

化 学

(三)

工业水处理专业

江苏工业学院图书馆
藏书章

一九七一、十、

目 录

第五章 物质结构与元素周期表

第一节 元素周期表	2
(一) 周期和族	3
(二) 元素的分类	4
第二节 物质无限可分性, 原子组成	7
(一) 原子的组成	7
(二) 原子核外电子的分布	9
第三节 元素性质和原子结构的关系	14
(一) 元素周期表和原子核外电子的排布的关系	14
(二) 元素的金属性和非金属性的递变规律	16
(三) 元素的化合价和电子层结构的关系	18
第四节 原子之间的互相联系, 分子的形成	20
(一) 共价键的形成	20
(二) 离子键的形成	27
(三) 配价键	29
(四) 极性分子和非极性分子	30
(五) 化合价	33

第六章 氧化还原 电化学

第一节 氧化还原..... 3 6

(一) 氧化还原反应的特殊性..... 3 6

(二) 氧化还原反应式的配平..... 3 8

(三) 常见的氧化剂与还原剂..... 4 1

第二节 电化学..... 4 8

(一) 原电池..... 4 9

(二) 电极电位..... 5 2

(三) 电解..... 6 0

第七章 元素及化合物..... 6 8

第一节 非金属及化合物..... 6 9

(一) 周期表中元素概述..... 6 9

(二) 非金属元素..... 6 9

(三) 第V—Ⅷ主族元素的化合物..... 7 1

第二节 金属单质及化合物..... 8 5

(一) 金属概论..... 8 5

(二) 碱金属和碱土金属..... 9 5

(三) 几种常见金属..... 1 0 1

(四) 氧化物和氢氧化物的酸碱性..... 1 1 4

第五章 物质结构和元素周期表

毛主席语录

事物的矛盾法则，即对立统一的法则，是唯物辩证法的最根本的法则。

感觉到了的东西，我们不能立刻理解它；只有理解了的东西才更深刻地感觉它。感觉只解决现象问题，理论才解决本质问题。

第一节 周期表

元素周期表——短表（表见附表一）

元素周期表——长表（表见附表二）

毛主席教导：“人类总得不断地总结经验，有所发现，有所发明，有所创造，有所前进。”

“通过实践而发现真理，又通过实践而证实真理和发展真理。”

今天，人类所发现的元素已有103种，根据报道近来又合成了104号元素和105号元素（自98号元素至105号元素全是人工合成元素，至今尚未证明这些元素在自然界的存在。）这一百多种元素，每个元素都有着各自的特殊性。在人类改造自然的斗争中人们逐一的发现了它们，同时也逐一地掌握了每种元素所具有的各种特殊性“矛盾的普通性即寓于矛盾的特殊性之中。”在研究元素的特殊性中发现了元素的共性，从而进一步地揭示了元素之间的内在联系，找出了元素间的规律性，这对化学学科的发展起了巨大的作用。

从实验结果证明：随着元素原子核内正电核量的增加元素的性质起着质的变化，而且呈周期性地变化。人们将103种元素周期性的变化次序排列成表——称为元素周期表。每个元素在周期表中占有一定的位置。周期表中每个元素按顺序编号称为元素的原子序数。小方格中的数字和符号都代表什么呢？举例说明：

元素符号	Na	11	原子序数
	钠		
元素名称	22.9898		原子量

周期表的种类很多，最常用的是长周期表和短周期表两种。我们重点学习的是长周期表。学习周期表的目的是要掌握元素的个性、共性和元素变化的规律性。在学习的过程中要尽量地记住那些常见和常用的元素的性质，而不必去死记硬背一百多种元素的性质，以周期表作为工具。在三大革命的实践中，不论是工作还是学习，我们都可以从周期表的规律性中推找出所不了解的元素的主要性质。

(一) 周期和族：

毛主席教导：“认识个别事物的特殊的本质，才有可能充分地认识矛盾的普遍性，充分地认识诸种事物的共同的本质。”

周期：（以横行表示）

全表共分七个周期。第一周期只有两个元素，氢(H)和氦(He)。以下各周期都是从最活泼的碱金属元素开始，到惰性元素为止。第二周期有8个元素，从锂(Li)到氖(Ne)。第三周期同样也有8个元素，从钠(Na)到氩(Ar)。前三周期为短周期，第四、五、六周期为长周期。第四、五周期中都各有18个元素（见周期表）第六周期是元素最多的一个周期，共有32个元素，因为在元素镧(La)的座次中容纳了15个性质极为相似的元素，称其为f系元素。第七周期中共有17个元素，同第六周期，在元素锕(Ac)的座次中也容纳了15个性质极为相似的元素，称为f系元素。

在每一周期中都有这样一个规律，左边元素显金属性，右边元素显非金属性，从左到右非金属性递增。

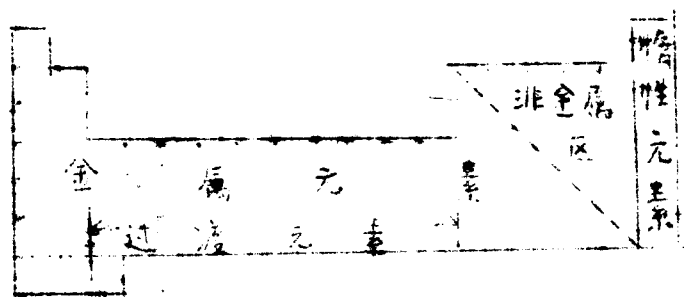
族：（以纵行表示）

整个周期表共有九个族。在前七个族中又分为主族和付族（在长周期表中的主族和付族不在同一直行内，而在短周期表中，主族和付

族在同一有行内。) 第八族为过渡元素族。第九族称为零族。在每族中与最初两个元素性质相似的称为主族，从周期表的外观来看，主族是由长周期和短周期的元素组成的。付族则全是长周期的元素。因为原子结构决定着元素的性质，所以主族和付族的差别就在于原子的内部结构，下面将讨论此问题。

每族的规律性表现在同族的元素性质极为相似，从上往下金属性增。

(二) 元素的分类:



毛主席教导：“任何运动形式，其内部都包含着本身特殊的矛盾。这种特殊的矛盾，就构成一事物区别于他事物的特殊的本质。”

1. 金属:

从长周期表来看占周期表绝大部分的元素全为金属元素，这些金属元素位于周期表的左方。

B C N O F 自周期表中第三族主族硼(B)
Al Si P S Cl 开始，我们用一条斜线将元素划分开，
Cu Zn Ga Ge As Se Br 至第七族的主族砷(At)止。在斜线
Ag Cd In Sn Sb Te I 的右上方全部为非金属，在斜线的左
Au Hg Tl Pb Bi Po At 下方全部为金属。“事物的矛盾法则，
即对立统一的法则”整个周期表就是对立统一的总体，金属和非金属

实际上就组成了一对矛盾。

金属这一概念大家并不陌生，如金(Au)、银(Ag)、铜(Cu)、铁(Fe)、铝(Al)。等皆为金属。金属具有很多特殊的性质。如硬度强，导电，导热性能好，且延展性大。因此，无论重工业中的大型机器，轻工业中的日常用品等等都离不开金属。

2. 非金属：

从上面得知，非金属位于周期表的右上方，在通常情况下非金属多以气态和固态存在，个别的才是液态的（溴Br₂）

大家知道，人离了空气则不能生存，而大气的组成以氮气(N₂)和氧气(O₂)为主。我们常见到的固体非金属如硫磺(S)，炼铁用的焦炭(C)等。

非金属的性质与金属的性质不同，一般来说性脆，无延展性，是热和电的非良导体。

3. 过渡元素：

第八族和所有的付族元素统称为过渡元素，它们全是金属元素，过渡元素的特点：

(1) 这些元素进行化学反应时大多都容易改变原子价。如铜是第一族的付族元素。第一族的主族元素它们的离子全是+1价(Li⁺、Na⁺、K⁺)而铜(Cu)不仅有+1价的化合物，也有+2价的化合物，如Cu⁺¹O(氧化亚铜)、Cu⁺²O(氧化铜)。又如水质分析中测耗氧量时，作为氧化剂的高锰酸钾(KMnO₄)，其中的锰(Mn)为+7价(Mn⁺⁷)，当与草酸反应后+7价的锰则变为+2价的锰(Mn⁺²)。

(2) 有催化作用。工业上生产合成氨(NH₃)时，常用Fe和

Fe_2O_3 (铁和三氧化二铁) 的混合物作催化剂, 而生产硫酸 (H_2SO_4) 时常用 V_2O_5 (五氧化二钒) 作催化剂。

(3) 在钢铁工业中, 加入过渡元素可以改变钢的性质, 从而可制备特种钢材, 根据不同的需要加进某种和某几种过渡元素即得不同性质的钢, 如镍铬钢、钨钢等等, 镍铬钢又称为不锈钢, 钨钢可用于制造穿甲炮弹。

(4) 过渡元素的离子大多为有色的, 因此它们所组成的化合物也大多为有色的。

离子: Au^+ (金) Fe^{3+} (铁) Mn^{2+} (锰) Cr^{3+} (铬) Cu^{2+} (铜)

颜色: 金黄色、棕红色、肉红色、绿色、蓝色。

4. 惰性元素:

惰性元素性质极不活泼, 一般不与其它元素化合, 它们皆为气体。利用它们的不活泼性和传热性小的特性, 常将氩 (Ar) 填充灯泡, 因为灯丝的温度高, 灯丝易于挥发, 挥发物遇灯泡壁形成固体小颗粒而附着在泡壁上, 使灯泡变黑, 加入氩后可阻止这一现象的产生。在工业中常用它们做防止氧化的保护气体。

5. 镧系和锕系元素:

这两系的元素在周期表中可算作是较特殊的元素, 每系的十五个元素性质都极为相似。这些元素越来越引起人们的极大重视。

镧系元素又叫稀土元素。稀土元素已用于钢铁和玻璃工业中, 随着国防工业的发展, 特种玻璃和特种钢铁的发展很快, 在玻璃工业中现在我国已试制成功了多种的稀土光学玻璃, 如钆 (Gd) 玻璃是制造大功率光射器的材料。

锕系元素皆为放射性元素, 它们的原子核分裂时能放出巨大的能

量，如铀（ U ）就是原子弹的材料。

思考题：

1. 元素性质的周期性变化是什么决定的？
2. 在周期表的“周期”和“族”中有什么规律性的变化？从递变规律中找出金属性最强的元素和非金属性最强的元素？
3. 在金属和非金属交界处的元素应显什么性质？

第二节 原子结构

学习了元素周期表，我们看到元素根据核电荷的增加，而排列出有规律性的变化表格来。为什么在元素之间既有本质的不同又存在这样规律性的递变？

毛主席教导我们：“事物发展的根本原因，不是在事物的外部而是在事物的内部，在于事物内部的矛盾性。”元素性质变化规律的根本原因在于组成元素的原子的内部的矛盾性。

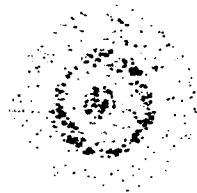
（一）物质的无限可分性、原子的组成

形而上学者认为原子是组成物质的最小颗粒，原子是永恒不变的。这个观点长期以来影响了人们对自然界的认识。唯物辩证法认为世界是无限的，大至银河系，它是无穷无尽的；小至原子，内部充满矛盾，它绝不是构成物质的最小颗粒，它同样是无限可分的。科学实验证明，任何原子都可以分成带正电的原子核和带负电的电子，原子就是这对矛盾的统一体。

先拿元素周期表里第一号元素——氢做例子，说明原子的组成。氢是由最简单的氢原子组成的。实验证明，氢原子可分成原子核与高

速绕核运动的电子两部分，氢原子的原子核带正电荷，位于原子中心，占很小体积，原子半径 10^{-8} 厘米。原子核很小，它的半径是 10^{-14} 厘米。如将原子放大一千亿倍，那末原子就相当于直径为 10 米大的一个球，这时原子核就相当于针尖那么大。电子带负电，电子所带的电量是现在所发现的实际存在最小电荷，称为单位电荷。一个单位电荷的电量是 1.6×10^{-19} 库仑（或 4.8×10^{-10} 静电单位）。由于原子核所带的正电荷数与核外电子数相等，所以整个原子不显电性。电子的体积也很小，直径为 10^{-12} 厘米，电子质量是氢原子的 $\frac{1}{1840}$ ，所以原子的质量主要集中在原子核。

氢原子就是由原子核与核外电子组成的矛盾的对立统一体。它的矛盾一方面表现在核与电子之间存在吸引力，另一方面表现在电子绕核高速运动而产生的离心力，所以它们之间又吸引又



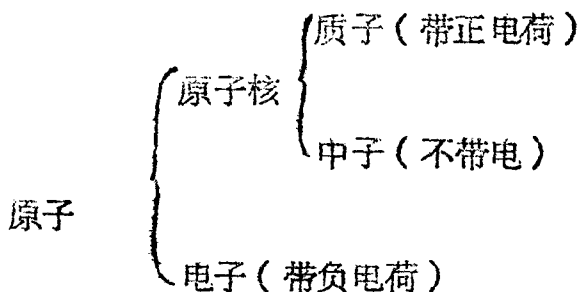
排斥，这对矛盾处于不断运动着的相对稳定状态。核外电子一方面自转，又一方面绕核高速运转。电子的运动无一定轨道，它的运动范围却占据了大部分的原子空间。氢原子的一个核外电子运动的状态，成为一个球形，见图 1，我们把电子在核外空间运动的状态叫做电子云，实质是说明电子在核外空间出现的机会多少的分布状况，图中的点都表示电子出现的地方，点的密度有大有小，密度大的地方，表示电子出现机会多；又由于电子在核外高速运动，所以在瞬间可在多处出现，我们形象地叫它做电子云。

在原子中，原子核所带的正电荷数（即原子的核电荷数）与核外电子所带的负电荷数相等。元素周期表是按核电荷多少排列的，因此

原子序数 = 核电荷数 = 核外电子数。

不仅原子是可分的，原子核也是可分的。实验证明：原子核可分为带正电荷的质子和不带电的中子。一个质子带一个单位的正电荷。原子核所带的正电荷数等于质子数。不带电的中子，其质量和质子大约相等。因此原子序数是 2 的氦元素，它的原子量是 4，说明它的原子核可分成二个质子，二个中子。原子量等于质子和中子的重量和。质子、中子和电子这些基本粒子还是可分的，物质是无限可分的。

综上所述，原子组成可概括如下：



(二) 原子核外电子的分布

氢原子结构是最简单的。构成其他元素的原子，它们的核电荷都比氢多，核外电子数都比氢多，这些电子是怎样分布的呢？

绕原子核高速运动着的电子有不同的能量。能量大的，在离核较远的地方运动；能量小的，在离核较近的地方运动。根据电子能量不同，在核外运动时距离核的远近也就不同，而分成不同的能层。能量最低的能层（离核最近的）叫第一能层，能量稍高的能层叫第二能层，以此类推。在这里能层是指电子出现机会最多的地方，电子云密度大的地方。

实践中总结，核外电子总是尽可能地在离核最近，能量最低的能层运动，这就是能量最低原理。例如：氢原子只有一个核外电子，这

个电子在一般情况下，在第一能层运动，可以表示如下： $\text{H}(\text{H})$ 。

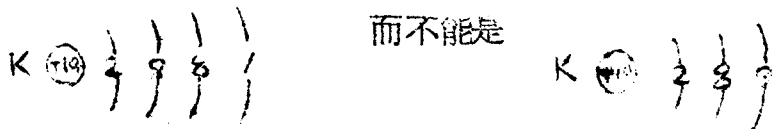
根据实验结果，每一个能层只能容纳一定数目的电子，在第一能层里最多能容纳 2 个电子，在第二能层里最多能容纳 8 个电子，在第三能层里最多能容纳 18 个电子，在第 n 能层最多能容纳 $2n^2$ 个电子。氦原子 (He) 核外有 2 个电子，这 2 个电子遵循能量最低原理，都在第一能层运动。可以表示如下： $\text{He}(\text{He})$ 。下面再举几个例：

元素名称 符号 所在周期 原子序 核外电子的分布

锂	Li	二	3	(H)
镁	Mg	三	12	(He)
氯	Cl	三	17	(Ar)

由上面所举的例子，可以看到第二周期的元素核外电子分布在二个能层，第三周期的元素核外电子分布在三个能层。

第四周期元素的原子核外电子数较多，它的分布情况较复杂。核外电子既受核的吸引，也受到其它电子的排斥，尤其是同一能层的电子。在同一能层中的电子既统一又对立。在多电子的原子中，这种核外电子的相互作用是比较复杂的。例如：钾原子 (K) 核外电子的分布是



第三能层本来是可以容纳 18 个电子的，但为什么钾的核外电子分布在四个能层？这是因为在同一能层中的电子虽然都有相差不太多的能量，但不是完全相同的，每一能层中又可分成不同的能级。第一能层最多容纳二个电子，都在一个 s 能级，第二能层有二个能级，叫做 s 和 p 能级，第三能层有三个能级，叫做 s 、 p 、 d 能级，第四能层有四个能级叫做 s 、 p 、 d 、 f 能级，以此类推。每能级的能量升高次

序是 $s < p < d < f$ 。各能级所能容纳的电子数如下：

s	p	d	f
2	6	10	14

综上所述，核外电子在多能层和能级最多能容纳的电子数可概括如下表：

能层	1	2	3	4
能级	s	$s p$	$s p d$	$s p d f$
各能级容纳的电子数	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14
各能层容纳的电子数	2	8	18	32

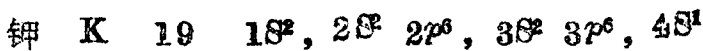
下面把第二和第三周期的元素用电子结构式简单地反映出元素的原子结构：（在下面的电子结构式里 $1s^2$ ，前边的数字 1，代表第 1 能层， s 右上角数字 2，代表在 s 能级分布的电子数目是 2。）

元素	符号	原子序	电子结构式
锂	Li	3	$1s^2, 2s^1$
铍	Be	4	$1s^2, 2s^2$
硼	B	5	$1s^2, 2s^2 2p^1$
碳	C	6	$1s^2, 2s^2 2p^2$
氮	N	7	$1s^2, 2s^2 2p^3$
氧	O	8	$1s^2, 2s^2 2p^4$
氟	F	9	$1s^2, 2s^2 2p^5$
氖	Ne	10	$1s^2, 2s^2 2p^6$
钠	Na	11	$1s^2, 2s^2 2p^6, 3s^1$
镁	Mg	12	$1s^2, 2s^2 2p^6, 3s^2$
铝	Al	13	$1s^2, 2s^2 2p^6, 3s^2 3p^1$

元素	符号	原子序	电子结构式
硅	Si	14	$1s^2, 2s^2 2p^6, 3s^2 3p^2$
磷	P	15	$1s^2, 2s^2 2p^6, 3s^2 3p^3$
硫	S	16	$1s^2, 2s^2 2p^6, 3s^2 3p^4$
氯	Cl	17	$1s^2, 2s^2 2p^6, 3s^2 3p^5$
氩	Ar	18	$1s^2, 2s^2 2p^6, 3s^2 3p^6$

从上面原子的电子结构式可看出氖、氩等惰性元素最外层电子是 8 个，形成相对稳定结构，在惰性元素以后的原子，它的电子开始在新的能层分布，就出现了一个新的周期。例如第二周期，第十号元素氖 (Ne) 的外层电子在第二能层排满了 8 个，就开始第三周期第 11 号元素钠，它的最外层电子就开始排到第三能层了。

由于核外电子数较多时，电子的相互作用较复杂，出现了较内层的电子甚至比外能层的电子的能量还高的情况。上面说的钾原子就是这种情况。钾原子的电子结构式如下：



在这里可以看到 3d 能级没有分布电子，这是因为 4s 能级的能量反而低于 3d 能级的能量的原故，我们管这种情况叫能量交错。由图 2 可以看到 4s 能级的能量低于 3d 能级。还可看出能层越高，出现的能量交错情况越复杂，例如 5s 能级的能量低于 4d，6s 的能量低于 4f 和 5d 等等。用这一张图就可以帮助我们推测各元素原子内电子的分布。图 3 是表示电子的分布次序，箭头方向代表电子分布次序，由下向上，图中号码已写清楚电子分布的先后次序。它的先后次序和图 2 能级高低完全符合。当我们知道一个元素的原子序数，再参照这二个图就可以写出原子的电子结构式。例如：

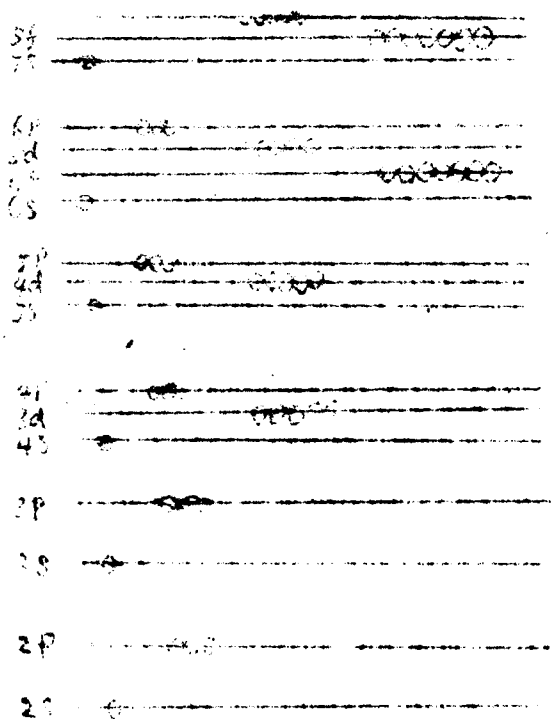


图2 各电子层能量的交错

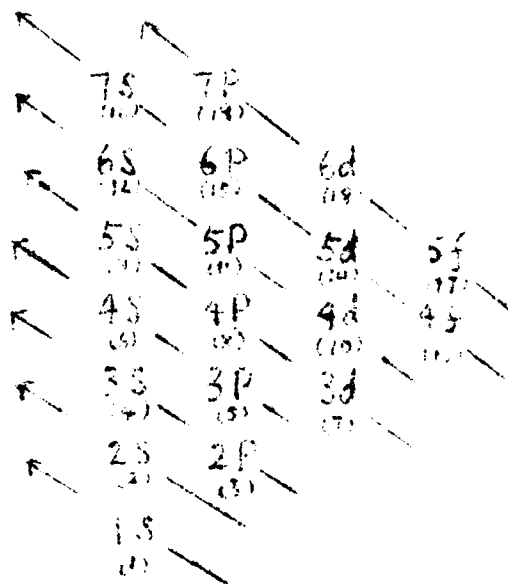


图3 原子内电子分布次序

锰 Mn 25 $1s^2, 2s^2 2p^6, 3s^2 3p^6 3d^5, 4s^2$

原子序数再大，原子的电子结构式一定写得更长，这样很不方便，另外最外层电子对化学性质的影响很大，因此可把内层电子已排满的能级略去不写，写成电子结构简式：

锰 Mn $3d^5 4s^2$

我们学习原子核外电子的分布，是为了更好地了解决定事物发展的内部矛盾性，以便分析元素性质变化的规律。在后面两段里还要进一步了解元素周期表和原子结构的关系，下面讲到原子如何形成分子，以及化合物的化合价，都是和原子的核外电子分布有关系的。

思考题：

1. 什么是原子序数，什么是原子量？ Na^{23} ，说明钠原子中的质子、中子和电子数各是多少？