一氧化碳浓度和接触时间有关。空气中一氧化碳浓度达到 10ppm（1ppm=10^{-6}）就会使人中毒；当浓度为 0.02%时，2～3 小时内出现中毒症状；浓度为 0.08%，2 小时可使人昏迷；如浓度达到 1%，人在两分钟内就可能死亡。

煤气中毒　即一氧化碳中毒。碳和其它有机化合物燃烧不完全时都能产生一氧化碳。一氧化碳是无色无味的剧毒气体（参看一氧化碳的毒性），空气中一旦混入一氧化碳气体，就会被人体不知不觉吸入肺里，人吸入一氧化碳后，会发生头晕、头痛、恶心、疲劳等中毒症状，严重时危害中枢神经，引起窒息、死亡。最常见的煤气中毒起因是用煤炉取暖。冬天天气寒冷，经常是门窗紧闭，如果室内煤炉不安烟筒，或者烟筒被煤灰或其它异物堵塞，使煤燃烧产生的一氧化碳扩散到房间里，都极易造成煤气中毒。随着人们生活水平的提高，燃气热水器逐渐普及，如果燃气热水器安装在卫生间内，使用时空气不流通，燃气热水器燃烧时产生的一氧化碳也会造成煤气中毒。汽车排出的尾气中含有大量的一氧化碳，安装空调的汽车是靠发动机使空调器工作的，停驶的小卧车长时间开着空调，一旦有一氧化碳进入车内，也会造成中毒。吃火锅时，使用的木炭燃烧也会产生一氧化碳，如果房间内空气不流通，同样会造成煤气中毒。饭后火锅放在室内，火锅内的剩余木炭不能及时熄灭，有时更危险。上述可能造成煤气中毒的情况，都有导致死亡事故的事例。预防煤气中毒的关键，一是防止一氧化碳泄漏在室内或其它有人员活动的较小空间内，二是注意通风，三是克服麻痹大意思想。用煤炉取暖一定要安装烟筒，最好还要安装风斗；燃气热水器要分室安装，注意开窗通风。对于煤气中毒的病人，应马上抬到空气新鲜的地方，冬天要注意保暖。如果呼吸已经停止，应立即进行人工呼吸和采取其它抢救措施。并尽快送往医院治疗。那些备有高压氧舱的医院对救治煤气中毒的病人更为有利。

一氧化碳的化学性质　一氧化碳分子中碳元素的化合价是+2，能进一步被氧化成+4 价，从而使一氧化碳具有可燃性和还原性。一氧化碳能够在空气中或氧气中燃烧，生成二氧化碳：

$$2CO+O_2 \xlongequal{\text{点燃}} 2CO_2$$

燃烧时发出蓝色的火焰，放出大量的热。因此一氧化碳可以作为气体燃料。一氧化碳作为还原剂，高温时能将许多金属氧化物还原成金属单质，因此常用于金属的冶炼。如：将黑色的氧化铜还原成红色的金属铜，将氧化锌还原成金属锌：

$$CO+CuO \xlongequal{\triangle} Cu+CO_2$$

$$CO+ZnO \xlongequal{\triangle} Zn+CO_2$$

在炼铁炉中可发生多步还原反应：

$$CO+3Fe_2O_3 \xlongequal{\text{高温}} 2Fe_3O_4+CO_2$$

$$Fe_3O_4+CO \xlongequal{\text{高温}} 3FeO+CO_2$$

$$FeO+CO \xlongequal{\text{高温}} Fe+CO_2$$

一氧化碳还有一个重要性质：在加热和加压的条件下，它能和一些金属单质发生反应，生成分子化合物。如 $Ni(CO)_4$（四羰基镍）[①]、$Fe(CO)_5$（五羰基铁）等，这些物质都不稳定，加热时立即分解成相应的金属和一氧化碳，这是提纯金属和制得纯一氧化碳的方法之一。

碳酸钙　化学式 $CaCO_3$。自然界广泛存在的石灰石、大理石、方解石、冰洲石、白垩以及珍珠、珊瑚等主要成分都是碳酸钙。将二氧化碳通入石灰水中，用可溶性碳酸盐与石灰水反应，或用可溶性碳酸盐溶液与可溶性钙盐溶液反应，都可以得到碳酸钙的沉淀。

$$CO_2+Ca(OH)_2=CaCO_3\downarrow+H_2O$$

$$Na_2CO_3+Ca(OH)_2=CaCO_3\downarrow+2NaOH$$

$$Na_2CO_3+CaCl_2=CaCO_3\downarrow+2NaCl$$

碳酸钙是一种白色晶体或粉末状固体，难溶于水(25℃溶解度为 6.9×10^{-4} 克/100 克水)，易溶于酸。实验室常常利用碳酸钙跟酸反应制取二氧化碳：

$$CaCO_3+2HCl=CaCl_2+CO_2\uparrow+H_2O$$

把碳酸钙加热到 825℃左右可发生分解反应，生成氧化钙和二氧化碳。工业上就是利用这一反应将石灰石转化为生石灰（主要成分氧化钙）：

$$CaCO_3 \xlongequal{\text{高温}} CaO+CO_2\uparrow$$

碳酸钙能溶于含有二氧化碳的水中，生成可溶性的碳酸氢钙：

$$CaCO_3+CO_2+H_2O=Ca(HCO_3)_2$$

石灰岩地区长期被含有二氧化碳的雨水侵蚀，就形成了溶洞。碳酸氢钙水溶液受热或压强突然变小时，溶解的碳酸氢钙就会分解，放出二氧化碳，重新形成碳酸钙：

$$Ca(HCO_3)_2 \xlongequal{\triangle} CaCO_3\downarrow+CO_2\uparrow+H_2O$$

石灰岩溶洞里奇特的钟乳石、石笋、石柱等就是这样形成的（参看岩洞的形成）。

石灰和石灰石的用途　石灰和石灰石大量用做建筑材料，也是许多工业的重要原料。石灰石可直接加工成石料和烧制成生石灰。石灰有生石灰和熟石灰。生石灰的主要成分是 CaO，一般呈块状，纯的为白色，含有杂质时

[①] 羰，音 tāng。羰基是由碳、氧构成的基（原子团）。

为淡灰色或淡黄色。生石灰吸潮或加水就成为消石灰，消石灰也叫熟石灰，它的主要成分是 $Ca(OH)_2$。熟石灰经调配成石灰浆、石灰膏、石灰砂浆等，用做涂装材料和砖瓦粘合剂。水泥是由石灰石和粘土等混合，经高温煅烧制得。玻璃由石灰石、石英砂、纯碱等混合，经高温熔融制得。炼铁用石灰石作熔剂，除去脉石。炼钢用生石灰做造渣材料，除去硫、磷等有害杂质。电石（主要成分是 CaC_2）是生石灰与焦炭在电炉里反应制得。纯碱是用石灰石、食盐、氨等原料经过多步反应制得（索尔维法）。利用消石灰和纯碱反应制成烧碱（苛化法）。利用纯净的消石灰和氯气反应制得漂白粉。利用石灰石的化学加工制成氯化钙、硝酸钙、亚硫酸钙等重要钙盐。消石灰能除去水的暂时硬性，用作硬水软化剂。石灰石加工制成较纯的粉状碳酸钙，用做橡胶、塑料、纸张、牙膏、化妆品等的填充料。石灰与烧碱制成的碱石灰，用做二氧化碳的吸收剂。生石灰用做干燥剂和消毒剂。农业上，用生石灰配制石灰硫磺合剂、波尔多液等农药。土壤中施用熟石灰可中和土壤的酸性、改善土壤的结构、供给植物所需的钙素。用石灰浆刷树干，可保护树木。

硬水　溶有较多钙盐和镁盐的天然水。在硬水中，钙、镁常以碳酸盐、酸式碳酸盐、硫酸盐、硝酸盐和氯化物的形式存在。如果硬水中的钙和镁主要以酸式碳酸盐的形式存在，就称为暂时硬水，这种水经煮沸能分解成碳酸盐沉淀而除去硬性。如果硬水中的钙和镁主要以硫酸盐、硝酸盐和氯化物的形式存在，则称为永久硬水，这种水不能用煮沸法除去硬性。硬水的钙盐和镁盐能与肥皂发生化学反应，降低肥皂的去污能力。如锅炉内使用硬水，会在锅炉内壁结成水垢，阻碍了管道传热，多消耗燃料，缩短锅炉使用寿命。甚至会引起锅炉爆炸。通常用硬度表示硬水中的含盐量，把每升水中含相当于 10 毫克 CaO 称为 1 度。一般地下水（如井水、泉水）硬度较大，地表水（如河水、湖水）硬度较小。生活饮用水的硬度要求小于 25 度。许多工业部门、科研单位常用化学药剂（如石灰、纯碱等）或离子交换剂软化硬水，把硬水中的钙盐和镁盐降低或使之消失而变成软水。

岩洞的形成　岩洞又称溶洞或洞穴。岩洞是由于天然水流经可溶性岩石（如石灰岩、白云岩等）与它们发生化学反应而使岩石溶解所形成的地下空间。例如，含 $CaCO_3$ 的石灰岩跟 CO_2 和水反应变成 $Ca(HCO_3)_2$，使石灰岩溶解，化学方程式为：

$$CaCO_3+CO_2+H_2O=Ca(HCO_3)_2$$

如溶有 $Ca(HCO_3)_2$ 的水从溶洞顶部流下，因温度、压力的变化 $Ca(HCO_3)_2$ 发生分解反应使 $CaCO_3$ 以沉积物形式析出。化学方程式为：

$$Ca(HCO_3)_2=CaCO_3\downarrow+CO_2\uparrow+H_2O$$

开始以小突起附着在洞顶，以后逐渐向下增长具有同心圆状结构而形成钟乳石。如从岩洞底部向上生成的 $CaCO_3$ 沉积物则形成石笋。

甲烷　分子式为 CH_4。广泛存在于自然界。如地下深层的天然气、煤矿坑道里的坑气（瓦斯）、池沼底部的沼气等。甲烷是无色、无味的气体，比空气轻，在标准状况下密度为 0.717 克/升、熔点-182℃、沸点-164℃，难溶于水，易溶于乙醇和乙醚。甲烷是可燃性气体，完全燃烧生成二氧化碳和水，并放出大量的热。与空气能形成爆炸性混合物，爆炸极限为 5.3～15.4%（体积）。甲烷不完全燃烧生成炭黑和水：

$$CH_4+O_2 \xrightarrow{\text{高温}} C+2H_2O$$

甲烷隔绝空气加热到 1200℃能分解生成炭黑和氢气：

$$CH_4 \xrightarrow{1200\ ℃} C+2H_2$$

甲烷在 1500℃的高温下部分氧化或受热分解，可以得到重要的有机合成原料——乙炔（C_2H_2）

$$6CH_4+O_2 \xrightarrow{1500\ ℃} 2C_2H_2+2CO+10H_2$$

$$2CH_4 \xrightarrow{1500\ ℃} C_2H_2+3H_2$$

甲烷在高温和催化剂存在时与水蒸气反应生成一氧化碳和氢气的混合物。称为“合成气”，可以用来合成甲醇、氨等。

$$CH_4+H_2ONi \xrightarrow{850\ ℃} CO+3H_2$$

甲烷除作气体燃料外，还是重要的化工原料。工业上甲烷主要来源于天然气、焦炉气、石油裂解气等。实验室用无水醋酸钠和碱石灰共热制得：

$$CH_3COONa+NaOH \xrightarrow{\triangle} CH_4\uparrow+Na_2CO_3$$

天然气 蕴藏在地层深处的可燃性气体。主要成分是甲烷，根据不同的地质条件，还含有不同数量的乙烷、丙烷、丁烷等，并含有二氧化碳、氮、氢、硫化氢、氦等气体；天然气一般分三类：甲烷含量高，约占 80～90%较难液化的一类，称为干气或贫气；甲烷含量约占 60～70%，还有较多的乙烷、丙烷、丁烷等，较易液化的一类，称为湿气或富气；与石油共生的天然气，主要成分是甲烷，乙烷，丙烷和丁烷，称为油田气或石油气。天然气是一种重要的能源，主要用做城市煤气和工业燃料。天然气也是重要的化工原料，主要用于制氮肥、甲醇、四氯化碳、二硫化碳、硝基甲烷、氢氰酸、炭黑等。有时也用于提取氦气。

沼气 沉积在池沼底部的有机物残体，在隔绝空气的条件下，由于嫌气性微生物的作用所形成的可燃性气体。沼气是多种气体的混合气，主要成分是 CH_4，约占 50～70%，还有 CO_2、N_2、H_2、H_2S、NH_3 等。沼气是一种生物能，在农村利用农业废弃有机物（如秸秆、杂草）、人畜粪便、污水、垃圾等原料，在建造的沼气池内，经过沤化（发酵）生产沼气。沼气含可燃性 CH_4，可作煤气使用，热值约为 19.6～29.4MJ/m³[①]，还可以使用沼气点灯照明。产量大的沼气，经过净化脱 CO_2、H_2S 后可作动力燃料。经发酵后排出的料液可用于饲料和浸种；沉渣中氮、磷、钾含量较高可作肥料。

酒精 学名乙醇，化学式为 C_2H_5OH。酒精是无色透明易挥发的液体，有醇香、辛辣味，熔点-117.3℃、沸点 78.5℃、密度 0.7893 克/厘米 3（20℃），易溶于水及许多有机溶剂。工业酒精含乙醇约为 95%（体积），如与新烧制的生石灰混合，加热蒸馏能得到含乙醇 99.5%以上的无水酒精。各种饮料酒中都含有酒精，饮酒能醉人，饮用过量会引起中毒。酒精与水的体积百分率商业上常用“度”表示。酒精能燃烧，完全燃烧生成 CO_2 和 H_2O，并放出热量，酒精蒸气与空气能形成爆炸混合物。

---

① m 是 106 的符号。

$$C_2H_5OH+3O_2 \xrightarrow{点燃} 2CO_2+3H_2O$$

工业上生产酒精的方法有两类：一类是用含淀粉的农产品（谷物、薯类等）为原料，用发酵法酿酒，制得的酒有芬芳醇香味，饮料用酒常用此法；另一类是用从石油裂解气中提取的乙烯（C_2H_4）为原料，在一定条件下与水化合制成酒精：

$$C_2H_4+H_2O \xrightarrow[加热、加压]{催化剂} C_2H_5OH$$

该法原料充足、成本低廉、节约粮食、发展很快。占总产量约 50%左右的酒精，用做有机溶剂，广泛用于医药、涂料、油脂、化妆品等方面。酒精可作内燃机和实验室的燃料。75%酒精（体积%，卫生酒精）有强杀菌作风，用做消毒剂。经过精制的酒精，可制造饮料。酒精也是重要的化工原料。如制醋酸、乙醚、乙酸乙酯等。

甲醇　化学式为 CH_3OH。最早从木材干馏得到故又称木醇或木精。甲醇是无色有酒精气味易挥发的液体。熔点-93.9℃、沸点 64.7℃、密度 0.7914 克/厘米^3（20℃）、能溶于水和许多有机溶剂。甲醇有毒，误饮 5～10 毫升能双目失明，大量饮用会导致死亡。禁酒的国家，把甲醇掺入酒精中成变性酒精，使其不能饮用。甲醇易燃，其蒸气与空气能形成爆炸混合物，甲醇完全燃烧生成二氧化碳和水蒸气，同时放出热量：

$$2CH_3OH+3O_2 \xrightarrow{点燃} 2CO_2+4H_2O$$

工业上用一氧化碳和氢气的混合气（合成气）在一定的条件下制备甲醇：

$$CO+2H_2 \xrightarrow[加热、加压]{催化剂} CH_3OH$$

甲醇可用做溶剂和燃料，也是一种化工原料，主要用于生产甲醛（HCHO）：

$$2CH_3OH+O_2 \xrightarrow[加热]{催化剂} 2HCHO+2H_2O$$

醋酸　学名乙酸，化学式为 CH_3COOH。醋酸是无色、有刺激性酸味的液体，熔点 16.6℃、沸点 117.87℃、密度为 1.0492 克/厘米^3（20℃）。纯醋酸在 16.6℃以下能结合成冰状固体，又称冰醋酸。醋酸易溶于水及许多有机溶剂。醋酸有强烈的腐蚀性，它的水溶液有弱酸性，能跟许多活泼金属、碱性氧化物、碱等反应生成醋酸盐。某些醋酸盐如醋酸锰、醋酸铝可用做染色工业的媒染剂。工业上生产醋酸有两类方法：一类是以粮食或酒为原料，用发酵法酿醋，食用醋常用此法。食用醋除含 3～6%的醋酸，还含有其它有机酸、蛋白质等。另一类是用石油裂解气提取的乙烯（C_2H_4）或丁烷（C_4H_{10}）为原料，在一定条件下氧化成醋酸。醋酸是重要的有机化工原料，用于生产醋酸纤维、喷漆溶剂、香料、染料、医药等。

肥皂　通常指能溶于水的高级脂肪酸的钠盐或钾盐。肥皂是用精炼过的油脂（除去油脂中的杂质）跟烧碱溶液经皂化反应而成；也可用高级脂肪酸跟苛性碱（或 Na_2CO_3、K_2CO_3）经中和反应制成。为了增加去污效果及适应各种洗涤需要，还加入多种填料，如松香、水玻璃、陶土、香精、着色剂、消毒剂、漂白剂等。肥皂主要用做民用或工业用的洗涤剂，它在软水中有良好的去污作用，但在硬水中洗涤效果很差，在酸性介质中会完全失去洗涤能力。

常用洗涤剂　具有去污能力的物质称为洗涤剂。常用洗涤剂包括肥皂和合成

洗涤剂。洗涤剂的作用主要是改变水的表面活性、降低水的表面张力，洗涤剂与衣物上的污垢发生亲合作用，使污垢能从衣物上分离出来。可简单表示为：

织物·污垢+洗涤剂→织物+污垢·洗涤剂

（脏的衣服）　（脏的洗涤剂）

常用洗涤剂的主要成分是表面活性剂。如肥皂中的高级脂肪酸钠、家用洗衣粉中的烷基苯磺酸钠等。合成洗涤剂中的表面活性剂，多数是用石油化工产品为原料制成，再配以各种助剂（如三磷酸钠、硅酸钠、碳酸钠、硫酸钠等）和填料（如增白剂、酶化剂、颜料、香料等），即可得到商品合成洗涤剂。合成洗涤剂的去污作用不受硬水的影响，有的还适用于含盐或酸的水溶液。

糖　食用糖和糖制品的统称。如白糖、冰糖、酥糖、花生糖等。食用糖的种类很多，有蔗糖、葡萄糖、果糖、麦芽糖、乳糖等。一般所说的糖是指的蔗糖。蔗糖是人类重要的食物之一，给人体提供热量。每千克蔗糖含热量约为 18 千焦（kJ）。甘蔗和甜菜中含蔗糖量很高（甘蔗约 12～18%，甜菜约 15～20%）。工业上用甘蔗或甜菜为原料，经过提汁（甘蔗一般用压榨机压出糖汁，甜菜一般用水溶取蔗糖）、清净（除去非糖分杂质）、蒸发、结晶、分蜜（利用离心力把糖膏中的晶体与母液分离）、干燥等工序制出食糖。由于加工的粗细程度和方法不同，可得到粗糖、精糖、赤砂糖（表面带糖蜜呈棕红色纯度较低的糖，俗称红糖）、白砂糖、绵白糖、冰糖等多种产品。

脂肪　甘油和脂肪酸所构成的酯。是生物体内储存能量的一种物质，在代谢过程中提供的热量比糖类和蛋白质约高一倍。是食用油的主要成分。如牛油、猪油、奶油等。脂肪在常温下是固体，受热后逐渐软化变成液体，比水轻，难溶于水，易溶于汽油、乙醚、苯等有机溶剂。脂肪除供食用外，工业上用做制造肥皂、脂肪酸和甘油的原料。

蛋白质　由多种氨基酸结合而成的有机高分子化合物。是主要的生命基础物质之一，它广泛地存在于生物体内。动物的皮、肉、血、乳、毛、鬃、蹄、角；植物的各种器官：酶、激素、病毒等主要成分都是蛋白质。许多蛋白质在加热、受紫外线照射或与酸、碱、重金属盐（如铅盐、铜盐、汞盐）等化学试剂作用时，性质会发生变化，使蛋白质的溶解度降低而凝结、失去它原有的生理功能。例如，高温消毒灭菌、人误服重金属盐中毒。蛋白质是人和动物的重要营养物质。在工业上利用动物的毛和蚕丝作纺织原料，利用动物皮鞣制革，利用动物胶制感光片，利用牛奶提取的酪素制酪素塑料等。蛋白质的结构很复杂，1965 年 9 月中国科学家从氨基酸人工合成具有生理活性的蛋白质——结晶牛胰岛素。

塑料　一类可塑性材料。由合成树脂加入（或不加）各种添加物（如稳定剂、增塑剂、抗氧剂、润滑剂、填充剂等）经过成型加工处理得到的各种材料和制品。合成树脂外观似天然树脂，是由石油化工产品制成的有机高分子化合物。塑料根据受热后性能变化可分为热塑性和热固性两类。前者在受热软化后能反复塑制，如聚乙烯、聚氯乙烯、聚丙烯、聚苯乙烯等；后者受热后不能软化，不能反复塑制，如酚醛树脂、脲醛树脂等。塑料有许多独特的优点，应用很广：①质轻、强度高，可代替木材、水泥、砖瓦作建筑材料。②绝缘性好，可作电线、电缆等绝缘材料。③耐化学腐蚀，可制作化工设备。④耐磨性强，有消声减震作用，可代替金属制造轴承和齿轮，能在无润滑剂的条件下高速运转。⑤易加工成型、易着色，采用不同的原料和不同的加工

方法，可制得具有坚韧、刚硬、柔软、轻盈、透明等性质的各种制品，广泛用于日常生活、包装材料和农用薄膜等。还可以制成管材、板材、棒材和各种零配件。

橡胶　高弹性的有机高分子化合物（分子量从几万到几十万）。分为天然橡胶与合成橡胶两大类。天然橡胶是从橡胶树割取的胶乳，经过加工制得。合成橡胶是用石油、天然气等原料，经过化学加工制得。常见的有丁苯橡胶、顺丁橡胶、氯丁橡胶等。未经硫化处理的生橡胶受热变软、遇冷变硬，易变形、易磨损、容易老化（受外界条件影响龟裂或发粘变性），经过与硫磺共热的硫化处理，改变橡胶的部分结构，增加了强度和韧性制成硫化橡胶（俗称熟橡胶），改进了生橡胶的许多性能。橡胶除具有高弹性外，还有电绝缘、不透水、不透气等性质，广泛地用以制造轮胎、运输带、胶鞋、胶管等橡胶制品。

纤维　纺织纤维的简称。分天然纤维与化学纤维两大类。天然纤维中的棉、麻等来自植物，主要成分是纤维素；蚕丝、羊毛等来自动物，主要成分是蛋白质。化学纤维又分为人造纤维与合成纤维两类。人造纤维是以天然的棉、麻、毛、丝等原料，经过化学处理和机械加工制得的化学纤维，如人造棉、人造丝、粘胶纤维、丝蛋白纤维等。人造纤维一般具有与天然纤维相似的性能，如吸湿性、透气性与染色性好，手感柔软、富有光泽等。可以纯纺也可以跟天然纤维或合成纤维混纺，是重要的纺织材料。合成纤维是以化工产品为原料，用人工方法合成的线型高分子化合物，经纺丝成型等处理而制得的化学纤维。品种很多，常见的有 40 多种，如锦纶、涤纶、维纶、腈纶、氯纶、丙纶等。与天然纤维相比，合成纤维的生产不受自然条件的限制，产品有结实、轻盈、易洗快干、弹性好、不怕虫蛀等优点。不同品种的合成纤维还具有某些特性。如腈纶保暖性好、手感如羊毛；涤纶挺括不易起褶等。合成纤维可以纯纺，也可以与其它纺织纤维混纺用做衣料和装饰布。由于合成纤维还有耐磨、不易吸水、耐酸碱腐蚀、电绝缘等特性，工业上用来制作轮胎的帘子线、渔网、绳索、运输带、滤布、潜水服等。

煤　亦称煤炭。是古代植物埋藏在地下经历了复杂的生物化学和物理化学变化逐渐形成的固体可燃性矿物。煤除了主要含有碳元素外，还含有少量的硫、磷、氢、氮、氧等元素，以及无机矿物质（主要含硅、铝、钙、铁等元素）。煤是由多种结构的有机物和少量种类不同的矿物质组成的复杂混合物。煤除了直接用做燃料外，还可以进行化学加工使煤得到综合利用。煤经过干馏能生产出焦炭、煤焦油、粗氨水和焦炉气。焦炭是质坚多孔的灰黑色固体，主要用于冶金、制电石、作燃料。煤焦油是黑褐色粘稠的液体，其中含有 400 多种化合物，经过分馏能分离出苯、甲苯、二甲苯、酚、萘等，这些有机物是染料、医药、香料、农药、炸药、塑料、合成纤维、合成橡胶等的重要原料，分馏后剩下的沥青可用做筑路材料和电极。粗氨水含氨和铵盐，可用做氮肥。焦炉气含有氢气、甲烷、一氧化碳、乙烯等气体，可供城市民用煤气和高温工业炉的燃料，也可用做合成氨等化工原料。在能源中，煤炭的储藏量最丰富，已有 80 多个国家探明有煤炭资源，中国的煤炭资源在世界居于前列，仅次于美国和原苏联。

石油　亦称原油。从油井开采出来的原油一般是棕褐色或暗绿色的粘稠油状液体，常与天然气并存。石油是由古代海洋或湖泊中的生物，在地下经过地球化学的演变而形成的。石油中主要元素为碳和氢，碳占 83～87%、氢

占 11～14%，还有少量的硫、氮、氧等元素以及微量的镍、钒、铁、铜等金属元素。石油不但是重要的能源，也是重要的有机合成（指从简单物质通过化学反应制备较复杂有机物的过程）的基本原料。石油是复杂的混合物，经过分馏可以分离出汽油、煤油、柴油、润滑油、凡士林、石蜡、石油沥青、石油焦等。汽油、煤油、柴油用做汽车、飞机、拖拉机、坦克、军舰、轮船的燃料；润滑油、凡士林用做机械上的润滑剂、防锈剂等；石蜡用于制蜡烛、蜡纸、绝缘材料等；石油沥青用于铺路、建筑材料、防腐涂剂等；石油焦用于制电极、生产金刚砂（主要成分 SiC）等。原料油在一定条件下经过化学加工（如裂化、裂解、重整），可以得到高质量的汽油和裂解气体等，从中分离出乙烯、丙烯、丁二烯、苯、甲苯、二甲苯、乙炔等重要的有机物，利用这些有机物能合成纤维、橡胶、塑料以及化肥、农药等产品。

能源　能量资源的简称。指可以从中取得能量，以转变为人们所需要的热、光、动力、电力等的自然资源。主要包括：（1）矿物燃料，如煤炭、石油、天然气等。这类能源都是由古代生物经过漫长的地质年代形成的。（2）可再生能源，如水力、风力、潮汐、波浪、柴草等。这类能源一面供利用，一面不断自然发生。（3）核能，即原子能，指原子核发生裂变或聚变时释放出的能量。这类能源目前主要利用它发电。（4）太阳辐射能，直接利用太阳能可种植作物、杀灭霉菌等。这类能源是人类赖以生存的重要能源。（5）地热，即蕴藏于地球内部的热能。这类能源目前广泛应用的是地下热水和蒸气。（6）生物能源，指利用动植物产生的有机废物，经微生物或化学作用而产生的沼气、醇类等燃料。能源又有一次能源、二次能源之分。例如，由燃料、水力、核能等经过两次能量转化成为电力，即属于二次能源。

煤炭和石油是当代主要能源，但可供开采使用的储藏量有限，由于大量消耗，日趋减少，在其它能源未能大量取代之前，经济发展受到威胁，形成世界性能源危机。充分利用可再生能源，发展新能源以代替部分煤炭和石油，辅以节能措施，是解决能源需求不断增长的必由之路。

有机化合物的应用　有机化合物形态各异，种类繁多，到 1990 年为止，已知的有机物有一千余万种，它们广泛应用于国民经济、人民生活的各个方面。如最简单的有机物甲烷是很好的气体燃料，更是重要的化工原料，以它为原料而得到的一系列化工产品有着广泛的用途：甲烷的氯代物可用做溶剂、有机硅树脂原料、冷冻剂、麻醉剂等，其中的四氯化碳还是常用的萃取剂、干洗剂，并适用于扑灭油火和电源附近的火灾；甲烷的氧化产物甲醛的 40%水溶液，即福尔马林被用做医药和农业上的消毒剂，甲酸用做纺织、印染工业中的酸洗还原剂以及制革工业中的乳酸凝聚剂和消毒防腐剂；甲烷的热解产物炭黑可用做橡胶填料、油墨、颜料、吸附剂等；甲烷的硝化产物硝基甲烷可用做火箭的燃料。乙炔燃烧时产生高温，氧炔焰的温度高达 3200℃，可用于切割和焊接金属。乙烯除用于化工原料，还是植物生长调节剂，可用做果实催熟剂等。石蜡可用于制蜡烛、蜡笔、蜡纸、复写纸，还可用于电器元件绝缘。沥青广泛用于筑路、房屋建筑、水利工程、管道防腐以及电缆绝缘等。汽油、煤油、柴油主要用于工业、交通运输和生活中的燃料。苯及其衍生物广泛用于生产合成纤维、合成橡胶、塑料、农药、医药、染料、香料等。萘可用于杀菌、防蛀、驱虫，是卫生球的成分[①]。乙醇可用做燃料和消毒、

[①] 萘丸（卫生球）对人体有害，衣物防蛀已禁用。宜用樟脑作防虫剂和驱虫剂。

防腐剂，也是酒的主要成分。乙酸是食醋的主要成分（含 6～8%），还用于生产醋酸纤维、维纶、喷漆溶剂、香料、染料、医药、农药等。草酸可用于除去铁锈和蓝墨水痕迹。丙三醇即甘油常用做化妆品及皮革、烟草、食品、纺织品的吸湿剂和滋润剂。硝化甘油有扩张冠状动脉的作用，可用于治疗心绞痛。食品和饮料的味道、颜色、添加剂、营养物质等都是有机物，用的牙膏、肥皂、洗涤剂、纸墨笔等文具、服装鞋帽等都与有机物有关。总之，有机化合物用途甚广，日常生活中衣食住行都离不开有机物。

高分子化合物的用途　高分子化合物是分子量大的化合物，也称高聚物。如纤维素、蛋白质、蚕丝、橡胶、淀粉等天然高分子化合物，以及以高聚物为基础的合成材料，如各种塑料，合成橡胶，合成纤维、涂料与粘接剂等。高分子化合物与人类的物质生活密不可分。人的肌体中有 20%以上是高分子化合物（各解剖部位含有大量高分子），与生命构造有很大关系的酶、遗传因子或染色体等也都是高分子。人的各种衣着，可以说全部是由高分子物质制成的，布绸呢绒、毛线皮革无一不是高分子材料。人们所食用的粮食、肉类、蛋类以及蔬菜等，都含有大量的高分子物质，它们是人体所需要的营养成分。据悉，现已有人开始制造人造肉的研究。人们的住所也使用了许多高分子材料，如建筑房屋用的木材、油毡、涂料、粘接剂，装饰房屋用的壁纸、地板革等都是。汽车的轮胎、座椅、玻璃、路面上的交通设施也用了许多高分子材料。我们日常生活中用的牙刷、塑料碗盆、医疗用的药物、科研上用的试剂、农业上用的薄膜、以及工业用的大量电器零件、各种把手、叶轮、风扇叶片、高压密封圈、垫片、电缆包层等许多物品的制造都要使用高分子材料。随着科技的发展，功能高分子（如高分子半导体、感光树脂、电解质高分子等）和仿生高分子（如模拟酶和固定酶等）的研制开发，使得高分子化合物更加深入到国防工业、尖端科技等领域。高分子材料已经广泛应用于人类生活的各个方面，有人认为已占到人类所用各种材料的一半以上。

铁的物理性质　纯净的铁是光亮的银白色金属，它的密度为 7.86 克/厘米^3（20℃），熔点为 1535℃，沸点为 2750℃。按金属的分类，铁属高熔、沸点的重金属，是黑色金属之一。通常用的铁一般都含有碳和其它元素，所以常常带有颜色且熔点显著降低。铁有延展性和导热性，可用于机械加工。铁也能导电，但不及铜、铝的导电性强，故通常不用做导线。纯铁的磁化和去磁化都很快，常用于制发电机和电动机的铁芯。正是由于铁具有可塑性、硬度大、铁磁性等工程技术上所要求的许多优良性能，使它成为应用最广泛、用量最多的金属。

铁的化学性质　铁 Fe，原子序数 26，原子量 55.847。铁有多种同素异形体，如α铁、β铁、γ铁、δ铁等。铁是比较活泼的金属，在金属活动顺序表里排在氢的前面。常温时，铁在干燥的空气里不易与氧、硫、氯等非金属单质起反应，在高温时，则剧烈反应。铁在氧气中燃烧，生成 Fe_3O_4，赤热的铁和水蒸气起反应也生成 Fe_3O_4。铁易溶于稀的无机酸和浓盐酸中，生成二价铁盐，并放出氢气。在常温下遇浓硫酸或浓硝酸时，表面生成一层氧化物保护膜，使铁“钝化”，故可用铁制品盛装浓硫酸或浓硝酸。铁是一变价元素，常见价态为+2 和+3。铁与硫、硫酸铜溶液、盐酸、稀硫酸等反应时失去两个电子，成为+2 价。与 Cl_2、Br_2、硝酸及热浓硫酸反应，则被氧化成 Fe^{3+}。

铁与氧气或水蒸气反应生成的 Fe_3O_4，可以看成是 $FeO \cdot Fe_2O_3$[①]，其中有 1/3 的 Fe 为+2 价，另 2/3 为+3 价。铁的+3 价化合物较为稳定。

钢　含碳量 0.03～2%的铁碳合金。钢坚硬，有韧性、弹性，可以锻打、压延，也可以铸造。钢的分类方法很多，根据冶炼方法可分为平炉钢、电炉钢、转炉钢和坩埚钢，根据用途可分为结构钢、工具钢和特殊性能钢。若按化学成分分类，钢可以分为碳素钢和合金钢两大类。碳素钢即普通钢，它所含的碳、硅、锰、硫、磷等比生铁要少得多。碳素钢的性质与含碳量有关，含碳量越多的硬度越大，含碳量越低的韧性越强。工业上一般把含碳量低于 0.3%的叫低碳钢；含碳量在 0.3～0.6%之间的叫中碳钢；含碳量在 0.6%以上的叫高碳钢。低碳钢和中碳钢用来制造机器零件、管子等；高碳钢用来制造刀具、量具和冲压模具等。合金钢也叫特种钢，是含有一定量的合金元素的钢，常用的合金元素有硅、锰、铬、镍、钨、钼、钒、钛、锆、铝、铜、铌、硼等。由于所加入的合金元素不同，使钢具有不同的性能和用途。例如，钨钢、锰钢硬度很大，可制金属加工工具、拖拉机履带和车轴等；锰硅钢韧性特别强，可以制造弹簧片、弹簧圈；钼钢能抗高温，可以制造飞机的曲轴、特别硬的工具等；钨铬钢的硬度大，韧性很强，可以做机床刀具和模具；镍铬钢抗蚀性强，不易氧化，也叫不锈钢，可以制造化工生产上用的耐酸塔以及医疗器械、日常用具等。

生铁　一般指含碳量在 2～4.3%的铁的合金。又称铸铁。生铁里除含碳外，还含有硅、锰及少量的硫、磷等，它可铸不可锻。根据生铁里碳存在形态的不同，又可分为炼钢生铁、铸造生铁和球墨铸铁等几种。炼钢生铁里的碳主要以碳化铁的形态存在，其断面呈白色，通常又叫白口铁。这种生铁性能坚硬而脆，一般都用做炼钢的原料。铸造生铁中的碳以片状的石墨形态存在，它的断口为灰色，通常又叫灰口铁。由于石墨质软，且有润滑作用，因而铸造生铁具有良好的切削、耐磨和铸造性能。但它的抗拉强度不够，故不能锻轧，只能用于制造各种铸件，如铸造各种机床床座、铁管等。球墨铸铁里的碳以球形石墨的形态存在，其机械性能远胜于灰口铁而接近于钢，它具有优良的铸造、切削加工和耐磨性能，有一定的弹性，广泛用于制造曲轴、齿轮、活塞等高级铸件以及多种机械零件。此外还有含硅、锰、镍或其它元素量特别高的生铁，叫合金生铁，如硅铁、锰铁等，常用做炼钢的原料。在炼钢时加入某些合金生铁，可以改善钢的性能。

钢铁的生锈　普通钢铁制品在潮湿的空气中，渐渐变色，并在表面生成一种红褐色的物质，这种现象叫做钢铁的生锈。其实质是铁和空气中的氧气、水蒸气等起作用，生成铁的多种氧化物的水合物。铁锈的成分比较复杂，通常简略用 $Fe_2O_3 \cdot xH_2O$ 表示。铁锈是一种松脆多孔的物质，它不能保护里层的铁不被锈蚀，因此时间久了，钢铁制品就可能锈蚀成一堆无用的废品。尤其严重的是，钢铁在含有酸气、氯气的水蒸气中，或接触电解质溶液时，锈蚀得特别快。据统计，每年世界上都有几千万吨钢铁变成了铁锈，而钢铁制品遭破坏而引起的停工减产、产品质量下降、环境污染、危害人体健康，甚至造成严重事故的损失是无法估量的。因此，钢铁防锈具有重要的经济意义和社会意义。

钢铁防锈　既然钢铁生绣是由于铁跟周围物质发生化学反应所引起

[①] 近代测试表明，实际是铁的混合价态化合物，化学式应为 $Fe^{II}Fe^{III}[Fe^{III}O4]$。

的，那么，钢铁的防锈也必须从钢铁和周围物质两方面来考虑。生产上常用的一些防锈方法有：（1）覆盖保护层：即在钢铁表面覆盖致密的保护层，使之和周围物质隔离开。如在铁制品表面涂上一层油漆、沥青、塑料、搪瓷等非金属材料。短期的防腐可涂上机油、凡士林、石蜡等。例如船身、车厢、水桶等常涂油漆，汽车外壳常喷漆，枪炮、机器常涂机油，脸盆等日用品常涂搪瓷等。还可以用电镀、热镀、喷镀的方法，在钢铁表面镀上一层不易被腐蚀的金属，如锌、锡、铬、镍等。这些金属都能因氧化而形成一层致密的氧化物薄膜，从而阻止水和空气对钢铁的腐蚀。例如，常用的白铁皮就是在薄钢板的表面镀上一层锌，做罐头用的马口铁就是在铁上镀一层耐有机酸而无毒的锡，自行车钢圈就是电镀一层既耐腐蚀又耐磨的铬或镍。还可以用化学方法使钢铁表面生成一层致密的氧化膜。例如，工业上常借一些溶液（亚硝酸钠和浓碱）的氧化作用，在枪械、自行车车链、刀片、机器零件等钢铁制品的表面上形成一层致密的墨色的四氧化三铁薄膜。（2）改变钢铁的内部组织结构：炼钢时加入某些合金元素，从根本上改变普通钢铁的内部结构，起到抗蚀作用。例如把铬、镍等加入碳素钢里制成不锈钢。此外，利用热处理或渗铬、渗铝、渗氮等来改变钢铁的内部组织，或使金属产生一层抗蚀性能很强的表面。（3）改善腐蚀环境，即加入少量缓蚀剂来防止腐蚀。例如用亚硫酸钠除去水中的氧，可防止锅炉腐蚀。（4）电化学保护法，即根据电化学原理而采用的方法。此法常用于海水或河道中钢铁设备的保护。除了采取各种防锈措施外，在钢铁制品的保管中还应保持环境干燥、清洁，保护其防护层或包装不受损坏等。

金属元素和人体健康的关系　据科学家测定，人体中含有多种金属元素，按其含量的不同，分成两种。在人体中含量超过百万分之五十（50ppm）的属于常量金属元素，如钙、钾、钠、镁等。而含量在百万分之五十以下的，属于微量金属元素，如铁、锌、锰、铜、钼、铬、钒、钴、镍、锡、钛、锶、锂等。有的元素含量甚微，可是对人体健康却有大作用。如果身体里某元素含量低于标准，可引起疾病，甚至死亡。钙是人体中含量最多的金属元素，约占成人体重的 1.5～2%，其中 99%的钙存在于骨骼和牙齿中，1%存在于血液中。钙参与骨骼和牙齿的形成并钙化，还能促进维生素 B_1 的吸收，使脂肪分解酶被激活[①]，参与凝血和肌肉的收缩过程。婴幼儿缺少钙，常发生软骨病和佝偻病。成人体中含有 21～28 克镁，存在于骨骼、肌肉和软组织中。镁是细胞中几百万种生化反应的催比剂。钠和钾的化合物是人体重要的电解质，对于保持细胞和血液之间的电平衡、化学平衡起着重要作用。钠存在于细胞外，钾在细胞内。对高血压患者，应注意“低盐”，或用氯化钾代替。至于肾脏病患者，这两种盐都必须限制。铁在人体中的含量为百万分之四十，是人体血红蛋白，肌红蛋白皮细胞色素的主要成分，它的主要功能是参加氧和二氧化碳的运输。人长期慢性失血、铁摄入量不足或吸收障碍，可患缺铁性贫血。人体中平均含锌总量为 2 克。锌是一百多种酶的合成成分之一，对蛋白质合成以及新陈代谢起重要作用，所以儿童缺锌会影响生长和发育。另外锌含量低还与听力减退有关。但是锌也不能摄入过多，高剂量的锌可造成铜的缺乏，还可引起缺铁性贫血。一般成人体内含铜 0.l～0.2 克，它是许多酶的组成部分，并对人体新陈代谢的调节起重要作用。缺铜还会引起脱发症。铅和铅的

---

① 酶，音 méi，是生物体内的一种有机物，由蛋白质组成，它的功能是加速有机体内进行的化学变化。

化合物都有毒，它能抑制血红蛋白的合成，致使卟吩代谢发生障碍[①]，引起中毒。铬元素对人体有两面性。低价态的铬，能参与糖和脂肪类物质的代谢作用，并促进人体的发育成长。缺少低价铬，胰岛素的作用很快下降，严重时可患糖尿病。而高价态的铬可以干扰很多重要酶的活性，破坏肝、肾的重要功能，严重的引起癌症。镉、汞等金属对人体有毒。

盐酸　氯化氢气体的水溶液，又称氢氯酸。纯净的浓盐酸无色、有刺激性酸味。工业品的浓盐酸因含杂质而显黄色。实验室常用浓盐酸的密度为 1.19 克/厘米^3，质量百分比浓度约为 38%。盐酸是挥发性酸，故装有浓盐酸的试剂瓶应用玻璃塞塞紧放于阴凉处。盐酸能够导电，在稀溶液中几乎完全电离为氢离子和氯离子，是重要的一元强酸。盐酸具有酸的通性，它跟硝酸银溶液反应生成不溶于稀硝酸的氯比银凝乳状白色沉淀，此反应可用于检验盐酸或氯离子。盐酸有腐蚀性，3 体积浓盐酸和 1 体积浓硝酸混合而成的王水，腐蚀性极强，能溶解金、铂等贵金属。盐酸是重要的工业原料之一，广泛应用于化学、石油、冶金、印染、医药等工业部门。人的胃液里含～0.5%的盐酸，它能促进食物消化和杀死各种病菌。当胃酸过多时，可服少量的碳酸氢钠、氧化镁或氢氧化铝凝胶来中和。

硫酸　三氧化硫溶于水即为硫酸，它是一种重要的活泼的二元强酸。纯品为无色粘稠的油状液体，工业品因含杂质而呈黄、棕等色。实验室常用浓硫酸的浓度是 98.3%，密度为 1.84 克/厘米^3，熔点 10.49℃，沸点 338℃，不易挥发。加热时由于分解为水和三氧化硫而发烟。浓硫酸溶于水放出大量热。稀释时，必须把浓硫酸慢慢倒入水中，并不断搅拌。切不可将水注入浓硫酸，以防浓硫酸猛烈飞溅而引起事故。浓硫酸有强烈的吸水作用，是很好的干燥剂，久存的浓硫酸因吸收空气中的水分而降低浓度，浓硫酸可将许多有机化合物脱水，对动植物组织有很强的破坏作用，有很强的腐蚀性。浓硫酸是氧化性酸，常温下可使铁、铝等金属钝化而不与之作用，故可用铁或铝制容器贮存浓硫酸。但在受热的条件下，浓硫酸可氧化绝大多数金属和非金属，如与铜反应生成硫酸铜和二氧化硫，与碳作用生成二氧化碳和二氧化硫。稀硫酸具有酸的通性，实验室常用稀硫酸与锌反应来制备氢气，它与氯化钡反应生成不溶于硝酸的白色硫酸钡沉淀，可用于检验硫酸或硫酸根离子的存在。硫酸是重要的基本化工产品之一，其产量常用来衡量一个国家的化工生产能力。硫酸广泛用于肥料工业、石油、冶金、制造炸药、农药、合成染料等部门。还可用硫酸来制取各种挥发性酸。硫酸还是化学实验室里的常用试剂。

硝酸　五氧化二氮溶于水即得硝酸。纯硝酸是无色、易挥发、有刺激性气味的油状液体，熔点为-42℃，沸点为 86℃，密度为 1.5027 克/厘米^3，它能以任意比例溶解于水。当溶有二氧化氮时，即得发烟硝酸。发烟硝酸为红褐色液体，在空气中猛烈发烟并吸收水分。实验室常用浓硝酸的浓度约 68%，密度为 1.41 克/厘米^3。硝酸受热或见光就会分解放出二氧化氮（使硝酸带有微黄色），所以须把它盛在棕色瓶中，贮放于冷暗处。硝酸是重要的一元强酸，具有酸的通性。硝酸有很强的氧化性，与金属反应时一般不生成氢气。浓硝酸的氧化性比稀硝酸的氧化性强。铝、铁、铬等金属在浓硝酸中钝化，所以可用铝槽车装运浓硝酸。浓硝酸和浓盐酸的混合物（体积比 1:3）叫做

[①] 卟吩，音 p ǒ ē n。一种含碳、氢、氮的复杂的有机物。

王水，氧化能力更强，能使不溶于硝酸的金、铂等贵金属溶解。硝酸还能使许多非金属及某些有机物氧化。硝酸腐蚀性很强，溅在皮肤上引起疼痛并产生黄色斑点，使用时应小心。实验室里用硝酸钠跟浓硫酸共同加热来制取硝酸。硝酸是一种重要的化工原料，广泛用于制造化肥、炸药、染料、塑料、硝酸盐等许多化学产品。硝酸也是常用的化学试剂。

氢氧化钠　化学式 NaOH，是常见的、重要的碱；式量 40.00，密度 2.130 克/厘米 ^{3}。熔点 318.4℃，沸点 1390℃，纯的无水氢氧化钠为白色半透明，结晶状固体。氢氧化钠极易溶于水，溶解度随温度的升高而增大，溶解时能放出大量的热。它的水溶液有涩味和滑腻感，溶液呈强碱性，具备碱的一切通性。氢氧化钠还易溶于乙醇、甘油，但不溶于乙醚、丙酮、液氨。固体氢氧化钠溶解或浓溶液稀释时会放出热量，与无机酸反应生成相应的盐类；能从水溶液中沉淀金属离子成为氢氧化物；能使油脂发生皂化反应[①]，生成相应的有机酸的钠盐和醇，这是去除织物上的油污的原理。

氢氧化钠的用途十分广泛，在化学实验中，除了用做试剂以外，由于它有很强的吸水性，还可用做碱性干燥剂。在工业上，氢氧化钠通常称为烧碱，俗称又叫火碱或苛性钠。这是因为较浓的氢氧化钠溶液，溅到皮肤上会腐蚀表皮，造成烧伤，大量接触烧碱时应佩带防护用具。工作服或工作帽应用棉布或适当的合成材料制作。接触片状或粒状烧碱时，工作场所应有通风装置，室内空气中最大允许浓度为 2 毫克/米 ^{3}。碱液触及皮肤，可用 5～10%硫酸镁溶液清洗，如溅入眼睛里，应立即用大量硼酸水溶液清洗。烧碱在国民经济中有广泛应用，许多工业部门都需要烧碱。使用烧碱最多的部门是化学药品的制造，其次是造纸、炼铝、炼钨、人造丝、人造棉和肥皂制造业。另外，在生产染料、塑料、药剂及有机中间体，旧橡胶的再生，制金属钠、水的电解以及无机盐生产中，制取硼砂、铬盐、锰酸盐、磷酸盐等，也要使用大量的烧碱。

在保存固体氢氧化钠时要注意把试剂瓶口封严，以防止暴露在空气中吸收水和二氧化碳。烧碱可通过电解食盐溶液，或通过碳酸钠与石灰乳反应获得。

氢氧化钙　化学式 $Ca(OH)_2$，式量 74.09，俗名熟石灰或消石灰，白色粉末，密度 2.24 克/厘米 ^{3}，在 580℃时失去水。微溶于水，具有很强的腐蚀性和吸湿性，对皮肤、织物等有腐蚀作用。它的澄清水溶液叫做石灰水，放在空气中能吸收二氧化碳，生成碳酸钙。二氧化碳同样可使澄清的石灰水溶液变浑浊，这也是实验室中检验二氧化碳气体生成的方法。氢氧化钙也能溶于酸、氯化铵等溶液中，氢氧化钙可用于制糖、医药和化学工业等方面，如制漂白粉、硬水软化剂、消毒剂、制酸剂、收敛剂等。用氢氧化钙和水组成的石灰乳可用来粉刷墙壁和保护树木等。

氯化钠（食盐）　化学式 NaCl，式量 58.44，食盐的主要成分，白色立方晶体或细小的晶体粉末，密度 2.165 克/厘米 ^{3}（25℃），熔点 801℃，沸点 1413℃，味咸。溶于水，显中性，易溶于甘油，但难溶于乙醇，易潮解。自然界中有海盐、池盐、井盐、岩盐。含有气体的岩盐，叫鸣盐。我国西北盐湖所特产的直径为 3～4 厘米的珠状盐粒叫珍珠盐。将自然界中得到的常含氯化钙、氯化镁等杂质的粗盐溶于水，加入石灰水、碳酸钠，除去沉淀，蒸

---

① 皂化，动植物油脂与碱作用生成肥皂和甘油的反应。

发后得精盐。氯化钠无论在工业生产、医学及日常生活中都发挥着重要的作用。通过电解饱和食盐水的方法可用来制取氯气、氢气和氢氧化钠，还可用来制盐酸、金属钠等，以及供盐析肥皂和鞣制皮革等。高度精制后的氯化钠可用于制造生理盐水，可用于失钠、失水和失血等情况的临床治疗及生理实验。氯化钠可用于食品调味和腌制鱼肉蔬菜则是人所共知的。

碳酸钠（纯碱） 化学式为 Na_2CO_3，俗名纯碱，又称苏打、碱灰，一种重要的化工基本原料，纯碱工业的主产品。通常为白色粉末，高温下易分解，易溶于水，水溶液呈碱性。纯碱在潮湿的空气里会潮解，慢慢吸收二氧化碳和水，部分变为碳酸氢钠，所以包装要严，否则会吸潮结块，碳酸钠与水生成 $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$，$Na_2CO_3 \cdot 7H_2O$，$Na_2CO_3 \cdot H_2O$ 三种水合物，其中 $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$ 最为稳定，且溶于水的溶解热非常小。多应用于照相行业，其商品名称为碳氧。$Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$ 又称晶碱，以前，晶碱常用于家庭洗涤和洗羊毛，故又称“洗濯碱”[①]。过去，我国民间习惯使用既能洗衣又能发面的“块碱”，那是用纯碱加大量水搅拌制成的（另加有一些小苏打（$NaHCO_3$），其含水量在 50% 以上。碳酸钠溶于水时呈吸热反应，在空气中易风化。$Na_2CO_3 \cdot 7H_2O$ 不稳定，仅在 32.5～36℃范围内才能从碳酸钠饱和溶液中析出。碳酸钠是弱酸强碱盐。用化学方法制出的 Na_2CO_3 比天然碱纯净，人们因此称它为“纯碱”。

纯碱的用途很广，一般都是利用它的碱性。它可用于制造玻璃，如平板玻璃、瓶玻璃、光学玻璃和高级器皿；还可利用脂肪酸与纯碱的反应制肥皂；在硬水的软化、石油和油类的精制、冶金工业中脱除硫和磷、选矿、以及铜、铅、镍、锡、铀、铝等金属的制备、化学工业中制取钠盐、金属碳酸盐、漂白剂、填料、洗涤剂、催化剂及染料等均要用到它，在陶瓷工业中制取耐火材料和釉也要用到纯碱。

纯碱是一种重要的大吨位的化工原料。纯碱生产有索尔维法[①]，侯氏制碱法[②]和天然碱加工法等，所用原料因加工方法不同而异。主要原料为原盐（包括海盐、池盐、矿盐及地下卤水）、天然碱、石灰石、氨等。中国主要纯碱厂有大连化工公司碱厂，天津碱厂，青岛碱厂，自贡鸿鹤化工总厂，湖北省化工厂。

五水硫酸铜（胆矾） 化学式 $CuSO_4 \cdot 5H_2O$，式量 249.68，俗名胆矾，蓝色晶体，具有光泽，玻璃状，密度 2.284 克/厘米 ^{3}，于 110℃失去 4 分子 H_2O，于 150℃失去 5 分子 H_2O。五水硫酸铜可溶于水。在空气中风化后，变为白色无水 $CuSO_4$，性脆，无臭，味涩，有毒！根据

$$CuSO_4 \cdot 5H_2O \rightleftharpoons CuSO_4 + 5H_2O$$

蓝色白色可用在实验室中测定某些试剂是否含水，也可用无水 $CuSO_4$ 做脱水剂。硫酸铜可用做中药，具有催吐、祛腐、解毒的功用，也用做木材防腐剂、媒染剂、杀菌剂、杀虫剂、颜料、电镀液、染发剂、雕刻剂。如配制电解法精炼铜和电镀铜的电解液，跟石灰乳混合可以配成波尔多液，用做防治植物病虫害的农药，制造绿色颜料。用热的浓硫酸溶解铜屑，或在有充足

---

① 洗濯碱中的“濯”，读 zhuó。

① 索尔维（E.Solvay，1838—1992）比利时国工业化学家。

② 我国著名化学家侯德榜（1890—1974）发明的联合制碱法。参看本系列学习词典的《高中化学学习词典》。

空气供给的条件下，用热的稀硫酸来溶解废铜可以制得。

化学肥料 简称化肥。用化学和（或）物理方法人工制成的含有一种或几种农作物生长需要的营养元素的肥料。作物生长所需要的常量营养元素有碳、氢、氧、氮、磷、钾、钙、镁、硫。微量营养元素有硼、铜、铁、锰、钼、锌、氯等。土壤中的常量营养元素氮、磷、钾通常不能满足作物生长的需求，需要施用含氮、磷、钾的化肥来补足。而微量营养元素中除氯在土壤中不缺外，另外几种营养元素则需施用微量元素肥料。化肥一般多是无机化合物，仅尿素[$CO(NH_2)_2$]是有机化合物。凡只含一种可标明含量的营养元素的化肥称为单元肥料，如氮肥、磷肥、钾肥等。凡含有氮、磷、钾三种营养元素中的两种或两种以上且可标明其含量的化肥称为复合肥料或混合肥料。品位是化肥质量的主要指标。它是指化肥产品中有效营养元素或其氧化物的含量百分率。

氮肥 含有作物营养元素氮的化肥。元素氮对作物生长起着非常重要的作用，它是植物体内氨基酸的组成部分、是构成蛋白质的成分，也是植物进行光合作用起决定作用的叶绿素的组成部分。氮还能帮助作物分殖。施用氮肥不仅能提高农产品的产量，还能提高农产品的质量。常见氮肥及其主要成分和性质如下表所示：

肥料	主要化学成分	平均含量（%）	在水中溶解性
硝酸铵	NH_4NO_3	34.7 ～ 35.0	易溶
无水氨	NH_3	82.3	易溶
氨水	$NH_3 \cdot H_2O$	20	可和水任意比例混合
硫酸铵	$(NH_4)_2SO_4$	20.5 ～ 21.5	易溶
尿素	NH_2CONH_2	46	易溶
硝酸钙	$Ca(NO_3)_2 \cdot 2H_2O$	17.0	易溶
氯化铵	NH_4Cl	26.0	一般
硝酸钠	$NaNO_3$	16.0	易溶
硝酸铵钙	$NH_4NO_3+CaCO_3$	20.0	易溶，但其中石灰不溶
碳酸氢铵	NH_4HCO_3	17.5	易溶

氨水和无水氨属液态氮肥，其它属固态氮肥。氨水是一种廉价的速效肥料，施入土壤后，作物能很快吸收，不会残留有害物质，不影响土壤的结构和性质。但由于氨水易分解、挥发，放出氨气，因此在运输、贮存时，应把氨水密封在容器里，或在氨水表面覆盖一层矿物油，放在阴凉的地方。由于氨水对多种金属有腐蚀作用，还应将其放在耐腐蚀的容器里，如橡皮袋、陶瓷坛或内涂沥青的铁桶等。施用时必须稀释，深施到土层中，再用土盖覆，或灌溉时使氨水随水流入田地里。还应注意，对于含有 NH^{4+}的氮肥，都不能跟石灰、草木灰等碱性物质混合，否则会影响肥效。因为铵盐能同碱反应，放出氨气。

氮肥生产的主要原料是合成氨，少量来自煤气工业和其它工业回收的副产氨。因此，氮肥生产一般需要与合成氨生产配套进行。

磷肥 以磷矿为原料生产的含有作物营养元素磷的化肥。磷在植物体内是细胞原生质的组分，对细胞的生长和增殖起重要作用；磷还参与植物生命过程的光合作用，糖和淀粉的利用和能量的传递过程。磷肥还能促进植物苗

期根系的生长，使植物提早成熟。植物在结果时，磷大量转移到籽粒中，使得籽粒饱满。最早的磷肥是过磷酸钙，现已逐渐被磷酸铵和重过磷酸钙等高浓度磷肥取代。磷肥的有效组分的品位以五氧化二磷的百分含量表示。磷肥主要品种及其主要成分和性质如下表所示：

名称	含量（P_2O_5%）	主要组分	溶解性质
过磷酸钙	14～20	$Ca(H_2PO_4)_2 \cdot H_2O$，$CaSO_4$	水溶性
重过磷酸钙①	42～46	$Ca(H_2PO_4)_2 \cdot H_2O$	水溶性
富过磷酸钙	20～30	$Ca(H_2PO_4)_2 \cdot H_2O$,$CaSO_4$	水溶性
磷酸二钙	38～48	$CaHPO_4 \cdot 2H_2O$ 或 $CaHPO_4$	不溶于水，溶于枸橼酸铵溶液②
偏磷酸钙	65～68	$Ca(PO_3)_n$ 玻璃质	微溶于水，溶于枸橼酸铵溶液

名称	含量（P_2O_5%）	主要组分	溶解性质
脱氟磷酸钙	22～42	$a\text{-}Ca_3(PO_4)_2$	不溶于水，溶于枸橼酸铵溶液
钙钠磷肥	28～30	$CaNaPO_4$	不溶于水，溶于枸橼酸铵溶液
熔融钙镁磷肥	16～22	H_3PO_4（Ca,Mg,Si）	溶于2%枸橼酸溶液
钢渣磷肥	15～20	$5CaO \cdot P_2O_5 \cdot SiO_2$ 和 $7CaO \cdot P_2O_5 \cdot 2SiO_2$	溶于枸橼酸铵溶液

近代产量最大的磷肥品种是磷酸铵类肥料，它们是既含营养元素磷，又含营养元素氮的复合肥料。

钾肥含有作物营养元素钾的一种化肥。由于钾元素在植物体内以游离钾离子形式存在，它有促进碳水化合物和氮的代谢、控制和调节各种矿物营养元素的活性、活化各种酶的活动、控制养分和水的输送、保持细胞的内压、防止植物枯萎的功效。施用钾肥能促进作物茁壮生长，茎秆粗硬，增强对病虫害和倒伏的抵抗能力，并能促进糖分和淀粉的生成。目前主要的钾肥品种是用天然钾盐矿经富集精制加工而制得的氯化钾，占钾肥产量的 90%以上；其次是硫酸钾和无水钾镁矾（$K_2SO_4 \cdot 2MgSO_4$），占 8～10%，少量是水泥生产中回收的窑灰钾肥。其主要成分是 $K_2SO_4 \cdot K_2CO_3$，硅酸钾等。钾肥的有效成分以氧化钾的百分含量表示。农用氯化钾含 K_2O 55～62%、硫酸钾含 K_2O 48～52%。氯化钾主要是由钾石盐矿以下面三种方法富集：①浮选法；②溶解结晶法；③重液分离法。硫酸钾主要是用可溶性硫酸盐钾矿为原料。工业上常用的碳酸钾的制备有电解法和离子交换法。农业上从各种植物壳，如棉籽壳、茶子壳、桐子壳、葵花籽壳燃烧生成的草木灰（其主要成分是 K_2CO_3 和少量钙、镁、磷的化合物），也可得到钾肥。但应注意，由于 K_2CO_3 溶于 H_2O，因此堆放草木灰要防止雨淋，避免肥价的流失；窑灰钾肥和草木灰都含有 K_2CO_3，而具碱性，注意不可和铵态氮肥混合使用。

农药　用于防治农业上各种有害生物，和调节农作物生长发育的一类精细化工产品。农药按来源分类有生物源农药和化学合成农药。后者又分为无机农药和有机农药。农药产品按用途又可分为杀虫剂、杀菌剂、除草剂、杀螨剂、杀线虫剂、杀鼠剂、植物生长调节剂等许多门类。如无机农药波尔多液是一种杀菌剂，有机农药乐果、敌百虫都是杀虫剂。每种农药原药，即农药有效成分，都是工业纯度的、有特定化学结构的化合物。农药在田间实际使用时，药效常受到制剂质量，施药方法，有害生物的种群和生长阶段、危害方式与程度，作物栽培管理情况，田间环境条件（气温、湿度、风雨、土壤性质）等诸多因素的影响。因此必须根据具体情况来选择农药的种类和施用的剂量及方法。使用农药在生物灾害的防治中起着非常大的作用。估计每年全世界由各种生物灾害（虫害、病害、草害等）造成的损失，约占农业潜在产量的 35%。一般使用农药可提高农业产量的 10～20%以上。据联合国粮食及农业组织（FAO）估计，在发展中国家如果不使用杀虫剂、棉花将减产 50%。农药在卫生保健，预防传染病，建筑物的保护，城市和庭园的绿化，交通沿线或工业场地等许多领域都有着广泛的用途。农药还可用来杀蚊蝇、蟑螂、家鼠，防虫、防霉、防腐、防蚁，除草、灭病等。

一种农药长期使用，由于目标有害生物产生了抗药性，药效会减退。因此，在同一地区应轮换使用多种农药来避免或延缓抗药性的发展。

农药虽然对人类有许多益处，但由于农药施用后，分布在农作物上和土壤表层并通过风吹雨淋灌溉等转移到大气和水中。大多数农药可在较短时间内通过化学或生物途径分解成无毒物质，但有些农药如滴滴涕、六六六等有机氯杀虫剂，性质稳定，不易降解，残留时期长，可能造成环境污染。残留的农药可通过收获的农产品直接被摄入人体；也可由生态系统中食物链的传递和富集，间接地最后进入人体。使用农药必须遵循农药使用的管理法规。

黑火药　黑火药是由硝酸钾、硫黄和炭等组成的混合火药。它的成分配比从古到今变化不大，一般配比为硝酸钾 75%；炭 15%；硫黄 10%。黑火药三种组分燃烧时的反应如下（按 KNO_3 74.8%，C 13.4%，S 11.8%的配比）：

$$20KNO_3+10S+30C\rightarrow 6K_2CO_3+K_2SO_4+3K_2S_3+14CO_2+10CO+10N_2$$

黑火药的化学反应是以爆燃或爆炸形式出现的。

由于黑火药具有易被火焰、火花点燃，燃烧时又产生许多灼热的固体颗粒，而易于点燃其它火药的特点，在军事上广泛用做火药装药的点火药和传火药，可用于照明弹、信号弹、燃烧弹和烟幕弹的抛射装药。民用制爆竹、礼花、导火索、猎枪发射器以及某些矿山的爆破作业等。

明矾　又称白矾、钾矾、钾铝矾、钾明矾。是含有结晶水的硫酸钾和硫酸铝的复盐。化学式 $KAl(SO_4)_2\cdot 12H_2O$，式量 474.39，无色立方，单斜或六方晶体，有玻璃光泽，密度 1.757 克/厘米 ^{3}，熔点 92.5°C。64.5°C时失去 9 分子结晶水，200°C时失去 12 分子结晶水，溶于水，不溶于乙醇。明矾性味酸涩，寒，有毒。故有抗菌作用、收敛作用等，可用做中药。明矾还可用于制备铝盐、发酵粉、油漆、鞣料、澄清剂、媒染剂、造纸、防水剂等。明矾净水是过去民间经常采用的方法，它的原理是明矾在水中可以电离出两种金属离子：

$$KAl(SO_4)_2=K^++Al^{3+}+2SO_4^{2-}$$

而 Al^{3+}很容易水解，生成胶状的氢氧化铝 $Al(OH)_3$：

$$Al^{3+}+3H_2O \rightleftharpoons Al(OH)_3(胶体)+3H^+$$

氢氧化铝胶体的吸附能力很强，可以吸附水里悬浮的杂质，并形成沉淀，使水澄清。所以，明矾是一种较好的净水剂。

明矾可由明矾石经煅烧、萃取，结晶而制得。我国产地有浙江平阳，福建福鼎等。

三、化学基本计算

计算物质的式量 式量就是化学式中各原子的原子量的总和。计算物质式量的步骤是：（1）写出物质正确的化学式；（2）用各元素的原子量分别乘以化学式中所含的该原子个数，得出各元素的原子量之和；（3）把各元素原子的原子量之和相加，就可算出该物质的式量。

[例]计算明矾晶体的式量。

[分析]明矾晶体的化学式是 $KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$，计算结晶水合物（$A \cdot nH_2O$）的式量，先要算出 A 的式量，再用水的式量乘以所含结晶水个数 n，算出含有的结晶水的式量，把无水盐 A 的式量与结晶水 nH_2O 的式量相加，便可得到结晶水合物（$A \cdot nH_2O$）的式量。在结晶水合物 $A \cdot nH_2O$ 的化学式中，A 与 nH_2O 之间的小圆点“ · ”，在计算时是表示相加的符号。

[解]明矾的化学式是 $KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$，其中无水盐 $KAl(SO_4)_2$ 的式量为：

$$39\times1+27\times1+(32+16\times4)\times2=258$$

明矾 $KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$ 中含有结晶水的式量为：

$$(1\times2+16)\times12=216$$

明矾晶体的式量为：

$$258+216=474$$

答：明矾晶体的式量是 474。

计算化合物中各元素的质量比 化合物中各元素的质量比，就是在该化合物的一个分子中各元素原子的原子量之和的比值。计算化合物中各元素的质量比，要依据化合物的化学式分别算出各元素的原子量之和，再进而求出各元素的原子量之和的比值。

[例]计算四氧化三铁中铁元素与氧元素的质量比是多少？

[分析]四氧化三铁的化学式是 Fe_3O_4，在 Fe_3O_4 的一个分子中，含有 3 个铁原子和 4 个氧原子，3 个铁原子的原子量之和是：

$$3\times56=168$$

4 个氧原子的原子量之和是：

$$4\times16=64$$

铁元素与氧元素的质量比是 168：64，可简化为 21：8。

[解]在 Fe_3O_4 中铁元素与氧元素的质量比是：

$$3\times56:4\times16=21:8$$

答：在 Fe_3O_4 中 Fe 与 O 的质量比是 21 比 8。

计算化合物中各元素的百分含量 计算化合物中各元素的百分含量，先要写出该化合物的化学式并计算出式量，再用化学式中各元素原子的原子量之和，分别除以化合物的式量，乘以百分之百，便可算出化合物中各元素的百分含量。

[例]计算化肥硝酸铵（NH_4NO_3）中氮元素、氢元素、氧元素的百分含量。

[分析]计算化合物中某元素的百分含量可以应用下面的公式：

$$\text{化合物中某元素的百分含量}=\frac{\text{元素原子量}\times\text{原子个数}}{\text{化合物式量}}\times100\%$$

在 NH_4NO_3 中氮元素的百分含量为：

$$\frac{\text{N的原子量}\times 2}{NH_4NO_3\text{式量}}\times 100\%$$

氢元素的百分含量为：

$$\frac{\text{H的原子量}\times 4}{NH_4NO_3\text{式量}}\times 100\%$$

氧元素的百分含量为：

$$\frac{\text{O的原子量}\times 3}{NH_4NO_3\text{式量}}\times 100\%$$

[解]氢的原子量是 1，氮的原子量是 14，氧的原子量是 16，NH_4NO_3 的式量是 80。在 NH_4NO_3 中氮元素的百分含量是：

$$\frac{14\times 2}{80}\times 100\% = 35\%$$

氢元素的百分含量是：

$$\frac{1\times 4}{80}\times 100\% = 5\%$$

氧元素的百分含量是：

$$\frac{16\times 3}{80}\times 100\% = 60\%$$

答：在 NH_4NO_3。中含 N35%，含 H5%，含 O60%。

溶解度的计算 在一定温度下的饱和溶液里，溶质的质量、溶剂的质量与该物质的溶解度存在以下关系：

$$\frac{\text{溶质的质量（克）}}{\text{溶剂的质量（克）}} = \frac{\text{溶解度（克）}}{100\text{（克）}}$$

将上式移项处理后可得：

$$\text{溶解度} = \frac{\text{溶质的质量}}{\text{溶剂的质量}}\times 100$$

只要知道饱和溶液里溶质的质量和溶剂的质量，便可以计算出该物质在该温度下的溶解度。

[例]在 20°C时，把 25 克蓝矾（$CuSO_4\cdot 5H_2O$）溶解在 71 克水中，恰好形成饱和硫酸铜溶液，计算 20°C时 $CuSO_4$ 的溶解度。

[分析]蓝矾溶于水中形成硫酸铜饱和溶液，在该饱和溶液中，溶质是 $CuSO_4$，溶剂是 H_2O。蓝矾是带有 5 个结晶水的硫酸铜，在本题中计算溶质 $CuSO_4$ 的质量时，要把含水晶体 $CuSO_4\cdot 5H_2O$ 的质量换算为无水 CuSO4 的质量；在计算溶剂的质量时，又要加上 25 克 $CuSO_4\cdot 5H_2O$ 中含有的结晶水的质量。

[解]在该饱和硫酸铜溶液中溶质 $CuSO_4$ 的质量是：

$$25\text{克}\times\frac{160}{250} = 16\text{克}$$

溶剂的质量是：

$$71\text{克} + 25\text{克}\times\frac{90}{250} = 80\text{克}$$

在 20°C时 $CuSO_4$ 的溶解度是：

$$\frac{16\text{克}}{80\text{克}}\times 100\text{克}=20\text{克}$$

答：20°C时 $CuSO_4$ 的溶解度是 20 克。

质量百分比浓度的计算 依据质量百分比浓度的定义，计算溶液的质量百分比浓度，可以应用下列换算式：

$$\text{质量百分比浓度}=\frac{\text{溶质的质量}}{\text{溶液的质量}}\times 100\%$$

计算质量百分比浓度还要应用下面的公式：

溶液的质量=溶质的质量+溶剂的质量

当已知溶液的密度 d 和体积 V，计算溶液、溶质的质量，还可以应用下面的公式：

溶液的质量（克）=溶液密度 d（克/厘米^3）×V（厘米^3）

溶质的质量（克）=d（克/厘米^3）×V（厘米^3）×质量百分比浓度

关于溶液质量百分比浓度的计算，主要有以下三种基本类型：

①已知溶质和溶剂的质量，计算溶液的质量百分比浓度

[例]把 2 克固体 NaOH 溶解在 18 克水中，计算所得溶液的质量百分比浓度。

[分析]在该 NaOH 溶液中，溶质的质量是 2 克，溶剂的质量是 18 克，溶液的质量是：

2 克+18 克=20 克

氢氧化钠溶液的质量百分比浓度为：

$$\frac{\text{NaOH质量}}{\text{溶液的质量}}\times 100\%$$

[解]

$$\frac{2\text{克}}{18\text{克}+2\text{克}}\times 100\%=10\%$$

答：该 NaOH 溶液质量百分比浓度是 10%。

②已知溶液的质量百分比浓度，计算溶质和溶剂的质量

[例]欲配制质量百分比浓度为 2%$AgNO_3$ 溶液 500 克，应称取 $AgNO_3$ 多少克？加入水多少毫升？

[分析]用 $AgNO_3$ 溶液的质量乘以质量百分比浓度，便可得到溶质 $AgNO_3$ 的质量；用 $AgNO_3$ 溶液的质量减去 $AgNO_3$ 溶质的质量，便可得到应加入水的质量；用水的质量除以水的密度，便可计算出加入水的体积。

[解]应当称取 $AgNO_3$ 的质量为：

500 克×2%=10 克

应当加入水的质量为：

500 克-10 克=490 克

加入水的体积为：

490 克÷1 克/毫升=490 毫升

答：配制 2%$AgNO_3$ 溶液 500 克应称取 $AgNO_3$10 克，加入水 490 毫升。

③关于溶液稀释的计算

[例]配制质量百分比浓度为 20%，溶液密度为 1.14 克/厘米^3，体积为

500 毫升的稀硫酸，需要量取质量百分比浓度为 98%，密度为 1.84 克/厘米^{3}的浓硫酸多少毫升？

[分析]溶液在稀释过程中，溶液的体积和浓度都会发生变化，溶液中所含溶质的质量却始终保持不变。即

原溶液中所含溶质的质量=稀释后溶液中所含溶质的质量

运用这一规律，各种类型的溶液稀释计算，均可正确求解。

[解]设量取 V 毫升的浓硫酸，则浓硫酸中所含溶质的质量为：

$$V\times 1.84\times 98\%$$

稀硫酸溶液中所含溶质的质量为：

$$500\times 1.14\times 20\%$$

按照溶液稀释过程中溶质质量保持不变，可以列出下列等式：

$$V\times 1.84\times 98\%=500\times 1.14\times 20\%$$

$$V=63.22\text{（毫升）}$$

所需水的质量为：

$$500-63.22\times 1.84=383.67\text{（克）}$$

所需水的体积为：

$$\frac{383.67\text{克}}{1\text{克}/\text{毫升}}=383.67\text{毫升}$$

［注意］进行溶液稀释（或混合）计算时，溶液与溶剂（或另一溶液）的质量可以相加，其体积不能相加。

答：需要量取浓硫酸 63.22 毫升，量取水 383.67 毫升。

溶解度与质量百分比浓度的换算　溶解度是表示一定温度下的饱和溶液里溶剂质量与溶质质量的关系；质量百分比浓度是表示任何溶液（饱和溶液或不饱和溶液）里溶液质量与溶质质量的关系。溶解度与质量百分比浓度的换算，是对一定温度下的饱和溶液而言，溶解度的分母是溶剂质量，质量百分比浓度的分母是溶液质量。

①已知溶解度计算质量百分比浓度

[例]在 30℃时，$CuSO_4$的溶解度是 25 克，计算该温度下硫酸铜饱和溶液的质量百分比浓度是多少？

[分析]30℃时 $CuSO_4$的溶解度是 25 克，说明在 100 克水中溶解 25 克 $CuSO_4$时，可以形成该温度下硫酸铜饱和溶液。根据溶质 $CuSO_4$的质量是 25 克，溶液质量是 125 克，便可计算出硫酸铜饱和溶液的质量百分比浓度。

[解]

$$\text{质量百分比浓度}=\frac{\text{溶质质量}}{\text{溶液质量}}\times 100\%$$

$$=\frac{25\text{克}}{100\text{克}+25\text{克}}\times 100\%$$

$$=20\%$$

答：30℃时 $CuSO_4$饱和溶液的质量百分比浓度是 20%。

②已知饱和溶液的质量百分比浓度计算该温度下溶质的溶解度

[例]在 30℃时硫酸铜饱和溶液的质量百分比浓度是 20%，计算该温度下 $CuSO_4$的溶解度是多少克？

［分析］从 30℃时硫酸铜饱和溶液的质量百分比浓度是 20%，可知当溶

液质量为 100 克时，溶质质量为 20 克，则溶剂的质量为：

溶剂质量=溶液质量-溶质质量

=100 克-20 克=80 克

知道了饱和溶液里溶质的质量和溶剂的质量，便可计算出 30°C时 $CuSO_4$ 的溶解度。

[解]30°C时 $CuSO_4$ 的溶解度为：

$$\frac{\text{溶质质量}}{\text{溶剂质量}} \times 100 = \frac{20}{100-20} \times 100 = 25 \text{（克）}$$

答：30°C时 $CuSO_4$ 的溶解度是 25 克。

溶液析晶计算 正确运用溶解度和浓度概念，算出原溶液里溶质和溶剂的质量；依据题给条件，找出析出晶体后溶液里的溶质与溶剂的质量关系；把握住析晶后的溶液肯定是该物质在该温度下的饱和溶液。抓好以上三点，对于各种条件下的溶液析晶计算，都可以用简单方法求出析出晶体的质量。

①饱和溶液降温析出晶体的计算

[例]已知 72°C时 KNO_3 的溶解度为 140 克，18°C时 KNO_3 的溶解度为 30 克。现有 72°C饱和 KNO_3 溶液 48 克，当冷却至 18°C时析出晶体多少克？

[分析]从 72°CKNO_3 的溶解度是 140 克，可知在 100 克水中能溶解 KNO_3 140 克，按照溶剂质量与溶质质量之和等于溶液质量，可知在 240 克硝酸钾饱和溶液中含有 KNO_3 140 克，当冷却至 18°C时，可以析出 KNO_3（140-30）克，运用正比例关系，就可计算出 72°C时 48 克 KNO_3 饱和溶液冷却至 18°C时析出晶体的质量。

[解]设 72°C时 48 克 KNO_3 饱和溶液冷却至 18°C时析出晶体的质量为 x 克。

$$\frac{\text{溶液质量}}{48\text{克}} = \frac{\text{析晶质量}}{x}$$

$$\frac{100\text{克}+140\text{克}}{48\text{克}} = \frac{140\text{克}-30\text{克}}{x}$$

x=22 克

答：冷却至 18°C析出晶体 22 克。

②蒸发饱和溶液中水分析出晶体的计算

[例]已知 70°C时 NH_4Cl 的溶解度是 60 克，若将 320 克 70°C的 NH_4Cl 饱和溶液，加热蒸发 40 克水之后，再冷却至 70°C时，有多少克 NH_4Cl 晶体析出？

[分析]在一定温度下，饱和溶液蒸发溶剂析出的晶体质量，就是被蒸发的溶剂质量所能溶解溶质达于饱和时的质量。这样，只需运用溶剂质量与溶质质量的关系，便可计算出蒸发水分析出的晶体的质量。

[解]设蒸发 40 克水析出 NH_4Cl 晶体为 x 克

$$\frac{\text{溶剂质量}}{40\text{克}} = \frac{\text{溶质质量}}{x}$$

$$\frac{100\text{克}}{40\text{克}} = \frac{60\text{克}}{x}$$

x=24 克

答：蒸发 40 克水可析出 24 克 NH_4Cl 晶体。

③不饱和溶液蒸发水分和降低温度的析晶计算

[例]今有 40°C时 250 克 20%KNO_3 溶液，蒸发 150 克水，仍保持 40°C时可析出 KNO_3 多少克？若降温至 10°C时，又能析出 KNO_3 多少克？

[分析]在 250 克 20%的 KNO_3 溶液中，含有溶质 KNO_3 的质量为：

250 克×20%=50 克

含有溶剂的质量为：

250 克-50 克=200 克

从溶解度曲线查出 40°CKNO_3 溶解度是 64 克，10°CKNO_3 溶解度是 20 克，由此可知 40°C时 20%的 KNO_3 溶液是不饱和溶液。对于不饱和溶液蒸发水分的析晶计算，要用原溶液里含有的溶质质量减去剩余水中溶解的溶质质量。

［解］在 250 克 20%的 KNO_3 溶液中，含有溶质 KNO_3 50 克，溶剂 200 克，蒸发 150 克水后，溶液里剩余水的质量为：

200 克-150 克=50 克

50 克水在 40°C时可溶解 KNO_3 为 x 克

$$\frac{\text{溶剂质量}}{100\text{克}} = \frac{KNO_3\text{质量}}{64\text{克}}$$

$$\frac{50\text{克}}{x}$$

x=32 克

在 40°C时可析出 KNO_3 的质量为：

50 克-32 克=18 克

设继续降温至 10°C时，析出 KNO_3 的质量为 y 克。

$$\frac{\text{溶液质量}}{50\text{克}+32\text{克}} = \frac{\text{溶质质量}}{64\text{克}-20\text{克}}$$

$$\frac{100\text{克}+64\text{克}}{y}$$

y=22 克

共析出 KNO_3 的质量为：

18 克+22 克=40 克

答：250 克 20%KNO_3 溶液蒸发 150 克水并冷却至 40°C析出 $KNO_3$18 克，继续降温至 10°C时又析出 $KNO_3$22 克，共析出 $KNO_3$40 克。

④析出含水晶体的计算

[例]浓度为 15%的硫酸铜溶液 500 克，在加热蒸发 300 克并冷却至 20°C时，可析出蓝矾晶体（$CuSO_4 \cdot 5H_2O$）多少克？（在 20°C时 $CuSO_4$ 的溶解度是 20 克）

[分析]本题硫酸铜溶液中的溶质是 $CuSO_4$，析出的晶体是 $CuSO_4 \cdot 5H_2O$。计算析晶后溶液里含有的溶质质量时，要先把析出的含水晶体 $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ 的质量，换算为无水晶体 $CuSO_4$ 的质量，再用原溶液里总溶质质量减去换算为无水晶体 $CuSO_4$ 的质量；在计算析晶后溶液里含有的水的质量时，又要减去析出含水晶体 $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ 带走的结晶水的质量。

[解]原硫酸铜溶液里含有的溶质 $CuSO_4$ 的质量是：

500 克×15%=75 克

含有的溶剂 H_2O 的质量是：

500 克-75 克=425 克

当蒸发 300 克水并冷却至 20℃析出 $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ 的质量为 x 克时，析晶后溶液中的溶质 $CuSO_4$ 的质量是：

$$75\text{克} - x \cdot \frac{160}{250}\text{克}$$

析出 x 克 $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ 后溶液中水的质量是：

$$425\text{克} - 300\text{克} - x \cdot \frac{90}{250}\text{克}$$

依据析出 x 克 $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ 后的溶液是该温度下的饱和溶液，可列出如下比例关系

$$\begin{matrix}\text{溶质：}\\ \text{溶剂：}\end{matrix} \frac{75\text{克} - x \cdot \frac{160}{250}\text{克}}{425\text{克} - 300\text{克} - x \cdot \frac{90}{250}\text{克}} = \frac{20\text{克}}{100\text{克}}$$

x＝88 克

答：可析出 $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ 88 克。

根据化学方程式计算有关反应物或生成物的质量　化学方程式可以表示在该化学反应中，各反应物与生成物间的质量关系，是进行化学计算的依据。根据化学方程式的计算，一般按以下三步进行：

第一步 认真审题，依据题意写出正确的化学方程式。

第二步 深入析题，充分认清已知条件和未知求问，找出已知条件和未知求问间的联系，并写在化学方程式有关物质化学式的下方。

第三步 根据化学方程式各物质的质量关系，列出比例式，具体完成该题的计算。应该做到解题要有根据，解法要规范，书写要工整，答案要确切。

①计算反应物或生成物的质量

[例]由红磷燃烧制取五氧化二磷，现有红磷 0.62 克，若充分反应可制取五氧化二磷多少克？需耗用标准状况下的氧气体积为多少升？（标准状况下氧气的密度是 1.429 克/升）

[分析]化学方程式所表示的是各物质的质量关系

$$4P + 5O_2 \xlongequal{\text{点燃}} 2P_2O_5$$

4×31 克 5×32 克　2×142 克

依据红磷完全燃烧的化学方程式，可知 124 克红磷完全燃烧需耗用氧气 160 克，生成五氧化二磷 284 克。题目给出红磷质量是 0.62 克，用正比例关系，可以计算出生成五氧化二磷的质量和耗用氧气的质量。

[解]设 0.62 克红磷完全燃烧生成 x 克五氧化二磷，耗用 y 克氧气。

$$4P + 5O_2 \xlongequal{\text{点燃}} 2P_2O_5$$

$$\frac{4\times 31\text{克}}{0.62\text{克}} = \frac{5\times 32\text{克}}{y} = \frac{2\times 142\text{克}}{x}$$

x=1.42 克

y=0.80 克

0.80 克氧气在标准状况下占有的体积为：

$$\frac{0.80\text{克}}{1.429\text{克}/\text{升}} = 0.56\text{升}$$

答：0.62 克红磷完全燃烧需耗用标准状况下氧气 0.56 升，生成五氧化二磷 1.42 克。

②计算物质的纯度

[例]含有铁锈（主要成分是 Fe_2O_3）的铁粉质量为 7.0 克，跟足量稀盐酸充分反应后，生成氢气 0.2 克，计算该铁粉的纯度。

[分析]铁粉跟稀盐酸发生置换反应，生成氯化亚铁和氢气

$$Fe+2HCl=FeCl_2+H_2\uparrow$$

根据生成 H_2 的质量可以计算出 Fe 的质量，再用 Fe 的质量除以不纯铁粉的质量，乘以 100%，便可得出该铁粉的纯度。

[解]设该铁粉中含 Fe 为 x 克

$$Fe+2HCl=H_2\uparrow+FeCl_2$$

$$\frac{56克}{x}=\frac{2克}{0.2克}$$

$$x=5.6\text{ 克}$$

该铁粉的纯度为：

$$\frac{5.6克}{7.0克}\times 100\%=80.0\%$$

答：该铁粉的纯度为 80%。

根据化学方程式计算反应物或生成物的质量百分比浓度　这种计算的特点是把质量百分比浓度与化学方程式的计算结合起来。进行这种类型的计算，先要依据化学方程式，计算出反应物或生成物的质量；再分别除以各自溶液的质量，就可以计算出反应物或生成物的质量百分比浓度。

[例]含有 Al_2O_3 的 Al 粉 3 克，已知 Al 的百分含量为 90%，该铝粉跟质量为 100 克的稀硫酸恰好反应完全，计算稀硫酸的质量百分比浓度是多少？所得 $Al_2(SO_4)_3$ 溶液的质量百分比浓度是多少？

[分析]把含有 Al_2O_3 的 Al 粉放入稀硫酸中，发生的化学反应是：

$$2Al+3H_2SO_4=Al_2(SO_4)_3+3H_2\uparrow$$

$$Al_2O_3+3H_2SO_4=Al_2(SO_4)_3+3H_2O$$

在 3 克铝粉（内含 Al_2O_3）中含有铝（Al）的质量为：

$$3\text{ 克}\times 90\%=2.7\text{ 克}$$

含有三氧化二铝（Al_2O_3）的质量为：

$$3\text{ 克}\times(1-90\%)=0.3\text{ 克}$$

跟 2.7 克 Al 反应的 H_2SO_4 与跟 0.3 克 Al_2O_3 反应的 H_2SO_4 的质量之和，是稀 H_2SO_4 中的溶质质量，据此可以计算出稀硫酸的质量百分比浓度。

2.7 克 Al 跟 H_2SO_4 反应生成的 $Al_2(SO_4)_3$ 与 0.3 克 Al_2O_3 跟 H_2SO_4 反应生成的 $Al_2(SO_4)_3$ 的质量之和，是 $Al_2(SO_4)_3$ 溶液中 $Al_2(SO_4)_3$ 溶质的质量，据此可以计算出所得 $Al_2(SO_4)_3$ 溶液的质量百分比浓度。

[解]设跟 2.7 克 Al 反应的 H_2SO_4 为 x_1 克，生成 $Al_2(SO_4)_3$ y_1 克，产生 H_2 z_1 克；跟 0.3 克 Al_2O_3 反应的 H_2SO_4 为 x_2 克，生成 $Al_2(SO_4)_3$ y_2 克，生成水 z_2 克。

$$2Al+3H_2SO_4=Al_2(SO_4)_3+3H_2\uparrow$$

$$\frac{2\times 27\text{克}}{2.7\text{克}}=\frac{3\times 98\text{克}}{x_1}=\frac{342\text{克}}{y_1}=\frac{3\times 2\text{克}}{z_1}$$

x_1=14.7 克

y_1=17.1 克

z_1=0.3 克

$$Al_2O_3+3H_2SO_4=Al_2(SO_4)_3+3H_2O$$

$$\frac{102\text{克}}{0.3\text{克}}=\frac{3\times 98\text{克}}{x_2}=\frac{342\text{克}}{y_2}=\frac{3\times 18\text{克}}{z_2}$$

x_2=0.86 克

y_2=1.01 克

z_2=0.16 克

稀硫酸的质量百分比浓度为：

$$\frac{14.7\text{克}+0.86\text{克}}{100\text{克}}\times 100\%=15.56\%$$

生成 $Al_2(SO_4)_3$ 的质量为：

$$17.1\text{克}+1.01\text{克}=18.11\text{克}$$

$Al_2(SO_4)_3$ 溶液的质量为：

18.11 克+（100-14.7-0.86）克+0.16 克=102.71 克 $Al_2(SO_4)_3$ 溶液的质量也可用含有 Al_2O_3 的铝片与稀硫酸质量之和，再减去产生的氢气质量算出

3 克+100 克-0.3 克=102.7 克

$Al_2(SO_4)_3$ 溶液的质量百分比浓度为：

$$\frac{18.11\text{克}}{102.71\text{克}}\times 100\%=17.63\%$$

答：稀 H_2SO_4 的质量百分比浓度是 15.56%，$Al_2(SO_4)_3$ 溶液的质量百分比浓度是 17.63%。

根据化学方程式计算含一定量杂质的反应物或生成物的质量　化学方程式表示的各反应物和生成物间的质量关系，都是指纯物质间的定量关系，运用化学方程式计算时，必须把纯物质的质量代入方程。如果题目给出的是不纯物质应当先把不纯物质的质量换算为纯物质的质量再进行计算；如果计算物质的纯度，应当用纯物质的质量除以不纯物质的质量，再以百分率表示。

[例]把 15.0 克含有不溶性杂质的硫酸钠放入 85.8 克水中溶解，过滤除去不溶性杂质，取 10.0 克滤液，加入 10%的 $BaCl_2$ 溶液 20.8 克，恰好完全反应，计算不纯硫酸钠中 Na_2SO_4 的百分含量。

[分析]硫酸钠跟 $BaCl_2$ 溶液发生的化学反应是：

$$Na_2SO_4+BaCl_2=BaSO_4\downarrow+2NaCl$$

从耗用 $BaCl_2$ 的质量可以算出 10.0 克滤液里含有的 Na_2SO_4 质量，进而算出 Na_2SO_4 溶液的质量百分比浓度。再从 Na_2SO_4 溶液的质量百分比浓度出发，计算出 15 克样品中所含的 Na_2SO_4 的质量，从而计算出不纯硫酸钠中 Na_2SO_4 的百分含量。

[解]设 10.0 克滤液里 Na_2SO_4 为 x 克，15.0 克样品里含 Na_2SO_4 为 y 克。

$$Na_2SO_4+BaCl_2=BaSO_4\downarrow+2NaCl$$

$$\frac{142\text{克}}{x}=\frac{208\text{克}}{20.8\times10\%}$$

$$x=1.42\text{ 克}$$

滤液的质量百分比浓度为：

$$\frac{1.42\text{克}}{10.0\text{克}}\times100\%=14.2\%$$

样品中所含 Na_2SO_4 的质量 y 克为：

$$\frac{14.2\text{克}}{100\text{克}}=\frac{y}{85.8\text{克}+y}$$

$$y=14.2\text{ 克}$$

不纯硫酸钠中 Na_2SO_4 的百分含量为：

$$\frac{14.2\text{克}}{15.0\text{克}}\times100\%=94.67\%$$

答：不纯硫酸钠中含 Na_2SO_4 94.67%。

四、化学实验

试管的使用　试管是一种常用而简单的玻璃容器，常用于常温或加热条件下的少量试剂间的反应，发生或收集少量气体等。使用试管时应注意：①持拿试管应三指（拇指、食指、中指）握持试管的上部，无名指和小指拳向掌心，不可大把抓。②试管盛装液体的量不应超过其容积的 1/2，当振荡或加热试管中的液体时，液体的量不应超过其容积的 1/3，以便于振摇和防止沸腾时液体溢出管外。③振荡试管中的液体时，应用适当的腕力来回甩动试管，以使试管中的液体能兜底上翻。振荡时不能上下振荡，更不能用拇指堵住管口上下振荡。④给试管加热前应将外壁擦干，以防因试管受热不匀而炸裂。不能用手直接持拿试管进行加热，应用试管夹夹持或把试管固定在铁架台上，夹持的位置距管口约 2～3 厘米处。⑤液体加热要均匀，不可固定加热试管底部，以防液体喷出。加热时试管应与实验台面保持 45°角，这样液体会有较大的受热面积和蒸发表面，减少爆沸现象。加热时试管口不可对人，更不能把眼睛对着正在加热的试管口张望，以防液体喷溅伤人。⑥固体加热应先预热，然后固定加热。为防冷凝水回流到灼热的试管底部而引起炸裂，试管口要稍向下倾斜。⑦加热后的试管要放在试管架（木制）或石棉网上，让其慢慢冷却，以免骤冷而引起炸裂。

试管夹的使用　试管夹是一有长、短两个柄的木制或竹制夹子，用于夹持试管进行加热。使用试管夹的方法是：把试管夹张开，由管底部套上、取下。不应由试管口部套上取下，以防夹子上的污物落入试管中。也不能由侧面套入试管，否则夹口张开较大，超过弹性限度时试管夹易损坏。试管夹应夹在离管口约 2 厘米处或离管口为管长的 1/4～1/5 处。加热时要用右手拇、食、中三指持握试管夹的长柄。不应同时持握试管夹的长、短柄，以防无意间用力捏夹时使试管脱落。

玻璃棒的使用　玻璃棒即玻璃制成的实心细棒，主要用于搅拌、引流等操作。实验中使用的玻璃棒必须洁净，用过的玻璃棒必须用水洗涤后才能与另一种物质接触，以免污染试剂。使用玻璃棒搅拌液体时，应右手持棒，转动手腕，使玻璃棒在容器内绕圈转动，速度不可太快，且不要使玻璃棒和容器撞击，以防将容器打破或损坏玻璃棒。若用玻璃棒帮助转移液体时，应将盛放液体的容器口贴紧玻璃棒，棒的下端靠在接收容器的内壁上，使液体沿玻璃棒缓缓流下。

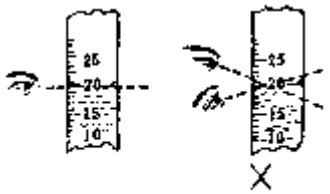
酒精灯的使用　酒精灯是实验室中常用的加热仪器，由灯壶、灯帽和灯芯三部分组成。使用酒精灯应注意以下事项：①使用前应先检查灯体是否完好，灯颈如有炸纹，则不能使用，以免发生事故。要检查灯芯，灯芯要有足够的长度，其下端一定要浸润在酒精中。灯芯顶端要平齐，应用剪刀剪去参差不齐或已烧焦的灯芯头。还要检查灯壶中酒精的量是否合适，酒精量应在灯壶容积的 1/4 到 2/3 之间。酒精量太少，易引起事故；太多则受热膨胀，易造成酒精溢出，引起着火。向灯壶内添加酒精时要使用漏斗，绝不能向燃着的灯内添加酒精。②点燃酒精灯要用火柴或木条点燃，不准用燃着的另一个酒精灯去点火，以防使酒精洒出而失火。③加热时应用酒精灯的外焰（氧化焰），它的温度最高可达 500℃。若用金属窗纱卷成圆筒套在火焰周围，既可以防止气流对酒精灯焰的影响，又可提高灯焰的温度。④熄灭酒精灯时应用灯帽盖灭。然后再将灯帽提起一下，使热蒸气放走，以防灯帽内气压减

小，再次使用时不易打开。决不能用嘴吹灭酒精灯，因为吹时很可能使火焰缩入灯内，使灯内酒精燃烧起火或造成爆炸事故。⑤使用酒精灯应注意安全。取下的灯帽应正放在桌面上，以免滚落摔碎。实验时酒精灯应放稳，不要碰翻。万一洒出的酒精在桌上燃烧起来，应立即用湿抹布盖住或撒砂土扑灭。⑥酒精灯不用时应及时熄灭，盖好灯帽，以免酒精蒸发。如长期不用，应将灯内酒精倒出，以免挥发浪费；周时要在玻璃灯帽跟灯颈之间夹一小纸条，以防粘连。

铁架台的使用　铁架台是用于固定和支持反应容器的铁制品，由底座和立柱两部分组成，立柱上配有持夹、铁夹和铁圈。使用铁架台的方法是：①持夹和铁夹需配合使用。持夹的两端为旋柄，它的一端固定在立柱上，另一端用来固定铁夹。固定铁夹的一端凹面应朝上，便于支持和固定铁夹。②用铁夹固定试管和烧瓶时，应先松开铁夹的螺丝，套上仪器后，左手按紧铁夹，右手旋动螺丝，直至仪器不能转动为止。旋动螺丝时不可用力过猛，以防夹破仪器。③用铁夹固定外径较小的容器时，可在铁夹两边套上胶管或缠上布条，以缩小铁夹的口径。④在铁架台上固定仪器时，必须使零件跟铁架台的底座在同一侧，以免整个装置的重心超出底座而使铁架台翻倒。

烧杯的使用　烧杯由普通玻璃或硬质玻璃制成，其规格用容量大小表示，实验室常用的有 50，100，150，200，250，500ml 等。烧杯用做常温或加热情况下配制溶液、溶解物质和较大量物质的反应容器。使用烧杯应注意：①给烧杯加热时要垫上石棉网。不能用火焰直接加热烧杯。因为烧杯底面大，用火焰直接加热，只可烧到局部，使玻璃受热不匀而引起炸裂。②用烧杯加热液体时，液体的量以不超过烧杯容积的 1/3 为宜，以防沸腾时液体外溢。加热时，烧杯外壁须擦干。③加热腐蚀性药品时，可将一表面皿盖在烧杯口上，以免液体溅出。④不可用烧杯长期盛放化学药品，以免落入尘土和使溶液中的水分蒸发。

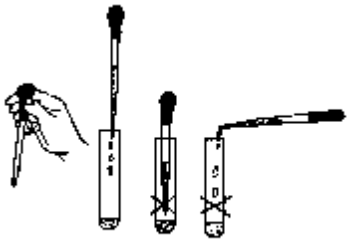
量筒的使用　量筒是用于量取液体体积的玻璃仪器，外壁上有刻度。常用量筒的规格有 5，10，20，25，50，100，200ml 等。使用量筒量液时，应把量筒放在水平的桌面上，使眼的视线和液体凹液面的最低点在同一水平面上，读取和凹面相切的刻度即可。（如图所示）不可用手举起量筒看刻度。量取指定体积的液体时，应先倒入接近所需体积的液体，然后改用胶头滴管滴加。使用量筒时应注意：用量筒量取液体体积是一种粗略的计量法，所以在使用中必须选用合适的规格。不要用大量筒计量小体积，也不要用小量筒多次量取大体积的液体，否则都会引起较大的误差。量筒是厚壁容器，绝不能用来加热或量取热的液体，也不能在其中溶解物质、稀释和混合液体，更不能用做反应容器。



读取液体的体积数

胶头滴管的使用　胶头滴管的一端带胶头，另一端为细口的玻璃管，主要用于吸取和滴加少量液体试剂。使用胶头滴管吸取液体时，应先用拇指和

食指适度地捏滴管上的胶头，压出空气，然后插入欲移取的液体中，松开手指，液体即被吸入。吸取的液体不能过多，以免进入胶头而腐蚀橡皮。滴加液体时，应将滴管垂直于接受容器口上方正中，轻轻挤压胶头使液体滴出。不能使玻璃尖嘴触及容器内壁，以免尖嘴蘸上别的药品带入试剂瓶里而沾污试剂。要经常保持滴管的洁净。最好是移取一种液体专用一支滴管，如需用一支滴管移取多种液体时，每次用完必须用水洗净，并用蒸馏水冲洗。滴管里有液体时，必须使管口朝下。不要横持试管，更不能使玻璃尖嘴朝上，以免液体流入胶头，沾污胶帽，并影响试剂的纯度。若用胶头滴管粗略地量取液体，可用量筒测定每毫升的滴数。滴液时必须垂直，否则体积不准。若使用滴瓶中的胶头滴管移取液体，用毕应立刻放回原瓶。



使用滴管取液

固体药品的取用　固体药品一般盛放于广口试剂瓶中，取用时应严格按照实验说明规定的用量取用。取药时瓶塞应倒放在桌面上，以防试剂沾污桌面和瓶塞上沾上污物。取药后及时塞好瓶塞，药瓶用毕要放回原处。固体药品的取用方法是：①取用粉末状或小颗粒状的药品，应用角匙。若取用很少量时还可用角匙柄端的小凹穴挖取。用完角匙应立即擦净，千万不能用刚取过药品未擦净的角匙又取另一种药品，以免影响药品的纯度。往试管或烧瓶里装入固体粉末时，为避免药品粘在管口和管壁上，应把容器横放，把盛有药品的角匙或用小纸条折成的 V 形纸槽小心地送入容器底部，然后使容器直立起来，并用手指轻弹药匙或 V 形纸槽，让药品全部落入底部。②取用颗粒较大的固体药品，应用镊子夹取，不可用手去拿。往玻璃容器里装入坚硬的块状药品或比重较大的金属颗粒时，应先把容器横放，把药品或金属颗粒放在容器口，然后把容器慢慢竖起来，使之缓缓地滑到容器底部，以免打破容器。绝不能将颗粒从容器口垂直投入。

液体药品的取用　液体药品通常存放于细口瓶中。往试管里倾倒液体药品的操作方法是：取下试剂瓶的塞子，右手拿试剂瓶，瓶上的标签应向着手心（以免倒完药品后，残留在瓶口的药液流下来腐蚀标签），左手拿试管，使试管口紧贴试剂瓶口，缓缓地倾倒，并使液体沿试管内壁流入试管中。倒完后留在试剂瓶口的液滴应用试管口刮一下，使之流入试管中。往烧杯里倾倒液体时，应把烧杯放在桌上，用左手拿着倾斜的玻璃棒，使棒的下端和烧杯壁接触，同时把试剂瓶口靠在玻璃棒上，使液体沿着玻璃棒下流，以免液体飞溅出来。停止倾倒时，应将试剂瓶沿玻璃棒稍向上提，并同时使试剂瓶直起来到瓶与玻璃棒几乎平行后再离开，以防液体从瓶口流下。若取用很少量液体试剂，可用胶头滴管从试剂瓶中吸取（参看 胶头滴管的使用）。

把玻璃导管插入带孔橡皮塞　要把玻璃管插入带孔的塞中，首先要选择同玻璃管口径相配的带孔橡皮塞或软木塞，左手拿塞子，右手拿住玻璃管靠近要插入塞子的一端，先把玻璃管要插入塞子的一端用水润湿（见图），然后稍稍用力转动，使玻璃管逐渐插入。注意用力大小要合适，不要使玻璃

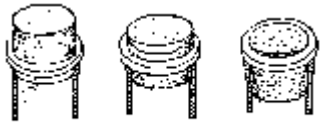
管折断刺破手掌。为了安全，最好用布包住玻璃管，再小心插入。

把玻璃管插入橡皮塞的孔里

把玻璃导管插入橡皮管　将玻璃管插入橡皮管的方法是左手拿橡皮管，右手拿玻璃管（见图），先把玻璃管口部用水润湿，稍稍用力即可把玻璃管插入橡皮管。注意橡皮管的长度要合适，太长既不美观又妨碍实验操作，且造成不必要的浪费。

在玻璃管上套上橡皮管

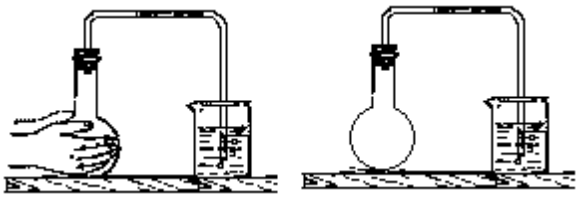
橡皮塞和软木塞的使用　中学化学实验中常用的塞子主要是橡皮塞和软木塞。橡皮塞具有弹性可以把瓶子塞得很严密，并可以耐强碱性物质的侵蚀，是化学实验中最常用的。但它易被强酸和某些有机溶剂（如汽油、苯、氯仿、丙酮或二硫化碳等）侵蚀而溶胀。软木塞由于质地松软，它的严密性较差，并易被酸、碱损坏，但它与有机物作用小，不被有机溶剂所溶胀。在使用橡皮塞或软木塞时，要注意塞子的大小与瓶口的大小相匹配。因为塞子有大小不同的型号，瓶口的大小也不一致。一般塞子的大小以塞进瓶口或容器口的 1/2—1/3 为宜，塞进过多或过少都不合适。如上页图。



(a)　(b)　(c)

在选择塞子时，①要根据容器所盛或塞子要接触的物质的性质；②要按瓶口或仪器口的大小。

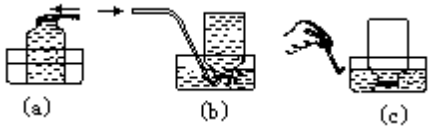
检查装置的气密性　化学实验装置是由塞子和导管将仪器连接起来的，在实验前一定要检查装置的气密性，操作见图：



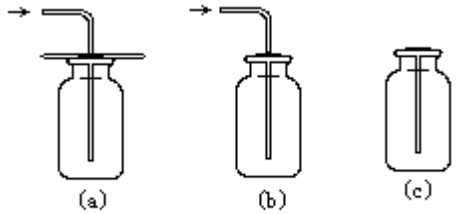
把导管的一端浸入水中，用手掌紧贴烧瓶或试管的外壁。如果装置不漏气，则烧瓶或试管里的空气受热膨胀，导管口就有气泡冒出；把手掌移开，过一会烧瓶或试管冷却，水就会沿导管上升，形成一段水柱。若用此法现象不明显，可改为用热水浸湿的毛巾温热烧瓶或试管的外壁。如果装置漏气，导管口就没有气泡冒出，需检查装置的各个连接处是否漏气，橡皮管是否有裂痕等，重新连接后再检查一遍，直至不漏气为止。

排水集气法　实验室里收集气体的一种方法。主要适用于收集难溶于水和不易与水发生反应的气体，如氢气、氧气、氮气、一氧化氮、一氧化碳、

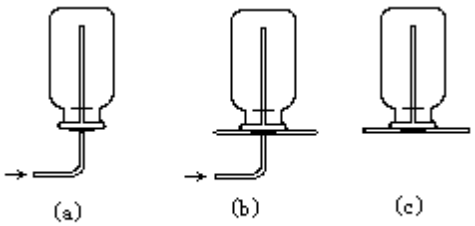
甲烷、乙烯、乙炔等。操作时首先将集气瓶注满水，由于水的张力，在瓶口形成凸面，然后用毛玻片的磨砂面沿瓶口的一方平推向另一方，把瓶口多余的水赶走，瓶里不留气泡，将瓶口密盖住（图 a），左手按住玻璃片，右手托住瓶底，将集气瓶迅速倒置过来，置于水面下，再将玻璃片移开。待制气装置里的空气排净后，将导气管插入到集气瓶中，当有气泡从集气瓶口往外冒出（图 b）时，证明气体已满，这时在水下用玻璃片盖住瓶口（图 c），将集气瓶从水槽中取出，放置在桌面上。比空气重的气体要瓶口朝上放置，比空气轻的气体要瓶口朝下。用排水集气法收集的气体较纯净。某些易溶于水的气体，如氯气，可采用排饱和食盐水的方法来收集。



排空气集气法 实验室里利用气体的密度大小来收集气体的一种方法。包括向上排气法和向下排气法。比空气重的气体，采用向上排气法（见下图），如收集氯化氢（HCl），氯气（Cl_2），二氧化碳（CO_2），二氧化硫（SO_2）等。向下排气法（见下图），用于收集比空气轻的气体，如氢气（H_2），氨气（NH_3）等。这两种集气方法，均不可将集气导管放入瓶口附近，否则瓶中的空气将不能完全排尽。操作时要注意：①集气导管应尽量接近集气瓶底；②在空气中易被氧化的气体不宜用排气法，如一氧化氮（NO）。排气集气法操作比较简便，但所收集气体的纯度不如排水集气法，特别是对于其密度与空气密度相近的那些气体，如一氧化碳（CO），采用排空气法难以收集到纯净的气体。

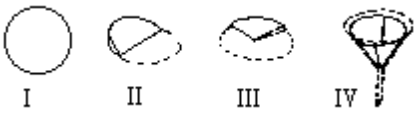


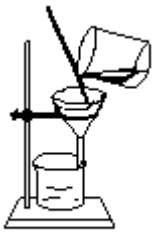
向上排气集气法操作



向下排气集气法操作

过滤 是用来将悬浊液中的固体同液体分离的一种方法。所需使用的仪器有漏斗、滤纸、漏斗架或铁架台、烧杯和玻璃棒。过滤的操作分三步：①过滤器的准备（见图）。取一张圆形滤纸先折成半圆，再折成四等份，然后打开成圆锥形，把圆锥形的滤纸尖端向下，放入漏斗里，然后用手压住，用水润湿，使滤纸紧贴着漏斗的内壁。②过滤。（见图）把过滤器放在铁架台的铁圈（或漏斗架）上，使液体沿着玻璃棒流进过滤器。③洗涤沉淀。向漏斗中注入少量水，使水刚刚浸过沉淀物，等水滤出后，再次加少量水洗涤，连洗几次，即可把沉淀洗干净。

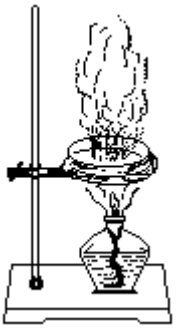




过滤的方法

在操作时要注意：①滤纸的边缘应比漏斗口稍低（约低 5mm）；②滤纸应紧贴漏斗壁，中间无气泡；③漏斗下端的管口靠紧烧杯的内壁；④用玻璃棒引流（玻棒的末端要轻轻地斜靠在有三层滤纸的一边）；⑤控制倾倒溶液的速度，漏斗里的液体的液面不能超过漏斗的边缘，否则液体会从滤纸和漏斗壁之间流下，使固体混入滤液。若过滤速度太慢，主要原因是：①过滤器组装得不好，滤纸折叠后应在三层上沿处撕去一小角，展开成喇叭斗形，然后紧贴在漏斗的壁上，滤纸与漏斗壁之间不得有空隙；②过滤时漏斗颈部有气泡；③漏斗颈部下端没有贴靠在接收滤液容器的内壁上。排除了这些因素，就可以加快过滤速度。

蒸发　使液体变为蒸气，并使液体的体积慢慢变小的一种实验操作。所用仪器有：蒸发皿、玻璃棒、酒精灯、三角架或铁架台。装置见图。



操作时先调节铁圈的高度，以便利用酒精灯的外焰加热蒸发皿。将溶液倒入蒸发皿中，再把蒸发皿放入铁架台的铁圈上；点燃酒精灯，加热时要用玻璃棒不断搅拌液体，以免液体局部过热，造成液滴飞溅。等到蒸发皿中出现多量固体时，就停止加热。使用蒸发皿时应注意，注入溶液的量不得超过其容量的 2/3，以防液体溅出。如果液体的量多，蒸发皿一次盛不下，可随水分的不断蒸发而继续添加液体。停止加热后，不要使蒸发皿骤冷，以免炸裂。

玻璃仪器的洗涤　做完化学实验，应及时将用过的玻璃仪器清洗干净。一般情况下，可用试管刷和水来刷洗。以刷洗试管为例，先将试管中的废液，废渣倒掉（倒入指定的容器中，以保护环境），然后注入半试管水，稍用力振荡（见图），把水倒掉，照这样清洗数次。如果管壁上沾有不易洗掉的物质，应使用合适的毛刷在盛有水的试管里来回柔力刷洗，不要用力过猛，以免将试管底捅破。刷洗后，再用水连续冲洗数次。若试管壁上附有油污，可蘸少量洗衣粉或洗涤剂刷洗，也可用热的纯碱液刷洗，然后用水把试管冲洗干净。

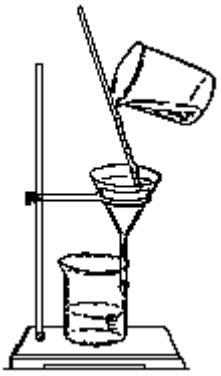
用水或洗衣粉等都洗刷不掉的粘在玻璃仪器上的特殊污物，可根据具体情况，选用适当的药物，通过化学反应除去（见表）：

沾附器壁的污物	处理方法
MnO_2，$Fe(OH)_3$等	工业浓盐酸
硫磺	煮沸的石灰水清洗
硫酸钠或硫酸氢纳	加水煮沸使之溶解趁热倒出
煤焦油	浓碱浸泡一段时间（约一天），再用水冲洗
瓷研钵上的污迹	少量食盐、放入研洗，倒去食盐，再用水洗

一定百分比浓度溶液的配制　百分比浓度是质量百分比浓度的简称（参看 根据溶液百分比浓度的计算）。配制溶液时的所用溶质可以是固体物质，也可以是液体物质。如果是由固体溶质来配制，所需仪器有烧杯、量筒、托盘天平、玻璃棒。步骤是：①根据百分比浓度溶液的计算公式计算出配制一定质量溶液所需的固体溶质的用量及水的质量；②用托盘天平称取所需的固体的质量，将其倒入烧杯中；③根据水的密度近似为 1 克/厘米^{3}的性质，直接用量筒量取所需蒸馏水的量，注入盛有固体溶质的烧杯中；④用玻璃棒轻轻搅动使固体溶解；⑤将配得的溶液倒入试剂瓶中。贴上标签，备用。用结晶水合物配制一定质量百分比浓度时，要注意将结晶水的质量从溶质中减去，计入所需的蒸馏水的质量中。如果用液体溶质配制溶液，需先根据溶质的密度计算出一定质量的溶质的毫升数，再用量筒来量取溶质的体积，其它操作方法及顺序与固体溶质相同。

水槽的使用　化学实验室一般是用水槽做排水法收集气体时的贮水容器。玻璃水槽常为圆形，塑料水槽一般为长方形。水槽有大小不同的多种规格，可根据需要进行选用。水槽不能加热，也不能盛放温度较高的热水。使用水槽做排水法集气时，水槽内盛 1/3 容积的水，水量不宜太多。

漏斗的使用　一般漏斗为玻璃制品，形状是锥形，下端的颈较短。这种漏斗主要用做过滤器，或向小口径容器里加液体。用漏斗做过滤器时，应按以下要求和步骤进行操作：（1）选择与漏斗大小相匹配的滤纸。滤纸折叠后放入漏斗里其边缘要比漏斗口稍低（约 5㎜）。取圆形滤纸，对折两次，打开成圆锥形，锥尖朝下放入漏斗，用食指把滤纸按在漏斗内壁上，淋上少许水润湿，使滤纸紧贴漏斗壁，不能有气泡。（2）把漏斗放在漏斗架（或铁架台的铁圈）上，调整漏斗的高度，使漏斗颈口紧靠烧杯内壁，使滤液能沿着烧杯壁流下。（3）过滤时，把玻璃棒末端轻轻地斜靠在三层滤纸一侧，使被滤液体沿着玻璃棒流下。注入过滤器内的液体液面要低于滤纸边缘约 3㎜。



蒸发皿的使用　蒸发皿是一种口大、浅槽、圆底的瓷制器皿。实验室里常用于蒸发（参看 蒸发）、浓缩液体或干炒固体。给蒸发皿加热时，一般应隔着石棉网，也可预热后放在铁圈上直接加热。蒸发皿能耐高温，但不耐骤冷骤热。热的蒸发皿要用坩埚钳夹持，不能用手拿取，以防烫伤。

托盘天平的使用　托盘天平是实验室里用于称量物质质量的仪器。每一台天平都有与其相配套的砝码盒，砝码质量最小的为 1 克，小于 1 克质量的是片码，有 100 毫克、200 毫克、500 毫克等多种。也有的托盘天平只有 5 克以上的硅码，称量 5 克以下质量时，是用移动游砝的办法。使用托盘天平称量物质前，有游码的托盘天平应先把游码放在刻度尺的零处，然后检查天平的摆动是否达到平衡。如果天平达到平衡，静止时指针指在刻度尺的中间（零处），摆动时在刻度尺左右两边摆动的格数接近相等。如果天平未达平衡，可以调节左右托盘下的螺母，使摆动时达平衡。称量时，被称物品放在左盘上，砝码放在右盘，先加质量大的砝码，后加质量小的砝码，最后加片码（移动游码）。取用砝码应使用镊子。若称量指定质量的物质时，应先将该质量的砝码和片码（或游码）放在左盘上，然后往右盘上加被称物质，当被称物质的质量接近所需质量时，可左手拿药匙，右手轻拍左手，用振动药匙的方法使少量物质散落下来至天平平衡。为防止化学药品对托盘的腐蚀和污染，药品不能直接放在托盘上称量，可放入烧杯、蒸发皿和表面皿等容器中。也可使用纸片，称量前在两个托盘上各放一张质量相近的洁净纸片。称量后要及时记录被称物的质量数。称量完毕，应把砝码和镊子放回砝码盒，把游砝移回零处。

酸碱指示剂　用于检验溶液酸碱性的指示剂叫酸碱指示剂。常用的有石蕊、酚酞和甲基橙等。它们都是一些有机化合物[①]，能与酸或碱溶液起作用，反应后将显示出不同的颜色，从而可以确定溶液的酸性或碱性。

石蕊试液的使用　石蕊试液是石蕊的稀水溶液。颜色呈紫色。在酸性溶液里呈红色，在碱性溶液里呈蓝色。一般石蕊试液盛入滴瓶中使用。用石蕊试液试验溶液的酸碱性时，可用试管取 2～3 毫升被测溶液，滴加几滴石蕊试液，振荡后，观察溶液颜色。

石蕊试纸的使用　石蕊试纸分蓝色石蕊试纸和红色石蕊试纸两种。蓝色石蕊试纸用于检验酸性物质，红色石蕊试纸用于检验碱性物质。用石蕊试纸检验溶液的酸碱性时，是用玻璃棒蘸取被测溶液于石蕊试纸上，石蕊试纸即会有颜色变化。用石蕊试纸检验气体的酸碱性时，先将石蕊试纸用蒸馏水润

[①] 石蕊是由地在制得的蓝色素，主要成分为石蕊精和地衣红（素）。

湿，再将试纸悬于盛装气体或产生气体的仪器口部，气体接触试纸后，试纸即会有颜色变化。石蕊试纸应保存在干燥洁净的广口瓶里，要用洁净的镊子夹取试纸，用毕要把瓶盖盖严。

酚酞试液的使用　酚酞不溶于水，易溶于酒精。酚酞试液是酚酞的酒精溶液，无色。酚酞试液在碱性溶液里呈红色，在酸性和中性溶液里为无色。使用酚酞试液检验溶液的酸碱性时，用试管取 2～3 毫升被测溶液，滴加几滴酚酞试液，振荡后，观察溶液的颜色变化。用滤纸浸蘸酚酞试液，晾干后即为酚酞试纸。使用方法与使用石蕊试纸一样（参看 石蕊试纸的使用）。

pH 试纸的使用　广泛 pH 试纸是用来测定 pH1—14 范围内的溶液的 pH 值。不同酸碱度的溶液可使 pH 试纸显示出不同的颜色，通过与标准比色卡对照，就可以测定出被测溶液的 pH 值。测定时，用玻璃棒蘸取被测溶液滴在 pH 试纸上，或用干净的毛细滴管吸取被测溶液，滴一滴溶液在 pH 试纸上，试纸变色后，与标准比色卡的颜色对照。

氧气的检验　检验一瓶气体是不是氧气，一般是用带火星的木条（余烬）复燃的方法。将带火星的木条伸入瓶内，木条复燃，发生明亮的光。从而证明瓶内盛的是氧气。此法也是检验用排空气法收集氧气时，集气瓶里是否已集满氧气的方法。检验时，把带火星的木条放在集气瓶口，观察木条是否复燃。这一方法还用于检验某些反应产生的气体是不是氧气。

氢气的验纯　化学实验中需要加热或点燃氢气时，必须先检验氢气的纯度，待确知氢气已经纯净后，才能进行上述操作。检验氢气纯度的操作方法是：用向下排空气法或排水法收集一试管氢气，集满氢气的试管用拇指堵住管口，管口朝下，立即移近酒精灯火焰，点燃试管里的氢气。点火后，根据声音判断氢气是否纯净，如果听到的是尖锐的爆鸣声，则表示氢气不纯，必须重新收集进行检验，直至听到“噗”的声音，才表明收集的氢气已经纯净，可以使用。重新收集氢气检验时，应另换一支试管进行操作，若仍使用原试管，要先用拇指堵住试管口一会儿，然后再去收集氢气进行点火验纯。

二氧化碳的检验　需要检验某化学反应产生的气体是不是二氧化碳，可以把气体经导管通入澄清的石灰水里，石灰水变浑浊，即证明该气体是二氧化碳。如果产生的气体无法用导管导入澄清石灰水里，也可以利用二氧化碳既不能燃烧，也不支持燃烧的性质，将点燃的火柴伸入被检验气体中，火柴熄灭，由此证明该气体是二氧化碳。此法也用于检验排空气法收集二氧化碳时，集气瓶里是否已充满二氧化碳。检验时，应把燃着的火柴放在集气瓶口，火柴熄灭，证明集气瓶里已充满二氧化碳。

盐酸（含氯离子）的检验　检验一种酸是不是盐酸，应分两步进行。第一步先用石蕊试液检验，能使石蕊试液变红，证明是酸；第二步 用硝酸银溶液和稀硝酸检验，有白色沉淀生成，则证明含有氯离子，反应方程式为：$HCl+AgNO_3=AgCl\downarrow+HNO_3$。操作方法是：用试管取 2 毫升被检验的酸，滴加几滴紫色石蕊试液，溶液由紫色变成红色；用另一支试管取 2 毫升被检验的酸，滴加几滴硝酸银溶液和 1 毫升稀硝酸，振荡，产生白色沉淀。由此即可证明被检验的酸是盐酸。检验盐酸的第二步操作也是可溶性氯化物（即氯离子）的检验方法。

硫酸（含硫酸根离子）的检验　检验一种酸是不是硫酸，首先要用石蕊试液检验，证明它是酸；再用氯化钡溶液和稀盐酸检验，若生成白色沉淀，则证明它含有硫酸根离子，化学方程式为：$H_2SO_4+BaCl_2=BaSO_4\downarrow+2HCl$。操

作方法：用试管取 2 毫升被检验的酸（稀酸），加几滴紫色石蕊试液，溶液变红；用另一支试管取 2 毫升被检验的酸，加几滴氯化钡溶液和 1 毫升稀盐酸，振荡，有白色沉淀生成。由此证明被检验的酸是硫酸。检验硫酸的第二步操作也是可溶性硫酸盐（硫酸根离子）的检验方法。

碳酸盐的检验　碳酸盐与盐酸反应可以生成能使澄清石灰水变浑浊的二氧化碳，利用这一反应可以检验碳酸盐。方法是：把碳酸盐放入试管里，加入 2～3 毫升稀盐酸，立即用带导管的胶塞塞紧试管，将反应生成的气体通入澄清石灰水里，观察澄清石灰水变浑浊。

水样酸碱性的测定　取一条 pH 试纸，用玻璃棒蘸取待测水样或用滴管吸取少量水样，滴在 pH 试纸上，试纸颜色变化后跟比色卡对照，判断出水样的酸碱性。测定另一种水样时，应另取一条 pH 试纸试验。

土样酸碱性的测定　取待测土样 10 克放在烧杯里，加 50 毫升蒸馏水，用玻璃棒充分搅拌，静置一会儿，使土样沉降，溶液的上层为澄清液。用玻璃棒蘸取澄清液滴在 pH 试纸上，试纸颜色变化后跟比色卡对照，判断出该土样的 pH 值。

盐的溶解度的测定　这个实验的目的是学习盐的溶解度的测定方法。它是中学化学实验中的一个定量实验，通过实验中所测定的数据计算出盐的溶解度。本实验测定的是室温下硝酸钾的溶解度。操作方法：（1）称量实验中使用的蒸发皿质量。蒸发皿要干燥、洁净，在托盘天平上称重后记录下它的质量 a。（2）制备室温时的硝酸钾饱和溶液。用量筒量取 10 毫升蒸馏水倒入试管里，然后向试管里分次少量地加硝酸钾晶体，边加边搅拌，直到 5 分钟内加入的硝酸钾不再溶解为止。记录室温℃。（3）称量硝酸钾饱和溶液的质量。将试管里的硝酸钾饱和溶液倒入已称好质量的蒸发皿里（千万不要把未溶解的硝酸钾晶体也倒入蒸发皿内），然后称重。记录蒸发皿加硝酸钾饱和溶液的质量 b。（4）蒸发硝酸钾饱和溶液。把蒸发皿放在铁架台上，用酒精灯给蒸发皿加热。加热时要用玻璃棒不断搅拌溶液，防止由于局部过热使溶液飞溅出来，当加热到蒸发皿里有较多硝酸钾晶体析出时，要改用小火，水分完全蒸干即停止加热。（5）称量硝酸钾饱和溶液里所含硝酸钾的质量。蒸发皿冷却至室温时称重。有条件时可将蒸发皿放在干燥器里冷却。称重后的蒸发皿应再放置一会儿再称重，直至连续两次称量的质量差不超过 0.1 克。记录蒸发皿加硝酸钾晶体的质量 c。（6）计算硝酸钾在所测室温下的溶解度。计算公式：

$$\text{硝酸钾溶解度} s = \frac{100(c-a)}{b-c}$$

其中 c-a 为溶质硝酸钾的质量，b-c 为溶剂水的质量。

几种常见有机物的简易鉴别　酒精：有酒香气味；在干燥的蒸发皿里注入几毫升酒精，将蒸发皿放置在石棉网上，用火柴点燃蒸发皿里的酒精，发出淡蓝色的火焰。醋酸：有强烈的刺激性气味；能使蓝色石蕊试液变红。淀粉：在试管里放少量淀粉溶液，滴加 2～3 滴新制碘水，有蓝色出现。蛋白质：（1）在试管里加少量蛋白质溶液，加几滴浓硝酸，微热，有黄色沉淀析出。（2）取毛料上的几根毛线，在火焰上灼烧，有烧焦羽毛的气味。

实验现象的观察　实验过程中对实验现象进行全面、准确的观察，才能总结出正确可靠的实验结论。正确的良好的观察方法是：（1）要既全面而又有主次地进行观察。全面地观察就是指对参加反应的物质、物质的变化过程、

变化条件、实验所使用的仪器装置及反应结果都进行观察，以获得对化学实验的完整的认识。一个化学变化常伴随有多种现象发生，要会根据实验目的抓住最主要的现象进行仔细认真的观察。（2）掌握观察的顺序和内容。观察的顺序一般是先观察仪器装置，再观察各种反应物，而后观察物质变化从开始到结束的全过程，最后观察生成物。具体的观察内容包括有：反应物和生成物的颜色、状态、硬度、气味、密度、溶解性等物理性质，反应过程中产生的颜色、气味、光、热、声、燃烧、爆炸、溶解、沉淀、气体等变化特征。（3）观察的同时要进行积极的思维。在观察实验现象的同时，要运用所学知识和技能，对实验的现象进行分析、综合、推理和判断，从而把观察到的现象从感性认识上升到理性认识。

实验现象的记录 做实验现象记录的目的是为了实验后对观察到的实验现象进行分析和研究，从而得出科学的结论。因此对实验现象的记录必须全面、准确、层次清楚。记录的内容应包括实验所使用的仪器装置、实验用品、试剂的规格的用量、实验条件、操作方法及实验过程中出现的各种现象。实验记录的格式可以灵活，但记录的文字要简练，应尽量正确地使用化学专业术语、各种化学符号、化学方程式和标准的计量单位，有时也可使用图表等手段，记录实验现象要实事求是，绝不允许虚构事实，拼凑数据。记录实验现象时不要记实验原理和对实验现象的解释说明或实验结论，这些工作应待实验后书写实验报告时去解决。

书写实验报告 实验报告是实验后要完成的一份书面材料。实验报告的内容一般包括实验名称、班级、实验人姓名、同组人姓名、实验时间、实验目的、实验用品、仪器装置、实验步骤、实验现象、现象的解释、结论及化学方程式、问题讨论等多项内容。书写实验报告的格式可以用表格式也可以用文字叙述式。表格式的实验报告又可根据实验内容写成多种式样。如：

化学实验报告

班级_____姓名_____日期_____

实验名称：

实验目的：

实验内容	观察到的现象	结论、解释和化学方程式

化学实验报告

实验名称：

实验目的：

实验用品：

实验记录和分析：

实验内容和步骤	实验现象	结论、解释和化学方程式

问题的讨论：

实验室规则 为了保证能在实验室里顺利地进行实验，获得良好的实验效果，上实验课时应遵守以下规则：（1）上实验课前，要认真预习实验内容，

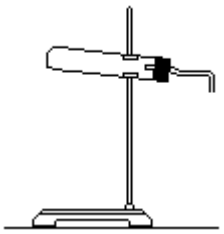
理解实验目的，明确实验要求和实验步骤以及注意事项。（2）做实验前，要检查实验用品是否齐全，仪器是否完好。（3）做实验时，要按照规定的实验内容和步骤进行实验，严格遵守操作规程，注意安全，节约药品，遵守纪律，爱护公物，尊重教师的指导。（4）实验过程中要仔细观察实验现象，及时做好记录。实验后根据实验记录认真写出实验报告。（5）实验结束后，要拆卸实验装置，倒掉仪器中的废液废渣（倒入指定的容器中，以免污染环境），将仪器清洗干净并放回原处。做好实验室的清洁整理工作，洗净双手后，方可离开实验室。

电子显微镜　这是一种利用电场和磁场来控制电子束以代替光线的显微镜。它是由一个电子源和几组电磁透镜组成。电子源发出的电子通过聚光镜聚成电子束射到标本上，物镜把透过标本的电子聚焦成像，然后再经过中间的一些透镜将影像连续放大，最后在荧光屏上得到高度放大的图像或使胶片感光制成电子显微照片。电子显微镜能够把物体放大几十万倍甚至百万倍以上，这样就能使各种在光学显微镜下看不见的极小物体如病毒、单个分子、原子以及金属材料的晶格结构等可以直接“看”到了。

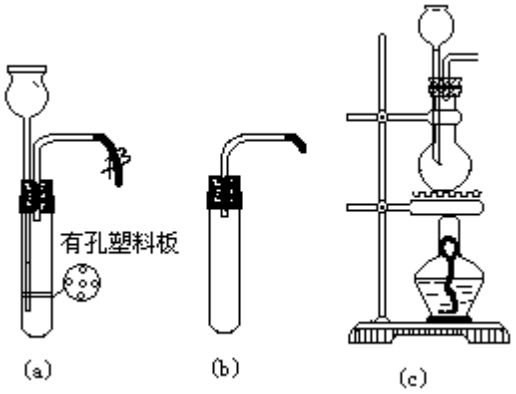
启普发生器的使用　启普发生器是一种实验室里制取气体的仪器装置，是由荷兰人启普设计的（参看 启普），因此就以他的名字命名为启普发生器。该装置是由球形漏斗、容器和导气管三部分组成。容器部分的上部为球形体，下部为半球形体，球形体上有一出气口，在此插导气管，半球体上有一排液口。利用启普发生器可以制取氢气、二氧化碳等气体。凡是在常温下用块状固体与液体进行反应制备的气体都可以使用这种发生器[①]。块状固体由出气口加入，液体由球形漏斗加入。使用时旋开导气管上的活塞，液体从球形漏斗流下，进入容器里与固体反应物接触发生反应，产生的气体从导气管放出。不用气时，关闭导气管活塞，容器内气体压强增大，把液体压回球形漏斗里，使液体与固体脱离接触，反应即自行停止。因此启普发生器可以随时使反应发生，也可以随时使反应停止。

使用固体药品制备气体的仪器装置　实验室里制取气体，反应物是固体，反应是在加热的条件下进行，制气的仪器装置一般是用带橡皮塞和导气管的试管，如图所示。如制备氧气、氨气和甲烷等气体时，都是使用这套装置。制气时，试管口应略向下倾斜，这是为了防止固体受热时有水凝聚于试管口后倒流，使灼热的试管炸裂。为了使反应物能充分反应，应将药品均匀铺开。要先给试管均匀预热然后再给有固体药品的部位加热。若用排水法收集气体时，制气结束应先将导气管从水槽中取出，再撤去酒精灯停止加热。

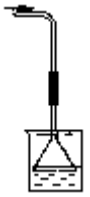
[①] 固体试剂遇液体容易粉碎的，如电石（主要成分 CaC2），不可使用启普发生器。



使用固体和液体药品制备气体的仪器装置　在实验室里使用固体和液体反应物在常温下制取气体，如氢气、二氧化碳等，可以使用启普发生器（参看 启普发生器）。制取少量的这类气体时，可用简易的制气装置，它的装置原理与启普发生器一样，见图（a）。试管里托着固体反应物的是一片中间有孔的塑料板，长颈漏斗的下口接近试管底，导气管上有一弹簧夹，用它来控制气体的发生和停止。图（b）是制备这类气体的更简易装置。使用固体和液体药品在加热的条件下制备气体时，使用的是图（c）所示的装置。如实验室制备氯气、氯化氢等。烧瓶里放固体反应物，分液漏斗里放液体反应物。制气时，将液体逐滴加入。

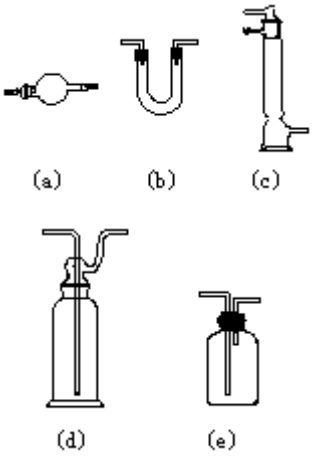


尾气吸收装置　由气体发生器生成的有毒气体，经使用后剩余的尾气不能逸散到空气里，应使用合适的吸收剂进行吸收。吸收少量的尾气可用烧杯、广口瓶等简单装置。气体导管要插入吸收剂中并接近容器的底部，气体流速不能太快。若吸收少量极易溶解的气体时，可使用如图所示的装置，漏斗的边缘没入吸收液面里约 2～3 毫米。尾气通过倒置的漏斗进入吸收液里。这种装置既可防止吸收液倒流入气体发生器里又可增大吸收面提高吸收效率。



气体的干燥装置　干燥气体的干燥剂有固体干燥剂如无水氯化钙、碱石灰等和液体干燥剂如浓硫酸。用固体干燥剂干燥气体，常用的干燥装置是干燥管、U 形管和干燥塔，如图（a）、（b）、（c）所示。干燥管的粗管口为进气口，细管口为出气口。粗管口要配一带导管的单孔塞，干燥剂要充满干燥管的球形体，为防止干燥剂的细小颗粒被吹出，混入干燥的气体里，细管口处应放少量脱脂棉。用 U 形管做干燥装置，干燥剂应将 U 形管两臂填装近满，两臂的干燥剂上方塞少量脱脂棉。用液体干燥剂干燥气体的装置，常用的有洗气瓶和配塞广口瓶，如图（d）、（e）所示。瓶内长导管为进气管，

短导管为出气管，两者不能接反。瓶里装的干燥剂不能太多，一般约为容积的 1/5。



气体的干燥剂　实验室里常用于干燥气体的干燥剂有浓硫酸、五氧化二磷、碱石灰和无水氯化钙等，这些物质都能较好地吸收混入气体中的水分。使用时，应根据干燥剂的特性和被干燥的气体的性质进行选择。如，氨气显碱性，不能用呈酸性的浓硫酸和五氧化二磷进行干燥；氨气能与氯化钙发生反应生成络合物（$CaC_2 \cdot 8NH_3$），因此也不能使用无水氯化钙来干燥氨气。二氧化碳、二氧化硫和硫化氢等酸性气体不能用碱石灰做干燥剂。氯气能与碱石灰发生反应生成钠、钙的氯化物和次氯酸盐，所以不能使用碱石灰来干燥氯气。硫化氢是具有还原性的物质能与浓硫酸发生氧化还原反应，因此浓硫酸也不能做硫化氢气体的干燥剂。

实验室安全　1.在实验室里要严格按照实验要求进行实验，要确保安全。2.化学药品多数都有毒或有腐蚀性，一般不能用手触摸，绝对不能品尝。闻药品气味时应用手把气体扇进鼻孔，不能把鼻孔凑到容器口去闻气味。在实验室里不准喝水和吃东西。3.使用浓酸、浓碱要特别小心，要防止沾到皮肤上或衣服上。如果有少量浓酸（特别是浓硫酸）不慎溅到皮肤上，应先用布擦去，再用大量自来水冲洗，再涂上 3～5%的碳酸氢钠溶液。如果浓碱沾到皮肤上，也先要用大量水冲洗，再涂上硼酸溶液。万一眼睛里溅进少量酸碱溶液，要立即用水冲洗，必要时请医生治疗。废酸、废碱要倒进废液缸里，或指定的容器里。4.要注意防火。点火后的火柴梗不能乱丢，要放到指定容器中。使用酒精灯时若不慎打翻，洒出的酒精在桌上燃着，应立即用温布扑盖熄灭。5.使用玻璃仪器要轻拿轻放。往铁架台的铁夹上夹持仪器或将玻璃管往胶塞（胶管）里插入时，不能用力过猛，以防将仪器夹碎或使玻璃管折断把手刺破。6.防止触电。不能用湿布去擦拭电器或电源开关。

实验室制取氧气　在实验室里,通常采用加热氯酸钾或高锰酸钾的方法制取氧气（反应原理参看氧气的实验室制法），使用的是用固体药品制备气体的装置（参看使用固体药品制备气体的仪器装置）。操作方法：（1）制气前先检查装置的气密性。不漏气的装置才能进行实验。（2）把氯酸钾和二氧化锰的混合物或高锰酸钾放入试管里。如果实验使用的是高锰酸钾，在试管口处要放一团棉花，以防止加热时高锰酸钾粉末冲进导管。然后用带导管的塞子塞紧试管口，将试管固定在铁架台上。（3）准备好集气装置。若要收集纯净的氧气，应使用排水集气法收集（参看 排水集气法）。（4）给试管加

热。先均匀预热试管，再固定给有药品的部位加热，要等装置里的空气排净后再向集气瓶里收集氧气。（5）若用排水法收集氧气，当停止加热时，要先把导管从水槽里移出，再熄灭酒精灯。

实验室制取氢气　在实验室里，是利用锌粒跟稀硫酸反应制取氢气（反应原理参看氢气的实验室制法）。使用的是常温下固体和液体药品反应制取气体的装置（参看启普发生器）。制取少量氢气时，可使用简易的制气装置（参看使用固体和液体药品反应制备气体的仪器装置）。用此装置制取氢气的操作方法是：（1）检查装置的气密性。（2）往试管里放几粒锌，注入约 1/3 试管容积的稀硫酸，立即用带有导管的胶塞塞紧试管口，把试管固定在铁架台上。（3）用排水法（参看排水集气法）或向下排气法（参看排空气集气法）收集氢气。如果需要收集纯净的氢气，应先进行氢气的验纯，然后再往集气瓶里集气或进行氢气的性质实验。

实验室制取二氧化碳　实验室里是用大理石（或石灰石）和稀盐酸反应制取二氧化碳（反应原理参看二氧化碳的实验室制法），实验装置是用常温下固体和液体药品反应制取气体的仪器装置（参看使用固体和液体药品制备气体的仪器装置）。如果制备较多量的二氧化碳，也可用平底烧瓶、锥形瓶等仪器代替试管。操作方法：（1）装置连接好后，检查装置的气密性。（2）往试管（或烧瓶）里放几块大理石（小心！让大理石慢慢滑入），然后注入稀盐酸，立即用带有导管的橡皮塞塞紧管口。（3）用向上排空气法收集二氧化碳（参看排空气集气法）。用燃着的木条检验集气瓶里的二氧化碳是否集满。

五、科学家与化学史

舍勒（K.W.Scheele，1742—1786）18 世纪中后期著名的瑞典化学家，氧气的最早发现者之一。1773 年，舍勒用两种方法制得了比较纯净的氧气。一种方法是加热硝酸钾、氧化汞或碳酸银等含氧的化合物；另一种方法是把黑锰矿（主要成分是二氧化锰）与浓硫酸共热。他发现，当某一物质与这两种方法所制得的气体发生燃烧后，这种气体就会消失，他因此称它为“火气”。舍勒 1742 年 12 月 19 日生于瑞典南部。正式职业是一名药剂师，但他一直对化学有浓厚兴趣，很早就把当时化学书里的各种实验都重复做过一遍。他一生贫寒，却坚持用简陋的仪器在条件很差的实验室里做了大量的化学实验研究工作。后来因患哮喘病于 1786 年 5 月 21 日病故，终年才 44 岁。在舍勒有限的一生中，还有过许多其它重要的发明和发现。例如：1714 年首次利用二氧化锰和盐酸制取了氯气，1781 年发现了白钨矿；1782 年首次制成了乙醚。此外，他还是著名绿色颜料“舍勒绿”的发明者。现在众所周知的事实“骨灰里含有磷”，也是由舍勒最早发现的，鉴于舍勒对化学做出的重要贡献，瑞典科学院在斯德哥尔摩广场上铸造了一座舍勒铜像。

普利斯特里（J.Priestley，1733—1804）18 世纪中后期著名的英国化学家，和舍勒一样被认为是氧气的最早发现者。1774 年 8 月 1 日，普利斯特里把氧化汞放在一个特制的玻璃瓶中，用聚光镜加热，发现很快分解放出气体。他利用排水集气法将产生的气体收集起来，并分别把蜡烛和老鼠放在其中。结果发现：在这种气体中，蜡烛能剧烈燃烧；老鼠活的时间比在空气中长。随后他撰写了《几种气体的实验和观察》一书。在这部著作中，他在科学界首次详细叙述了氧气的各种性质。虽然普利斯特里独立发现了氧气，但却把它称作“脱燃素的空气”，而没有认识到它是空气中的一种重要组成气体。和同时代的其它化学家相比，普利斯特里在研究中采用了许多新的实验技术，因而在学术界享有很高声誉，还曾被称为“气体化学之父”。他在电子、神学和其它自然科学等方面也有突出贡献。为了纪念他，英国利兹建有他的全身塑像。美国化学会专门设有普利斯特里奖章。

拉瓦锡（A.L.Lavoisicr，1743—1794）法国巴黎人，推翻燃素学说，建立燃烧的氧化学说的著名化学家。1773 年舍勒首先制得了氧气（他称为“火气”）；1774 年普利斯特里也制得了氧气（他称为“脱燃素的空气”）。但是他们都没能发现这种气体在燃烧中的重要作用。拉瓦锡在 1774 年做了一个著名的金属煅烧实验，并得到了下面的事实：装有反应物的曲颈瓶和装有生成物的曲颈瓶的质量并没有发生变化，而金属的质量却增加了。拉瓦锡由此分析得出：所增之重只可能是金属结合了瓶中部分空气的结果。后来的实验证明了他的推测。这使拉瓦锡对燃素说的观点产生了极大的怀疑，并进一步提出了新的假设：金属的煅灰可能是金属和空气的化合物。他利用铁煅灰进行试验，想从其中直接分解出空气，没有成功。后来从普利斯特里的氧化汞分解实验中受到启发，重复这一实验，取得了成功，并于 1777 年正式把分解生成的这种助燃、助呼吸的气体称为氧气（oxygene）。通过这一实验，拉瓦锡最终确信：可燃物的燃烧或金属变为煅灰并不是分解反应，而是与氧化合的反应，根本不存在燃素学说所谓的“金属－燃素=煅灰”，而是“金属+氧=煅灰（氧化物）”。在 1772 年至 1777 年的 5 年中，拉瓦锡又做了大量的燃烧试验，并对燃烧以后所产生和剩余的物质逐一加以研究，然后对试验结果

进行综合归纳分析，于 1777 年向巴黎科学院提交了名为《燃烧概论》的报告。此后不久，水的合成和分解实验也取得了成功，从此燃烧的氧化说才被举世公认了。这一学说的建立，把人们长久未能解释的燃烧的秘密揭开了，于是人们知道了氧气是具有确定性质、可度量、可采集的气体物质。燃素说完全破产，开始了现代化学的历史。拉瓦锡也因此被后人誉为现代化学的创始人。

卡文迪许（H.Cavendish，1731—1810）著名物理学家和化学家。一生中所从事的研究工作很广泛。他首次将氢气收集起来加以研究；首次发现水是氢和氧两种元素组成，并通过氢气和氧气化合生成水的实验事实推翻了 1784 年以前人们的那种将水看作是一种单一元素的错误认识；1785 年首先发现了空气中含有氮气（当时称作“浊气”）。卡文迪许更是一位著名的物理学家，验证万有引力定律的著名扭秤实验只是他众多成就之一。卡文迪许 1731 年 10 月 10 日生于法国，11 岁起进贵族中学学习 8 年。1749 年到英国的剑桥大学学习。毕业后在自己家中建起了一座规模很大的实验室，从此一直在家中从事实验研究。他是 18 世纪著名化学家中唯一的一位百万富翁，但他的生活却十分朴素。卡文迪许是一位受人尊敬的科学家，著名的剑桥大学“卡文迪许实验室”就是为了纪念他而建立的。

拉姆塞（W.Ramsay，1852—1916）英国化学家。1894 年，拉姆塞利用镁受热后与氮气化合生成氮化物的方法，对大气进行处理。发现大气中氮含量逐渐减少。经过继续实验，终于发现有一种气体不受这种处理方法的影响，其密度超过了原始大气中氮的密度。经过光谱法鉴定和多次重复实验，证实了这是一种与氮不同的新气体，被称为氩气。此后又与他人合作分离出了氖、氪、氙；准确测定出氡的原子量为 222；证明了从镭中放射出的气体是氡，并据此发现了放射化学的位移定律。拉姆塞因发现稀有气体，并在周期表中确定了它们的位置而荣获 1904 年的诺贝尔化学奖。

道尔顿（J.Dalton，1766—1844）英国科学家。近代原子学说的奠基人。道尔顿与法拉第、布朗、歌德等同属一个时代。他从 15 岁起就开始了边教课、边自学、边研究、边写作的道路。他的科学启蒙老师是一位双目失明的学者。道尔顿的第一部科学著作是《气象观测论文集》。他曾经连续亲自记录气象数据达 56 年之久，全部观测记录超过 22 万条。这对他日后提出并用实验证明他的原子学说起到了有益作用。道尔顿一生勤奋、坚韧，他患有色盲症，但却从不妥协，而且把色盲症作为自己的一个研究课题。道尔顿原子学说的主要观点是：一切元素都是由不能再分割、不能毁灭的微粒——原子组成的；同一元素的原子的性质和质量都相同，不同元素的原子质量都不同；化合物是由不同原子按简单整数比化合而成的。其实，原子一词最早出现于希腊哲学著作之中。公元前 5～4 世纪，德谟克利特等人就提出了原子说的观点，但都没有科学的实验予以证明，因此既不能被科学界普遍接受，也无法推广运用。道尔顿利用化学分析法，研究了许多地区的空气组成，还分析了沼气（CH_4）和乙烯（$CH_2=CH_2$）两种不同气体的组成，发现它们中各元素含量之间存在着一定的规律，即如果甲乙两种元素能互相化合而生成几种不同的化合物，则在这些化合物中，两种元素的质量互成简单的整数比。这就是著名的倍比定律。也正是这一定律的发现，确立了原子论的实验基础，从而使道尔顿成为近代原子论的奠基人。不仅如此，道尔顿还通过大量的实验，分析了多种化合物的组成，从氢的原子质量为 1，测出了 20 种不同元素的相对原子质量，并于 1803 年给出了世界上第一张原子量表。道尔顿一生著书 50 多

部，其中最重要的是《化学哲学新体系》（中国科学院藏有此书）。为了纪念他，英国曼彻斯特大学于 1853 年设立了道尔顿奖学金。

阿佛加德罗（A.Avogadro，1776—1856）意大利化学家、物理学家。1776 年 8 月 9 日生于都灵市，出身于律师家庭。20 岁时获得法学博士学位，做过多年律师。24 岁起兴趣转到物理学和数学方面，后来成为都灵大学的物理学教授。阿佛加德罗的主要贡献是他于 1811 年提出了著名的阿佛加德罗假说，即在同一温度、同一压强下，相同体积的任何气体所包含的分子个数相同。根据这一假说可以得到下面的结果：在相同温度相同压力之下，任何两种气体的相对分子量都与其气体密度成正比。这样分子量（或化学式量）就可以被直接测定了。但是由于当时阿佛加德罗没有对他的假说提出实验证明，以致其假说不易被人接受。直到 1860 年康尼扎罗用实验论证并在卡尔斯鲁厄化学会议上予以阐述后，该假说才获公认，成为现在的阿佛加德罗定律。

汤姆生（J.J.Thomson，1856—1940）英国物理学家，发现并用实验证明了电子的存在。1879 年，克鲁克斯在研究气体放电管中气体的放电现象时得到了一种叫做阴极射线的带电粒子流。当时的物理学家提出各种各样的假说试图阐明阴极射线的本质。汤姆生认为，阴极射线是一种带负电的微粒，并用实验证明了电子的存在，测定了电子的荷质比（电荷 e/质量 m），并发现了电子的许多性质。后又于 1904 年提出了一种原子模型。认为原子是一个平均分布着正电荷的粒子，其中镶嵌着许多电子，中和了正电荷，从而形成了中性原子。汤姆生于 1906 年荣获诺贝尔物理奖。

启普（P.J.Kipp，1808—1864）荷兰人。启普是一位药品商，曾经学过一点化学。启普发生器是他根据前人制作的发生硫化氢气体的简单装置而设计、改进制得的。除了启普发生器外，他还有其它一些小发明，如画家绘画用的彩色铅笔等。启普 56 岁时因病去世。产业由其子继承，后来演变成为“ 启普父子公司 ”，至今仍然是荷兰著名的科学仪器公司。

加多林（J.Gadolin，1760—1852）芬兰人，第一位发现稀土元素的化学家。1794 年，他 34 岁时，从一位研究矿物学的人那里，得到了一块奇特的黑色石头。加多林对它进行了仔细的分析，证实了在这种矿石里面含有一种新元素。这就是第一个被发现的稀土元素（钇 Yttrium）。后来，这种矿石被命名为加多林矿。加多林 1762 年 6 月 5 日出生在赫尔辛基附近的埃坡城。从小受到既是天文学家又是物理学家的父亲的严格教育，他曾经和著名的化学家舍勒合作过。在芬兰大学担任了 25 年化学教授。研究过很多种矿石及其分析方法。他还是北欧最早反对错误的燃素学说的科学家。

波义耳（R.Boyle，1627—1691）英国人，是 17 世纪最有成就的化学家和近代化学的奠基人。1627 年 1 月 25 日生于爱尔兰，出身贵族，父亲是当地首屈一指的富商。波义耳是家中 14 个儿女中最小的一个，自小受到良好的教育。他阅读过大量英文、法文、拉丁文的化学著作和其它科学书籍。在学习医学的过程中接触到大量的化学实验，并很快成为一名训练有素的实验化学家和有创造力的思想家。1644 年建立了家庭实验室。波义耳像许多历史上杰出的科学家一样，非常重视实验，认为只有实验和观察才是形成科学思维的基础，研究化学必须建立科学的实验方法。他自己就是一位成功的实验物理学家和实验化学家。他一生中做了大量的实验，包括对气体的研究；对火、热、光等现象的产生本质的研究；对酸、碱、指示剂的研究；对冶金、医学、化学药品、染料，玻璃制造等的研究。著名的波义耳定律也是在对实验细心

观察的基础上总结得出的。波义耳写了一部不朽的名著《怀疑派化学家》。在书中，他第一次对化学元素作了明确和科学的定义：“ 我所指的元素乃是具有确定性质的、实在的、可觉察到的实物，是不能用一般的化学方法再分解为简单的物体的实物。 ”他坚决反对亚里士多德的“ 四元素说 ”和帕拉塞斯的“ 三元素论 ”，而比较赞同德谟克利特的物质观（物质是由原子构成的）。但是，波义耳的元素概念和微粒学说在一开始曾被人们看作是异端邪说，一个世纪以后才得到公认。波义耳还是一位善于演讲的哲学家。他是英国皇家学会的栋梁，是一位多产的科学家和哲学家。1691 年，这位被恩格斯誉为“ 把化学确立为科学 ”的科学家在伦敦因病逝世，终年 64 岁。

贝采里乌斯（J.J.Berzelius，1779—1848）19 世纪前期瑞典最杰出的化学家。1779 年 8 月 22 日，贝采里乌斯生于瑞典东部的一个小村庄。四岁丧父、九岁丧母，在祖父和姨母、教父的抚养下长大成人。在很困难的情况下完成了中学学业。1746 年进入大学学习，1802 年获得医学博士学位，1807 年任斯德哥尔摩大学教授。贝采里乌斯最早研究的课题是分析化学和矿物分类。在这期间，先后发现了碲、硒、硅和钍元素。他对化学的一大贡献是创造了一套用拉丁字母表示的元素符号（即现在使用的元素符号），从而废弃了过去的象形表示方法。对于贝采里乌斯来说，最耗费时间和精力的研究是对原子量的测定工作。他分析了两千种左右的化合物，测定了这些化合物中各种元素的重量组成关系，再制订出原子量标准，然后根据化合物的化学式，计算出原子量，并用此方法先后制定了五张原子量表。贝采里乌斯对化学的贡献还涉及许多重要领域，如发现了异构现象、创立了电化学，提出了催化剂概念等。

原子概念的形成　公元前 5 世纪前后，古希腊哲学家德谟克利特等人最先提出世界上千千万万种物质是由最微小，坚不可入且不可再分的微粒所构成。这种微粒叫做“ 原子 ”，希腊语原意即“ 不可分割 ”。牛顿在 17 世纪后期比较明确地指出，一切物质都是由微小的颗粒组成的。但这些论点都没有科学的实验来证明，既不能被科学界普遍接受，也无法推行运用。英国科学家道尔顿通过化学分析，研究了许多地区的空气组成，得出这样的结论：各地的空气都是由氧、氮、二氧化碳和水蒸气四种主要物质的无数个微小颗粒混合起来的。他利用了希腊哲学上的名词，也称这些小颗粒为“ 原子 ”。1803 年，道尔顿提出了他的原子学说：①元素（单质）的最终粒子称为简单原子，它们极其微小，是看不见的；是既不能创造，也不能毁灭和不可再分割的。它们在一切化学变化中保持其本性不变；②同一元素的原子，其性质和质量都相同；不同元素的原子，其性质和质量都不相同；③不同元素的原子以简单数目的比例相结合，形成了化学中的化合现象；化合物的原子称为“ 复杂原子 ”。这一学说合理地解释了当时发现的质量守恒定律、定组成定律及倍比定律等，开创了化学的新时代。但是，道尔顿的把原子看成是组成物质的“ 最后质点 ”，是“ 绝对不可再分 ”的微粒的观点，又受到 19 世纪末一系列重大科学发现的有力冲击。电子的发现打开了原子内部的大门，放射性的发现则进一步揭示了原子核的奥秘。随着科学研究的不断深入，现代原子概念逐步得到了发展和完善。

分子概念的形成　意大利化学家阿佛加德罗以意大利物理学家盖 ·吕萨克（J.L.Gay-Lussac，1778—1850）的气体化合体积定律为基础，通过合理的概括和推理，引入了分子的概念。盖 · 吕萨克在进行大量的气体研究实验

的基础上提出：“各种气体在相互发生化学反应时，常以简单体积比相结合。”由于道尔顿的原子学说中没有分子的概念，未能看到单质分子会由双原子或多原子构成。因而，按照道尔顿的学说，在化合物的复杂原子中就会出现“半个原子”的矛盾现象。阿佛加德罗敏锐地看到，只要在物体和原子这两种物质层次之间再引进一个新的关节点或新的分割层次——分子，就可以把道尔顿的学说与盖·吕萨克的气体化合体积定律顺利地统一起来。对化合物而言，分子即相当于道尔顿的所谓“复杂原子”，对单质来说，同样包含这样一个层次，只不过是由相同的原子结合成分子。对盖·吕萨克的气体化合体积定律的解释，只要认为相同温度、压力下，同体积的任何气体都含有相同数目的分子，便可以得到圆满的回答；如果认为各种元素的单质都含有两个或多个原子，也就不会出现“半个原子”那样的矛盾了。由于阿佛加德罗的分子概念是对道尔顿原子学说的发展，所以人们把它们统称为原子—分子论。

原子结构的发现　道尔顿把原子看成是“绝对不可再分”的微粒的观点，在 19 世纪末受到了新的科学发现的有力冲击。1879 年，英国著名的物理学家和化学家克鲁克斯（Sir William Crookes，1832—1919）在高真空放电管中发现了一种带负电的微粒流——“阴极射线”；1879 年，英国剑桥大学物理学家汤姆生等人利用阴极射线能被电场和磁场联合偏转的作用，测定了这种粒子的荷质比（即电荷与质量之比）。实验表明，不论电极是用什么材料制成和在阴极射线管中充以什么样的气体，生成带负电的粒子其荷质比都是相同的，说明它是各种原子的一个共同组成部分，即电子。1903 年，汤姆生提出了原子结构的“浸入模型”：原子是由均匀分布的带正电荷的粒子及浸入其中的运动的许多电子所构成的，电子的负电荷中和了正电荷。1909 年，英国物理学家卢瑟福（E·Rulherford，1871—1937）用一束高能的 a 粒子（带正电的氦离子）流轰击薄的金箔时发现，绝大多数 a 粒子几乎不受阻碍而直接通过金箔，说明原子内部很空旷；但也有极少数（约万分之几）a 粒子穿过金箔后发生偏转，个别 a 粒子偏转程度较大，甚至被反弹回来。汤姆生的原子结构模型无法解释这一实验现象。卢瑟福设想，这是由于原子中存在一个几乎集中了原子的全部质量并带正电荷的极小的核，是它对 a 粒子产生了静电排斥作用。1911 年，卢瑟福提出了原子结构的“核式模型”：每个原子中心有一个极小的原子核，几乎集中了原子的全部质量并带有 Z 个单位的正电荷，核外有 Z 个电子绕核旋转，就像行星绕太阳转动一样。因此也称为“行星式模型”。后来，随着对原子光谱的深入研究和量子力学的出现，才逐步形成了现代原子结构理论。

氧气的发现　瑞典化学家舍勒是氧气的最早发现者。1773 年，舍勒用两种方法制得了比较纯净的氧气。一种方法是将硝酸钾、硝酸镁、碳酸银、碳酸汞、氧化汞加热得到氧气；另一种方法是将黑锰矿（二氧化锰）与浓硫酸共热产生氧气。舍勒将他的研究成果发表在《论空气和火的化学》中，但这本书被出版商延误，直到 1777 年才出版。而英国化学家普利斯特里于 1774 年发现氧气后，很快就发表了研究论文，时间比舍勒早。普利斯特里制得氧气的方法是：把氧化汞放在玻璃制的密闭容器内，用聚光镜加热而制得氧气。但舍勒和普利斯特里由于受“燃素说”的错误影响，都未能对他们的重要发现做出正确的解释。只有法国化学家拉瓦锡在普利斯特里对氧气研究的基础上得出了合理的结论，并推翻了错误的燃素说。

燃素说　是形成于 17 世纪末、18 世纪初的一个解释燃烧现象甚至整个

化学的学说。燃素说认为，可燃的要素是一种气态的物质，存在于一切可燃物质中，这种要素就是燃素（phlogiston）；燃素在燃烧过程中从可燃物中飞散出来，与空气结合，从而发光发热，这就是火；油脂、蜡、木炭等都是极富燃素的物质，所以它们燃烧起来非常猛烈；而石头、木灰、黄金等都不含燃素，所以不能燃烧。物质发生化学变化，也可以归结为物质释放燃素或吸收燃素的过程。例如，煅烧锌或铅，燃素从中逸出，便生成了白色的锌灰和红色的铅灰；而将锌灰和铅灰与木炭一起焙烧时，锌灰和铅灰从木炭中吸收了燃素，金属便又重生了出来。酒精是水和燃素的结合物，酒精燃烧后，便剩下了水；金属溶于酸是燃素被酸夺去的过程。在当时，燃素说不能自圆其说并受到最大责难的就是金属煅烧后增重的事实随着人们对化学反应进行了更多的定量研究之后，燃素说就更加陷入了重重自相矛盾的境地。直到 18 世纪 70 年代，氧气被发现之后，燃烧的本质终于真相大白，燃素说才退出了历史舞台。

燃素说对燃烧现象正好做了颠倒的解释，把化合过程描述成了分解过程，但却使当时的大多数化学现象得到了统一的解释，帮助人们摆脱、结束炼金术思想的统治，使化学得到解放，在历史上起到了积极作用。尽管燃素说本身是错误的，但它却引导和启发人们去思考、探索，并不断地实践、验证、修正假说或是得到新的发现。也正是在这种不断的过程中积累起来的大量的科学实验材料，为科学的燃烧理论的创立准备了条件。

氮气的发现　1772 年，英国植物学家丹尼尔·卢瑟福（Daniel Rutherford，1749—1819）将小动物放入密闭容器中，用苛性钾（KOH）不断吸收动物呼吸所产生的二氧化碳，所剩余的气体不能使动物生存，也不支持蜡烛燃烧。他还在密闭容器中燃烧磷或碳，使生成的气体通过碱吸收后，所剩余的气体也是既不能维持生命和燃烧，也不溶于苛性钾溶液。同年，英国化学家普利斯特里和瑞典化学家舍勒也通过对空气的研究确定了这种气体的存在，从而发现了氮气，并确定为元素。

稀有气体的发现　氦的发现是在 1868 年。这一年的 10 月 26 日，巴黎科学院收到两封来信，一封是法国天文学家、米顿天体物理观象台台长詹森（P.Janssen，1824—1907）寄来的，报告他在该年 8 月 18 日在印度用分光镜研究日全食时观察到在其它亮线中有一条新的黄线；另一封信是英国天文学家、皇家科学院太阳物理天文台台长洛基尔（J.N.Lockyer，1836—1920）写来的，信中的内容与詹森的报告几乎完全相同。经过查对，这条黄线只能是太阳上的一种未知的新元素。这是有史以来第一次从地球上发现存在于太阳上的新元素。于是法国科学院将这种元素命名为“Helium”（氦），意思是“太阳的元素”。1895 年，英国比学家拉姆塞指出：给钇铀矿加热时放出的气体也能够给出与氦相同的光谱，从而知道地球上也有氦存在。氩的发现是在 1894 年。英国化学家雷利（LordRayleigh，1842—1919）注意到从空气中分离出的氮气与从含氮物质制得的氮气在密度上的差异，通过实验对空气进行了进一步研究。雷利在空气中加入过量的氧，用放电法使氮变为氧化氮，然后用碱吸收，剩余的氧用红热的铜除去。可是，即使把所有的氮和氧除尽，仍有很少量的残余气体存在。拉姆塞也使除去二氧化碳、水和氧气的空气通过灼热的镁以吸收其中的氮，也得到少量的残余气体（约占原空气体积的 1%）。这种残留气体的密度比氮气的密度要大得多，其光谱线过去从未见过。毫无疑问，它是一种新元素。这个被发现的新元素就是氩。氖、氪和氙都是

拉姆塞和他的助手特拉威斯（M.W.Travers，1872—1961）等人分别在 1894 年和 1898 发现的。发现的方法都是在大量液态空气蒸发后所得到的残余物中将这些元素分离出来，并用光谱分析分别确定了它们的存在。它们的命名都源于希腊语，氖的意思是“ 新奇（Neon）”，氪的意思是“ 隐匿（Krypton）”，氙的意思是“ 异国人、陌生人（Xenon）”。

元素符号的形成 最早的元素符号来自古代的炼金术符号，而历史最久的炼金术符号则来自埃及的像形文字，因为像形文字描摹实物的形状，简明、直观、形象，又不像绘画文字那样容易产生歧义。如表示水的符号“≈≈”，表示沙的符号“∴∴”，等等。但炼金术士发明的符号只是供自己和自己的弟子使用的，这些符号除了他们自己能看懂之外，别人看不懂，因为炼金制丹的“ 天机”不可泄漏。不同的炼金术士使用的符号几乎完全不同。这样，炼金术符号越来越多，达到泛滥成灾的地步。随着化学知识的加速积累，人们深感建立一套统一清晰的化学符号体系的重要性。1787 年，哈森弗拉兹（J.H.Hassenfratz，1755—1827）和阿迪（P.A.Adet，1763—1834）提出了完全不同于炼金术符号体系的新方案。他们用简单的几何符号表示非金属。如“—”和“/”分别表示氧和氮，“○”、“C”分别表示氢和碳，“Ⓕe”、“Ⓒ”分别表示铁和铜，等等。这套符号简明、系统，但由于当时并不是每个化学家都意识到元素符号的重要作用，再加上这套符号本身的再造能力不强，因而未被普遍采纳。19 世纪初，道尔顿用一些带有特定标记的圆圈表示原子，如用“⊙”、“◯”、“◑”、“⚲”、“Ⓢ”分别表示氢、氧、氮、磷、银等，他还用简单原子符号的组合表示“复杂原子”（分子），如用“⊙◯”、“◯◑”分别表示水和氨。这套符号的主要优点是它的定量性质，每个符号表示一个简单原子，化合物的符号由其组成元素的符号组成，能够反映“ 复杂原子”（分子）中所含简单原子的个数。但这套符号不便于记忆，使用起来也不方便。现代化学符号体系的奠基人是瑞典化学家贝采里乌斯。他于 1848 年正式发表了《论化学符号以及使用这些符号表示化学比例的方法》一文，提出用元素的拉丁文名称开头的字母表示元素及该元素的相对原子量，用元素符号的组合作为化合物的符号。他所提出的元素符号体系延用至今。

六、化学学习方法与科学态度

预习 是学生超前进行的一种学习活动。指在上新课之前，学生预先了解、熟悉所要学习的有关知识内容，为学习新知识做好必要的知识准备和心理准备。在知识准备方面，主要包括：浏览、翻看新课教材，了解新课要学习的主要内容；复习与新课有关的旧知识内容；估计自己在新课学习时可能会遇到的困难和障碍等。在预习时，不必从头到尾仔细阅读课文，只要浏览一下大小标题，想一想它们之间的联系，试着向自己提几个问题，也可以特别注意一下有关的演示实验的文字材料。在心理准备方面，主要包括，要了解教学的基本要求，端正态度，调动学习积极性，尽量使自己的注意力和思维活动指向所要学习的新内容和新的学习活动。对于实验教材的预习，还要求做到：明确实验目的和要求，了解有关实验的反应原理和操作要点，记住安全注意事项，按要求写出预习实验报告。预习是学习过程的开端，认真的预习将会提高课堂学习的效率。预习也是提高自学能力的重要途径。

听讲 上课听讲是学生理解和掌握基础知识和基本技能，并在此基础上发展认识能力的关键环节，是中学生学习化学的重要方式。听讲中要求做到“四会”。一会听：全神贯注、专心致志地听，边听边积极思考、主动联想，力求准确理解，初步掌握。旧知识要耐心听，新知识要仔细听听清老师的提问、追问、反问，紧跟老师的教学思路；同时要特别注意讲课的开头和结尾。二会看：听讲时注意老师的神态、表情和举动；看板书时要善于分清层次、抓住关键，一节课听完后，要通览板书，把全部内容分条分块，加以概括、归纳，并对照板书回忆课上所学的知识；观看演示实验时做到，明确演示目的，对实验现象既要看得准、又要看得快，并能简单记录，还要边看边思考现象发生的本质原因。三会想，听讲过程中要紧随老师的教学思路展开积极主动的思考，从个别想一般，从现象想本质，从特殊想规律。注意学习老师的思维方法及思路。听讲时若遇到疑难问题一时解决不了，可以做下记号留在课下研究。四会记课堂笔记（参见记笔记）。

做实验 是学生学习化学的重要活动。做化学实验可以帮助学生认识化学物质的物理性质、化学性质，形成化学基本概念，理解和巩固化学知识，并获得比较熟练的实验技能，培养科学方法及实事求是、严肃认真的科学态度。中学阶段学生做实验主要是在学生实验课上进行，有时也在老师讲课中穿插进行。实验内容通常包括：有关物质性质的实验，如氧气性质、氢气性质、二氧化碳性质实验等；有关物质制备的实验，如氧气、氢气、二氧化碳气的制取实验；有关化学概念、化学理论的实验，如分子性质实验、测定硝酸钾溶解度曲线实验、酸碱中和反应实验等；有关实验操作技能学习的实验，如粗盐提纯，试管操作等；还有各种实验习题。除了不同实验内容及类型都有其特殊的要求外，做实验有以下几点一般要求：①实验之前，要认真预习，熟记实验要点，做到心中有数。②实验过程中，一方面要注意观察、记录好有关的实验现象、实验过程。明确观察目的、学会按顺序进行观察，注意运用视、听、嗅、触等多种感官进行观察，留心那些不易发现或瞬息消失的重要现象。记录时要做到及时、如实、清楚。另一方面在学习和掌握有关实验操作技能、方法时，首先要认真观看老师的示范表演，理解并记住操作要领；然后在老师指导下进行多次模仿练习，逐步学会并能够独立地、熟练地进行操作。学习过程中不要操之过急，应循序渐进，并随时听取老师的指导，特

别要注意安全。③实验结束后，要按要求做好实验台及实验室的清扫工作。课下要在实验记录的基础上，认真写好实验报告。

记笔记　是提高听讲效率的有效方法。在处理听讲与记笔记的关系时通常有三种情况：听而不记，即聚精会神地听老师讲课不做笔记；随听随记、有闻必录；选择记录，即抓重点难点及自己所需要的内容记。化学学习以选择式记录为宜。这样既可以提高听讲效率，记录下老师所讲的精华、要点，又不至于因为埋头记录而影响了听讲。对于初中生，一般只要求在听讲过程中能及时记下老师的板书，以及用简单的图示记下实验操作步骤、实验现象和结论。对于高中生，要求除了记录板书内容外，还要用自己的语言记下老师分析论证的过程。记课堂笔记一般可以采用下面一些方法：①搞好课前预习，做好准备工作。在课前应对老师课上要讲的内容有一个大致了解。这样在听讲时，对于很容易在教材或参考书中找到的内容就可以省略记录或只注明出处。②抓重点、难点记录。首先要记下板书内容，其次对于老师强调、重复、提醒大家注意的内容要予以记录。对于各种正反例证及有关具体材料可以简略记录。有些内容一时来不及记录，可以先写下几个关键字词，课后再补上。③要设计好笔记的格式。例如：标题独立成行，重点、难点和疑点单独成段，每页纸留有一定的空白，以便课后进行补充。尽量使笔记整洁、美观、条理清楚。总之，记笔记时要注意：“详略得当选择记，结合理解灵活记，板书时迅速记，不懂的问题特殊记”。

完成作业　是学生经过自己头脑的独立思考，自觉灵活地分析问题和解决问题，进一步加深和巩固对新知识的理解和对新技能的掌握的过程，是化学学习活动的主要环节之一。完成作业的过程就是解决各类化学习题的实践活动过程。认真地完成好作业有利于把书本知识转化为自己的知识，能促使自己对所学知识进行深入思考和全面、正确地理解。同时有利于培养自己独立地分析问题、解决问题的能力，并能够检验、判断自己的学习效果。完成化学作业有两点基本要求：一是做作业之前一定要认真地复习一遍老师课上所讲内容和教材中的有关章节，弄清、弄懂有关的基本概念、原理，尽量记住有关的事实、化学用语，不要边做作业边翻书本找答案。二是做作业时一定要独立进行，遇到不会做的题目，先力争通过自己的努力解决疑难，实在不行才去向老师、同学请教。在做化学习题时还需注意以下几点：①审题时，认真阅读，审清题意；分析题意，找到“因”和“果”。②剖题时，分清题型掌握方法；化整为零，集零为整；从“果”到“因”，追索条件；联系双基知识、活跃剖题思路。③表达解题过程时，应层次分明、合乎逻辑、规范工整、条理清楚、有问必答。④细致检查、及时更正，并注意经常对化学习题类型、解答思路、方法技巧，以及常见易犯错误进行归纳总结。

练习　对初学的知识、语言、技能进行反复尝试性的重复和检验的过程。只有那些能够有利于知识掌握、技能提高的重复学习活动才能称为练习。有效的练习必须具备以下条件：①有明确的练习目的和要求；②正确的练习方法：在教师的指导下学会正确的练习程序和方法；③适当的练习速度：练习速度过快，不能在大脑中留下清晰的印象；而练习速度过慢，则会减少练习次数，降低练习效果；④合理的时间分配和练习次数：一般是分配练习有利于学习效果的长期保持，即在各次练习之间安排一定的时间间隔，开始间隔的时间要短一些，以后逐步延长间隔时间。⑤练习期间及时的反馈：及时了解练习的结果，发现错误，及时纠正。不了解练习的结果的对错，就不会

起到练习的作用。

复习 复习是化学学习不可缺少的环节。通过复习，不仅可以巩固学过的知识，还能在新的水平上理解和加深学过的知识。复习可采用以下步骤：①回忆课堂讲授的内容，明确课上讲了哪些新知识，重点、难点和关键是什么，哪些掌握了，哪些还未能掌握；②阅读教材，并跟老师的讲解和笔记相比较，看是否有漏掉的重点，引起思考。这样，既巩固已懂得的知识并加深了理解，又对不懂的知识进行了思考，使所学的知识更加巩固和完整。在此基础上，补充和整理好笔记；③在全面复习的基础上，对知识的重点和难点进一步进行思考，多问几个为什么，还可以与其他同学展开讨论，以加深对知识的理解；④有计划地过一段时间把前一段学习的知识复习一遍，这对巩固旧知识、为学习新知识作准备是很重要的，可以起到“温故知新”的作用。

考试 对学生学习成果的检验与评价。除了在平时努力学习、为考试打下坚实基础之外，具有良好的心理准备和懂得考试的基本策略与方法，是能够在考试中发挥正常水平、取得满意成绩的主要条件。对考试的焦虑程度直接影响考试的心理状态。所谓“焦虑”，是指对考试所产生的一些不利后果的强烈预感。如果把考试结果和家长、老师的期待、在同学中的声誉、甚至个人未来的前途紧密联系起来时，就会产生高度的焦虑；在考试中往往表现为过于紧张，思维和记忆都受到一定影响，有时还出现不应有的错误或“漏洞”，甚至对原来很熟悉的知识内容也一时不能回忆，即通常所说的“怯场”。如果过于自信，自认为对考试有“绝对把握”，或是认为考试几乎没有意义，或是认为考试太难、几乎没有可能通过而准备放弃努力时，就会对考试仅有较低水平的焦虑；常常表现为对考试的满不在乎，在考试过程中不进行认真思考和艰苦努力，马马虎虎或匆匆忙忙地答题，或仅凭个人对考试内容的喜好程度来决定答题的认真程度。显然，只有中等程度的焦虑对参加考试最为有利，即既要对考试有足够的重视，但又不至于过度紧张。这就需要正确认识考试对学习的重要意义和作用；平时扎扎实实地掌握好化学知识、技能，打好考试的基础；还可以积极参加各种形式的测验或竞赛活动，以积累考试经验。至于考试方法，常常因人而异。一般是需要事先了解考试的主要内容、要求、考试时间、答题方式等等，比如对高考，就需要认真学习考试大纲，了解有关考试的信息；在拿到试题后就可直接开始答题，可根据每个问题所占的分数比重大致分配回答每道题的时间，不要通读全卷后再答题，以节约时间；对于难度较大的题可以先做记号，留待比较容易回答的题完成之后再回头作答；答题时要注意审清题意，明确答题要求和题给条件，按照正确的解题格式答题；考试前尽可能全面掌握化学考试的各种题型及各类试题的解题技巧，熟悉各种解题模式，以便在正式考试时加快答题速度。

科学态度 在化学学习过程中，不仅要掌握化学知识的技能，还要注意科学态度培养。具备了良好的科学态度可以终身受益。一般而言，科学态度含有以下一些内容：①好奇心：比如渴望用科学原理解释各种自然现象；对已知的科学原理希望用更多的事例加以证明；希望研究新事物、新问题；渴望学到更多的知识；②求实心：尊重事实，尊重科学，老老实实地学习，决不弄虚作假，如不抄袭、不更改实验数据；③进取心：敢于克服学习中所遇到的各种困难；积极主动地参与学习活动；大胆进行新的尝试；无论有无“权威人士”在场，都敢于发表自己的意见；④自信心：相信自己的学习和探索能力；不迷信“权威”；在获得有说服力的证据之前，敢于坚持自己的正确

意见；⑤虚心：能够虚心接受他人的意见和批评；能够认识到个人知识、能力的局限；了解任何科学结论都可能是暂时的、都有可能继续发展；⑥恒心：表现出对问题的探讨“ 不得解决不罢休 ”；⑦责任心：认真完成自己的“ 份内 ”工作，并愿意承担更多的其它工作；在给别人提出意见和批评时，能有充分的理由或依据；为求问题的解决，坚持自己认为适当的证据；积极为大家谋利益；⑧合作心：能与他人共同工作，愿意接受别人的意见；需要他人的协助或意见时，能积极地找适当的人帮助；尊重他人的贡献，愿意与他人分享成功。