

北京市中学课本

化学

HUAXUE

第二册

下册

T11660

北京市中学课本

化 学

第 二 册

下 册

北京市教育局教材编写组编

*

北京人民出版社出版

北京市新华书店发行

北京印刷三厂印刷

*

1975 年 6 月第 1 版 1975 年 6 月第 1 次印刷

书号: K7071·336 定价: 0.22 元

毛主席语录

我们的教育方针，应该使受教育者在德育、智育、体育几方面都得到发展，成为有社会主义觉悟的有文化的劳动者。

学生也是这样，以学为主，兼学别样，即不但学文，也要学工、学农、学军，也要批判资产阶级。学制要缩短，教育要革命，资产阶级知识分子统治我们学校的现象，再也不能继续下去了。

说 明

在毛主席关于理论问题的重要指示指引下，在批林批孔运动的推动下，我们以毛主席的教育革命思想为指导，对现行教材进行了一些修改。在修改过程中，得到了广大工农兵、革命师生和有关单位的大力支持和帮助。这册课本供本市中学四年级下学期使用。由于我们对伟大领袖毛主席的教育革命思想理解不深，又缺乏实践经验，教材中一定存在不少缺点和错误，希望广大工农兵和革命师生批评指正。

北京市教育局教材编写组

一九七五年五月

目 录

第十一章 元素周期律	1
第一节 元素周期律.....	1
第二节 元素周期表.....	11
第十二章 合成氨工业	18
第一节 我国合成氨工业的迅速发展.....	18
第二节 氨的合成原理 化学平衡.....	20
第三节 合成氨的生产过程.....	32
第四节 合成氨的联合生产.....	38
第十三章 金属概论 铜和铝	42
第一节 金属的通性.....	42
第二节 金属的冶炼方法.....	52
第三节 金属的腐蚀和防护.....	55
第四节 电镀.....	61
第五节 铜.....	68
第六节 铝.....	72
阅读教材: 硫酸的工业制法.....	82
学生实验	90

第十一章 元素周期律

第一节 元素周期律

我们已经学习了一些元素的知识，这些元素的性质有的比较相似，有的相差很远。毛主席教导说：“一切客观事物本来是互相联系的和具有内部规律的，”那么上百种的元素之间有什么相互联系、又有什么内部规律呢？

一、原子结构的周期性：

我们知道元素就是具有相同核电荷数的一类原子。如果我们将各种元素按照核电荷数由小到大的顺序排列起来，就会发现原子的核外电子排布具有一定的周期性。

氢 H $\begin{array}{c} (+1) \end{array}$							氦 He $\begin{array}{c} (+2) \end{array}$
锂 Li $\begin{array}{c} (+3) \end{array}$	铍 Be $\begin{array}{c} (+4) \end{array}$	硼 B $\begin{array}{c} (+5) \end{array}$	碳 C $\begin{array}{c} (+6) \end{array}$	氮 N $\begin{array}{c} (+7) \end{array}$	氧 O $\begin{array}{c} (+8) \end{array}$	氟 F $\begin{array}{c} (+9) \end{array}$	氖 Ne $\begin{array}{c} (+10) \end{array}$
钠 Na $\begin{array}{c} (+11) \end{array}$	镁 Mg $\begin{array}{c} (+12) \end{array}$	铝 Al $\begin{array}{c} (+13) \end{array}$	硅 Si $\begin{array}{c} (+14) \end{array}$	磷 P $\begin{array}{c} (+15) \end{array}$	硫 S $\begin{array}{c} (+16) \end{array}$	氯 Cl $\begin{array}{c} (+17) \end{array}$	氩 Ar $\begin{array}{c} (+18) \end{array}$

从上图可以看出,随着原子核电荷数的递增,原子最外电子层上的电子数有规律地变化着。从氢到氦,都有1个电子层,最外电子层上的电子数由1个增到2个;从锂到氖,都有2个电子层,最外电子层上的电子数由1个增加到8个;从钠到氩,都有3个电子层,最外电子层上的电子数也由1个增加到8个。如果按核电荷数递增的顺序继续排列下去,也可以发现,每隔一定数目的元素,就会重复出现最外电子层上的电子数变化的周期性。这种情况表明,随着原子核电荷数的递增,最外电子层上的电子结构呈现出周期性的变化。

二、元素性质的周期性;

事物的性质总是由事物内部的矛盾性所决定的。原子核外最外电子层结构的这种周期性变化,就决定着元素性质的变化也具有周期性。

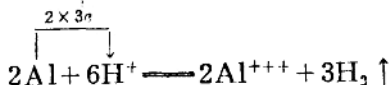
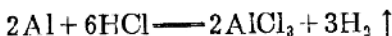
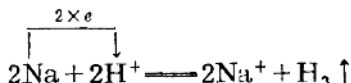
下面先研究一下核电荷数11—18这八个元素性质变化的情况。Na、Mg、Al、Si、P、S、Cl、Ar这八个元素的原子,核外都有三个电子层,最外电子层上的电子数是由1个递增到8个。

我们已经知道,最外电子层上的电子数愈少,在化学反应中就愈易失去电子,即金属性愈强;最外电子层上的电子数愈多(接近于8个),在化学反应中就愈易

夺得电子,即非金属性愈强。

〔实验〕 把一小块金属钠和少量镁屑、铝屑分别放入三个盛有稀盐酸的试管中,观察现象。

实验说明,钠、镁、铝三种金属都能与盐酸发生置换反应,生成氢气。但反应情况不同,钠反应最为剧烈,镁次之,铝又次之。这表明钠、镁、铝的金属活动性是依次减弱的。它们和盐酸反应后,都生成了相应的盐酸盐,在这些化合物中,钠、镁、铝的化合价依次为+1、+2、+3。它们与盐酸反应的化学方程式和简化离子方程式为:



按核电荷数递增的顺序,排在钠、镁、铝后面的硅、磷、硫、氯属于非金属元素。它们不与盐酸反应,但从它们跟氢反应的情况,也可以看出其性质递变的规律。

• 3 •

实验证明,磷和硅都不能直接与氢化合,硫在加热的条件下能跟氢化合,而氯与氢混和后,在日光照射或点燃的情况下,就能剧烈反应发生爆炸。它们的氢化物 SiH_4 、 PH_3 、 H_2S 、 HCl 的稳定性,也是逐渐增强。在氢化物中,它们的化合价依次为: -4 、 -3 、 -2 、 -1 。一种元素的原子,愈易与氢化合,其氢化物愈稳定,就可以说明这种元素的非金属性愈强。因此可以看出按照 Si 、 P 、 S 、 Cl 的次序,非金属性是逐渐增强的。

不仅从这些元素的金属性、非金属性以及化合价上,可以看出递变的规律,而且从它们的氧化物对应水化物的酸碱性上,也可以找到规律。有些元素的氧化物不止一种。例如硫的氧化物有 SO_2 和 SO_3 两种。通常我们把表现出最高化合价(正价)的氧化物叫最高氧化物,如 SO_3 。从下表可看出最高氧化物对应水化物

核电荷数	11	12	13	14	15	16	17	18
元素	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
最高氧化物分子式	Na_2O	MgO	Al_2O_3	SiO_2	P_2O_5	SO_3	Cl_2O_7	—
最高氧化物对应水化物分子式	NaOH	$\text{Mg}(\text{OH})_2$	$\text{Al}(\text{OH})_3$	H_2SiO_3	H_3PO_4	H_2SO_4	HClO_4 (高氯酸)	—
气态氢化物分子式				SiH_4	PH_3	H_2S	HCl	—
最高正价	+1	+2	+3	+4	+5	+6	+7	0
负化合价	—	—	—	-4	-3	-2	-1	
氧化物水化物的酸碱性	强碱	中强碱	两性	弱酸	中强酸	强酸	最强酸	—

的酸碱性的变化规律和化合价的变化规律。

〔实验〕 在三支分别盛有少量氢氧化钠、氢氧化镁和氢氧化铝的试管里，分别注入 5 毫升蒸馏水，轻轻振荡。然后各加入 2~3 滴酚酞溶液。从这些溶液显色的深浅比较它们碱性的强弱。

〔实验〕 在两支试管里各放入 1 毫升硫酸镁溶液，再分别滴入 10% 的氢氧化钠溶液，到氢氧化镁沉淀析出为止。然后在一支试管里注入 2 毫升稀盐酸，在另一支试管里注入 2 毫升氢氧化钠溶液。通过比较可以清楚看出，生成的氢氧化镁沉淀溶于盐酸，但不溶于氢氧化钠溶液。再取两支试管，用氯化铝做同样的实验，可以看出，生成的氢氧化铝沉淀既溶于盐酸，也溶于氢氧化钠溶液。

上面的实验告诉我们：

(1) 氢氧化钠的碱性最强，氢氧化镁和氢氧化铝的碱性依次减弱。

(2) 氢氧化镁只跟酸反应，不跟碱反应；氢氧化铝既跟酸反应，又跟碱反应。可见，氢氧化镁是一种碱；而氢氧化铝在跟酸反应的时候，表现出碱的性质，在跟碱反应的时候，又表现出酸的性质。这种遇酸表现出碱的性质，遇碱又表现出酸的性质的氢氧化物，叫做两性氢氧化物。氢氧化铝就是一种两性氢氧化物。

由上表即可看出，按核电荷递增顺序从钠到氯，它

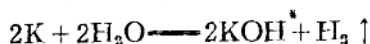
们的最高氧化物对应水化物的碱性由强到弱，而酸性由弱到强的这一性质递变规律。

按核电荷数排在氯以后的是氩，它是一个惰性元素。核电荷数 3—10 这八个元素的性质递变情况，跟核电荷数 11—18 这八个元素的性质递变情况类似，也是由一个活动的金属开始，到一个惰性元素结束。从原子结构的观点来看，随着元素核电荷数的增加，每出现一个新的电子层，开头一种元素原子核外最外电子层的电子数是“1”，而结尾总是“8”。由此可见，元素按其核电荷数的递增，其性质呈现出周期性的变化。当然这种周期性的变化不是简单地重复，而是有发展地循环。例如，核电荷数分别为 3、11、19 的 Li、Na、K 三种元素，它们的化学性质很相似，都属于活动性强的金属元素。由于它们的原子的最外电子层都是 1 个电子，所以在化学反应中易失去最外层的 1 个电子而呈现 +1 价。但他们的活动性或者说失电子的难易是否完全相同呢？

〔实验〕 分别取一小块钾和钠，放入两个盛水的烧杯中，观察现象。

实验说明，钾和钠都与水剧烈反应，但钾比钠更剧烈些。证明钾比钠的活动性更强。

它们的反应方程式为：



原子的 核电荷数	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
元 素	氢 H	氦 He	锂 Li	铍 Be	硼 B	碳 C	氮 N	氧 O	氟 F	氖 Ne
原子结构	$\begin{array}{c} (+1) \\ 1 \end{array}$	$\begin{array}{c} (+2) \\ 2 \end{array}$	$\begin{array}{c} (+3) \\ 2 \\ 1 \end{array}$	$\begin{array}{c} (+4) \\ 2 \\ 2 \end{array}$	$\begin{array}{c} (+5) \\ 2 \\ 3 \end{array}$	$\begin{array}{c} (+6) \\ 2 \\ 4 \end{array}$	$\begin{array}{c} (+7) \\ 2 \\ 5 \end{array}$	$\begin{array}{c} (+8) \\ 2 \\ 6 \end{array}$	$\begin{array}{c} (+9) \\ 2 \\ 7 \end{array}$	$\begin{array}{c} (+10) \\ 2 \\ 8 \end{array}$
最高氧化 物分子式	H ₂ O	—	Li ₂ O	BeO	B ₂ O ₃	CO ₂	N ₂ O ₅	—	—	—
最高氧化 物的水化 物分子式	—	—	LiOH	Be(OH) ₂	H ₃ BO ₃	H ₂ CO ₃	HNO ₃	—	—	—
气态氢化 物分子式	—	—	—	—	—	CH ₄	NH ₃	H ₂ O	HF	—
最高正化 合价	+1	0	+1	+2	+3	+4	+5	—	—	0
负化合价	—	—	—	—	—	-4	-3	-2	-1	—
金属性和 非金属性 的递变	—	惰性 元素	活动 金属	金属性逐渐减弱 非金属性逐渐增强				活动 非金属		惰性 元素
氧化物的 水化物的 酸碱性	—	—	碱性逐渐减弱 酸性逐渐增强							

11	12	13	14	15	16	17	18	19	20
钠 Na	镁 Mg	铝 Al	硅 Si	磷 P	硫 S	氯 Cl	氩 Ar	钾 K	钙 Ca
Na ₂ O	MgO	Al ₂ O ₃	SiO ₂	P ₂ O ₅	SO ₃	Cl ₂ O ₇	—	K ₂ O	CaO
NaOH	Mg(OH) ₂	Al(OH) ₃ H ₂ AlO ₃	H ₂ SiO ₃	H ₃ PO ₄	H ₂ SO ₄	HClO ₄	—	KOH	Ca(OH) ₂
—	—	—	SiH ₄	PH ₃	H ₂ S	HCl	—	—	—
+1	+2	+3	+4	+5	+6	+7	0	+1	+2
—	—	—	-4	-3	-2	-1	—	—	—
活动金属	金属性逐渐减弱 非金属性逐渐增强						活动非金属	惰性元素	活动金属
碱性逐渐减弱							酸性逐渐增强		



锂、钠、钾这三种元素的金属活动性是： $\text{Li} < \text{Na} < \text{K}$ 。为什么最外电子层上都是 1 个电子，而失电子的能力还有所不同呢？这是因为原子在化学反应中失电子能力的大小不仅与最外电子层的电子数目有关，还跟原子核对外层电子的引力有关。引力大就不易失，引力小就容易失。而这种引力的大小与原子的核电荷数和原子半径有关。原子半径是指原子核到最外层电子的平均距离。一般来说，核电荷数愈高，对外层电子的吸引力也愈强；原子半径愈大，则对外层电子的吸引力愈弱。对 Li、Na、K 来说，如果从核电荷数来看，应该是 Li 最易失电子，但从原子半径来看，由于 Li 只有两个电子层，而 Na 有三个电子层，K 有四个电子层，所以原子半径 K 最大，最易失去电子。其次是 Na，再其次是 Li。实践证明，对这三种元素的影响来看，原子半径的影响是主要的。

三、元素周期律

从以上分析概括来说，就是元素的性质随着核电荷数的递增，而呈现出周期性的变化，这就是元素周期律。

元素周期律是自然界的一个基本规律，它深刻地

揭示了物质的内在联系，反映了物质世界的同一性，有力地证明了量变引起质变这一普遍真理。恩格斯把周期律的发现看做是个“伟大的功迹”。

元素周期律的发现并不是偶然的，也不是哪一个人的“天才”，而是在劳动人民长期生产实践的基础上，经过了大量的科学实验工作而于1869年总结出来的。19世纪后半叶，随着采矿、冶金、化学工业的发展，人们对元素的知识丰富起来，主要元素大部分先后被发现了。例如，早在公元前，由于劳动人民的生产实践，就已经发现了金、银、铜、铁、锡、铅、汞、硫、碳等九种元素，到1869年就有63种元素被发现，占天然元素的三分之二，它们的基本化学性质已被掌握，这就为元素周期律的发现提供了重要条件。在元素分类方面，周期律发现前五十年内外，各国已进行了几十次，虽然前人的分类工作，还没有达到象周期律这样高度的水平，但为周期律的发现已经提供了十分丰富的元素间相互关系的材料。正是在这个基础上，俄国的门得列耶夫又经过自己的实践活动，提出了元素周期律。恩格斯说：“门得列耶夫不自觉地应用黑格尔的量转化为质的规律，完成了科学上的一个勋业”。由此可见，科学上的每一项成就的取得，都不能看成是某一个科学家的“天才”。科学的发展，首先是由劳动人民的生产实践所决

定的。周期律的发现过程，就是对林彪一伙所鼓吹的唯心论的“天才论”的一个有力的批判。

习 题

1. 元素按其核电荷数递增的顺序排列，核外电子排布有什么规律性？举例说明。
2. 核外电子排布的周期性跟元素性质的变化有什么关系？
3. 什么叫元素周期律？为什么说它的发现过程就是对唯心论的“天才论”的一个有力批判？

第二节 元素周期表

元素周期表(见书末附表)是元素周期律的具体表现形式。它是按周期将元素加以排列而形成的，比较清楚地反映了元素之间相互联系的规律性，在科学研究和生产实践中便于应用。

一、周期表的结构

1. 周期:

周期表的每一个横行就是一个周期，共有七个周期。同一周期的元素，都具有相同的电子层数。第1周期有2个元素，它们都只有1个电子层；第2周期和第3周期，各有8个元素，它们分别有2个和3个电子

层；第4周期和第5周期，各有18个元素，它们分别有4个和5个电子层；第6周期有32个元素，它们有6个电子层。1、2、3周期含元素较少，叫短周期，4、5、6周期含元素较多，叫长周期。第7周期也属于长周期，但到现在为止只发现了19个元素，尚有一些元素未发现，所以叫不完全周期。每个周期元素数目虽然不同，但除第1周期外，都是从活动的金属元素开始，逐渐过渡到活动的非金属元素，最后以惰性元素结束。

第6周期里，由57号元素镧到71号元素镥，它们的化学性质非常相似，位于同一格内，叫镧系元素。第7周期里，由89号元素锶到103号元素铪，它们的化学性质也很相似，位于同一格里，叫“镧系元素”。镧系元素里铪后面的元素都是人工制得的，它们又称为“超铀元素”。

2. 族

元素周期表中每一纵行，组成一族。除0族、VIII族外，其它的族都有主、副之分。由短周期元素和长周期元素组成的叫主族，用A表示。只有长周期元素组成的叫副族，用B表示。如IIA即第二主族，IIIB即第三副族等。主族元素位于周期表的两端，副族元素位于周期表的中部，这部分元素也称为过渡元素。

同一主族的元素，最外电子层的电子数相等，它们的最高正价，就等于最外层电子数，它们的化学性质也