



○新课程学习能力评价课题研究资源用书
○主编 刘德 林旭 编写 新课程学习能力评价课题组

学习高手

状元塑造车间

学习技术化

TECHNOLOGIZING
STUDY

配苏教版

化学 必修2

推开这扇窗

- 全解全析
- 高手支招
- 习题解答
- 状元笔记



光明日报出版社

图书在版编目(CIP)数据

学习高手. 化学. 2:必修/刘德,林旭主编. —北京:光明日报出版社,2009.9
配苏教版

ISBN 978-7-5112-0157-7

I. 学… II. ①刘… ②林… III. 化学课—高中—教学参考资料 IV. G634

中国版本图书馆 CIP 数据核字(2009)第 107972 号

学习高手

化学/必修 2(苏教版)

主 编:刘 德 林 旭

责任编辑:温 梦
策 划:赵保国
执行策划:聂电春

版式设计:邢 丽
责任校对:徐为正
责任印制:胡 骑

出版发行:光明日报出版社

地 址:北京市崇文区珠市口东大街 5 号,100062

电 话:010-67078249(咨询)

传 真:010-67078255

网 址:<http://book.gmw.cn>

E-mail:gmcbcs@gmw.cn

法律顾问:北京昆仑律师事务所陶雷律师

印 刷:桓台县方正印务有限公司

装 订:桓台县方正印务有限公司

本书如有破损、缺页、装订错误,请与本社发行部联系调换。

开 本:890×1240 1/32

字 数:270 千字

印 张:10

版 次:2009 年 9 月第 1 版

印 次:2009 年 9 月第 1 次

书 号:ISBN 978-7-5112-0157-7

定价:16.90 元

版权所有 翻印必究

目录

专题 1 微观结构与物质的多样性

走近学科思想

专题要点导读

第一单元 原子核外电子排布与

元素周期律

高手支招 1 细品教材

高手支招 2 归纳整理

高手支招 3 综合探究

高手支招 4 典例精析

高手支招 5 思考发现

高手支招 6 体验成功

第二单元 微粒之间的相互作用

用力

高手支招 1 细品教材

高手支招 2 归纳整理

高手支招 3 综合探究

高手支招 4 典例精析

高手支招 5 思考发现

高手支招 6 体验成功

第三单元 从微观结构看物质的多样性

高手支招 1 细品教材

高手支招 2 归纳整理

高手支招 3 综合探究

高手支招 4 典例精析

高手支招 5 思考发现

高手支招 6 体验成功

专题总结

专题测试

专题 2 化学反应与能量转化 ... 77

走近学科思想

专题要点导读

第一单元 化学反应速率与反应

限度

高手支招 1 细品教材

高手支招 2 归纳整理

高手支招 3 综合探究

高手支招 4 典例精析

高手支招 5 思考发现

高手支招 6 体验成功

第二单元 化学反应中的热量 95

高手支招 1 细品教材

高手支招 2 归纳整理

高手支招 3 综合探究

高手支招 4 典例精析

高手支招 5 思考发现

高手支招 6 体验成功

第三单元 化学能与电能的转化

高手支招 1 细品教材

高手支招 2 归纳整理

高手支招 3 综合探究

高手支招 4 典例精析

高手支招 5 思考发现

高手支招 6 体验成功

第四单元 太阳能、生物质能和氢能的利用

高手支招 1 细品教材

高手支招 2 归纳整理

高手支招 3 综合探究	135
高手支招 4 典例精析	136
高手支招 5 思考发现	139
高手支招 6 体验成功	140
专题总结	145
专题测试	154
专题 3 有机化合物的获得与应用	162
走近学科思想	162
专题要点导读	162
第一单元 化石燃料与有机化 合物	163
高手支招 1 细品教材	163
高手支招 2 归纳整理	179
高手支招 3 综合探究	180
高手支招 4 典例精析	182
高手支招 5 思考发现	184
高手支招 6 体验成功	185
第二单元 食品中的有机化合物	190
高手支招 1 细品教材	190
高手支招 2 归纳整理	203
高手支招 3 综合探究	204
高手支招 4 典例精析	206
高手支招 5 思考发现	210
高手支招 6 体验成功	211
第三单元 人工合成有机化合物	216
高手支招 1 细品教材	216
高手支招 2 归纳整理	221

高手支招 3 综合探究	221
高手支招 4 典例精析	224
高手支招 5 思考发现	227
高手支招 6 体验成功	228
专题总结	233
专题测试	242
专题 4 化学科学与人类文明	250
走近学科思想	250
专题要点导读	250
第一单元 化学是认识和创造物 质的科学	251
高手支招 1 细品教材	251
高手支招 2 归纳整理	257
高手支招 3 综合探究	257
高手支招 4 典例精析	258
高手支招 5 思考发现	261
高手支招 6 体验成功	261
第二单元 化学是社会可持续发 展的基础	265
高手支招 1 细品教材	265
高手支招 2 归纳整理	272
高手支招 3 综合探究	272
高手支招 4 典例精析	273
高手支招 5 思考发现	275
高手支招 6 体验成功	276
专题总结	280
专题测试	285
综合测试	292
附录:教材习题解答	300

专题1 微观结构与物质的多样性



走近学科思想

ZOUJINXUEKESIXIANG

量变质变思想:“量变质变思想”是指:(1)量变是质变的前提和必要准备,一切事物的变化发展都是首先从量变开始,没有量变就没有质变。(2)质变是量变的必然结果,量变达到一定程度,必然引起质变,事物的发展最终是要通过质变实现的。

从元素周期表上可以清楚地看到,周期表中同周期元素从左到右,随核电荷数递增(量变),引起元素性质的递变(质变)。

所以,任何化学物质质变的发生都是首先从量变开始的,决不是突如其来、无缘无故发生的。没有量变作准备就不会有质变发生。量变是质变的前提和必要准备。



专题要点导读

ZHUANTITIAODIANDAODU

知识要点	课标要求	学习技术
原子核外电子排布与元素周期律、元素周期表	1. 熟练掌握核外电子的排布规律 2. 掌握元素周期律 3. 熟练掌握元素周期表的结构 4. 以ⅠA、ⅦA族元素为例,分析同主族元素性质的递变规律 5. 理解位、构、性的关系	1. 通过分析推理,利用原子结构的理论解释物质的性质 2. 通过演示实验和对实验结果的分析,掌握同主族元素性质的递变规律 3. 多角度来记忆元素周期表(短周期的元素周期表、主族元素的元素周期表)
微粒之间的相互作用力	1. 了解化学键的含义以及离子键和共价键的形成和概念 2. 了解物质的构成,从化学键变化的角度来认识化学反应的实质 3. 会书写常见物质的电子式 4. 了解分子间作用力和氢键	1. 通过对比、列表、强化记忆、交流研讨等方法,领会化学键、共价键、离子键、离子化合物、共价化合物等概念的含义 2. 用实例来学习离子化合物、共价化合物
从微观结构看物质的多样性	1. 了解同素异形体、同分异构体的概念 2. 了解一些有机物的同分异构体,掌握碳的成键特征 3. 了解不同类型的晶体 4. 理解晶体的构成微粒是晶体性质不同的原因	1. 通过对比列表的方法学习概念之间的关系 2. 运用三维空间模型来学习不同的晶体结构

第一单元 原子核外电子排布与元素周期律

美丽的螺壳,是大自然的鬼斧神工造就的。一圈圈的螺纹不仅是自身漂亮的外衣,还揭示了大自然中万事万物的发展规律。这种图案引领着人们去思考、去发现。元素周期律是螺纹模式的直接体现者。让我们带着螺纹的美丽来探寻元素的变化规律吧!



高手支招 ① 细品教材

一、原子核外电子的排布

1. 电子层的划分

人们把核外电子运动的不同区域看成不同的电子层,各电子层由内向外的序数 n 依次为 1、2、3、4、5、6、7……分别称为 K、L、M、N、O、P、Q……电子层。其中离核近的电子层中运动的电子能量较低,离核远的电子层中运动的电子能量较高。例如:钠原子核外有 11 个电子,它们分三层排布,分别处于核外 K、L、M 电子层中,最外层 M 层的 1 个电子能量最高。

电子层	1	2	3	4	n
电子层符号	K	L	M	N	……
离核距离	近 $\rightarrow$ 远				
电子的能量	低 $\rightarrow$ 高				

2. 核外电子的排布规律

核外电子的排布规律是:

(1)各层最多能容纳的电子数是 $2n^2$ (n 表示电子层序数)。

电子层数	1	2	3	4	5	6	7	8
电子层数	K	L	M	N	O	P	Q	R
电子数	2	8	18	32	50	72	98	128

(2)各原子最外电子层上能容纳的电子数不超过 8 个(K 层为最外层时不超过 2 个电子)。

在含有多个电子的原子里,电子依能量不同分层排布,能量低的电子通常在离核较近的区域运动,能量高的电子通常在离核较远的区域运动,离核越近的电子层能量越低。

电子层数	1	2	3	4	5	6	7	8
电子层数	K	L	M	N	O	P	Q	R
电子数	2	8	18	32	50	72	98	128
作最外层时电子数	2	8	8	8	8	8	8	8

(3) 次外电子层上不超过 18 个电子, 倒数第三层上最多不超过 32 个电子。

电子层数	1	2	3	4	5	6	7	8
电子层数	K	L	M	N	O	P	Q	R
电子数	2	8	18	32	50	72	98	128
作次外层时电子数	2	8	18	18	18	18	18	18
作倒数第三层时电子数	2	8	18	32	32	32	32	32

(4) 核外电子总是尽可能先排在能量最低的电子层里, 然后由里往外依次排布在能量逐渐升高的电子层里。即先排布 K 层, 当 K 层排满后, 再排 L 层, 等等。

以上四条规律是相互联系的, 不能孤立地理解其中的一条, 如 M 层不是最外层时, 其容纳的电子数最多为 18 个, 当其为最外层时, 其容纳的电子数最多却为 8 个。

原子最外层电子排满 8 个(当 K 层时排 2 个)时称为稳定结构, 其他的电子层结构为不稳定结构。不稳定结构在一定条件下能变成稳定结构。

【示例】某原子第 n 电子层, 当它作为最外层时, 容纳电子数最多与 $n-1$ 层相同, 当它作为次外层时, 其电子数比 $n-1$ 层多 10 个, 则此电子层是 …………… ()

A. K 层

B. L 层

C. M 层

D. N 层

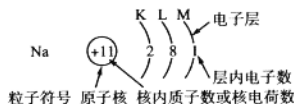
解析: 根据核外电子排布规律可知, 核外电子分层排布, 分别为 K、L、M、N、O、P、Q…… n 值依次为 1、2、3、4、5、6、7……每层最多可容纳电子 $2n^2$ 个, 因此, L 层 n 值为 2, 无论作为最外层还是次外层, 最多都排布 8 个电子; 而 M 层 n 值为 3, 当它作为最外层时只能排 8 个(与 L 层相同), 若作为次外层, 则可排 18 个, 就比 L 层多 10 个电子。

答案: C



3. 原子结构示意图

结构示意图包括原子结构示意图和离子结构示意图。结构示意图是用小圆圈和圆圈内的符号及数字表示原子核及核内质子数,弧线表示各电子层,弧线上的数字表示该电子层上的电子数。如:



原子结构示意图中,核内质子数等于核外电子数。

技术提示:离子结构示意图中,核内质子数与核外电子数不相等。如:



阳离子中,核电荷数大于核外电子数。阴离子中,核电荷数小于核外电子数。

【示例】下列粒子的结构示意图表示正确的是…………… ()

- A. ^{18}O 的结构示意图: $\text{(+18)} \begin{matrix} 2 \\ 8 \\ 8 \end{matrix}$
- B. O^{2-} 的结构示意图: $\text{(+8)} \begin{matrix} 2 \\ 8 \end{matrix}$
- C. Mg^{2+} 的结构示意图: $\text{(+12)} \begin{matrix} 2 \\ 8 \\ 2 \end{matrix}$
- D. Mg^{2+} 的结构示意图: $\text{(+12)} \begin{matrix} 2 \\ 8 \end{matrix}$

解析: ^{18}O 的核电荷数为 8,核外有 8 个电子, O^{2-} 的核电荷数为 8,核外有 10 个电子; Mg 失去最外层的两个电子后,次外层变成最外层。

答案: BD

二、元素周期律

1. 核外电子排布的周期性变化

随着元素原子核电荷数的递增,元素原子最外层电子的排布呈现周期性的变化:最外层电子层上的电子数重复从 1 递增到 8 的变化。

(1)按核电荷数由小到大的顺序给元素编号,这种编号叫做原子序数。

(2)一般情况下,稀有气体不参与化学反应,也表明原子核外最外层 8 个电子(氦

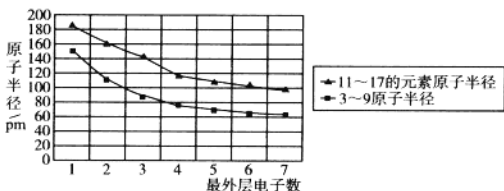
元素笔记

在原子中:原子序数=核电荷数=质子数=核外电子数

是2个电子)的结构是稳定的。

2. 原子半径的周期性变化

随着元素原子核电荷数的递增,原子半径变化是重复着由大到小的周期性变化规律。一般说来,电子层数越多的原子,其半径越大;反之,电子层数越少的原子半径越小。如3~9、11~17号元素原子的最外层电子数与原子半径的变化曲线如下图所示。



当电子层数相同时,随着核电荷数的增加,原子半径逐渐减小;最外层电子数相同时,电子层数越多,原子半径越大。

3~9、11~17号元素原子的最外层电子数与原子半径

【示例】比较原子半径的大小(填“>”或“<”): $r(\text{K})$ _____ $r(\text{Cs})$, $r(\text{O})$ _____ $r(\text{F})$, $r(\text{Si})$ _____ $r(\text{N})$ 。

解析: K、Cs 最外层电子数相同,电子层数 $\text{K} < \text{Cs}$,故原子半径 $r(\text{K}) < r(\text{Cs})$ 。

O、F 电子层数相同,核电荷数 $\text{O} < \text{F}$,故原子半径 $r(\text{O}) > r(\text{F})$ 。

在 Si、N 原子半径的比较中,要善于找出比较“支点”。Si 电子层 3 层,最外层电子数 4,而 N 电子层为 2 层,最外层电子数 5,我们可以找出电子层为 3 层,但是最外层电子数为 5 的原子即 P 作为比较的“支点”。原子半径 $r(\text{Si}) > r(\text{P})$,而 $r(\text{P}) > r(\text{N})$,故原子半径 $r(\text{Si}) > r(\text{N})$ 。(用碳原子作为“支点”比较也可)

答案

< > >

3. 元素金属性、非金属性的周期性变化

随着元素原子序数的递增,元素的金属性和非金属性呈现周期性的变化。

(1) 金属性和非金属性

金属性和非金属性讨论的对象是元素,它是一个广义的概念,元素的金属性和非金属性具体表现为该元素的单质或特定化合物的还原性和氧化性。一般情况下,元素的金属性强,元素的原子失电子能力强,单质的还原性强,对应的阳离子的氧化性就弱;元素的非金属性强,元素的原子得电子能力强,单质的氧化性强,对应的阴离子的还原性就弱。

(2) 比较金属性强弱的依据

① 单质与水或酸反应置换出氢的难易程度 (或反应的剧烈程度)。反应越容易, 元素的金属性越强。

② 最高价氧化物的水化物的碱性强弱。碱性越强者, 说明其金属性越强。

③ 金属间的置换反应。一般活泼金属(K、Ca、Na等极活泼金属除外) 从不活泼金属的盐溶液中得不活泼金属置换出来。

④ 金属阳离子氧化性的强弱。阳离子的氧化性越强, 对应金属的金属性越弱; 阳离子的氧化性越弱, 对应金属的金属性越强。例如:

氧化性: $\text{Na}^+ > \text{K}^+$, 所以金属性: $\text{Na} < \text{K}$ 。

⑤ 依据金属活动性顺序, 排在前面的金属比排在后面的金属金属性强。

【示例】不能说明钠的金属性比镁强的事实是 ()

A. 钠的最高化合价为 +1 价, 镁的最高化合价为 +2 价

B. NaOH 的碱性比 $\text{Mg}(\text{OH})_2$ 的碱性强

C. 钠与冷水反应剧烈, 镁与冷水不易反应

D. 在熔化状态下, 钠可以从 MgCl_2 中置换出镁

解析: 金属性是指元素原子的失电子能力, 与失电子多少无关, 与化合价无关, B、C、D 选项均可判断金属性强弱。

答案: A

(3) 实验验证钠、镁、铝的金属性强弱

实验 1: 切取绿豆大小的一块金属钠, 用滤纸吸干其表面的煤油, 在一只 250 mL 的烧杯中加少量水, 在水中滴加两滴酚酞溶液, 将金属钠投入烧杯中, 观察并记录实验现象。

实验 2: 将已用砂纸打磨除去氧化膜的一小段镁条放入试管中, 向试管中加入适量的水, 再向水中滴加两滴酚酞溶液, 观察实验现象。再加热试管, 观察并记录实验现象。

实验 3: 在两支试管中, 分别放入已用砂纸打磨除去氧化膜的一小段镁条和铝片, 再向试管中各加入 $2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ 的盐酸 2 mL, 观察并记录实验现象。

① 元素的金属性、非金属性强弱与单质得失电子的能力强弱有关, 与得失电子数多少无关。

② 金属性、非金属性是指元素的性质, 而还原性、氧化性是指单质(或特定化合物) 的性质。元素的金属性、非金属性是通过其单质的还原性、氧化性体现出来的。

物质		Na	Mg	Al
实验	与冷水反应	剧烈反应 溶液变红	很难反应, 无明显现象	—
	与热水反应	—	微弱反应, 有气泡产生,溶液微红	—
与盐酸反应		—	剧烈反应, 放出大量气泡	反应较剧烈, 有气泡

实验结论:①元素的金属性:钠>镁>铝。

②金属的还原性:钠>镁>铝。

③最高价氧化物对应水化物的碱性:钠>镁>铝。

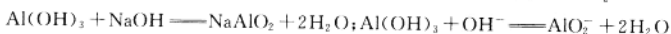
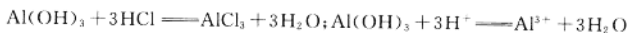
技术提示:从 $\text{Mg}(\text{OH})_2$ 、 $\text{Al}(\text{OH})_3$ 的碱性证明镁、铝的金属性强弱。

①氢氧化镁、氢氧化铝都是白色难溶于水的固体,可以用可溶性镁盐、可溶性铝盐与适量氢氧化钠溶液反应制得(氢氧化铝最好用可溶性铝盐与氨水反应制取)。

②将制得的氢氧化镁分为两份,分别在其中加入适量稀盐酸、氢氧化钠溶液。

③将制得的氢氧化铝分为两份,分别在其中加入适量稀盐酸、氢氧化钠溶液。

结论:氢氧化镁溶解在盐酸中,但不溶于氢氧化钠溶液;氢氧化铝能够溶解在盐酸和氢氧化钠溶液中。以上实验现象说明了氢氧化镁只具有碱性,而氢氧化铝具有两性。



(4)比较非金属性相对强弱的依据

①单质与 H_2 化合的难易程度及生成气态氢化物的稳定性。与 H_2 化合越容易者,生成的氢化物就越稳定,说明其非金属性就越强。

②最高价氧化物对应水化物的酸性强弱。酸性越强,说明其非金属性就越强;酸性越弱,其非金属性就越弱。

③非金属单质间的置换反应。活泼非金属可以置换出不活泼的非金属(F_2 除外)。

④元素的原子对应阴离子的还原性强弱。阴离子的还原性越强,对应非金属的

Mg 与冷水很难反应,与热水能够微弱反应;Al 与冷水、热水都很难反应。故比较 Mg、Al 置换氢的能力时,通过选择与等浓度的盐酸反应,观察反应剧烈程度来得出结论。



非金属性就越弱；阴离子的还原性越弱，对应非金属的非金属性就越强。例如，还原性 $S^{2-} > Cl^-$ ，所以非金属性 $S < Cl$ 。

(5) 理论证明 Si、P、S、Cl 的非金属性强弱

元素	$_{14}Si$	$_{15}P$	$_{16}S$	$_{17}Cl$
单质与氢气的反应	高温下反应	磷蒸气与氢气能反应	加热时反应	光照或点燃时发生爆炸而化合
气态氢化物的化学式	SiH_4	PH_3	H_2S	HCl
最低化合价	-4	-3	-2	-1
气态氢化物的热稳定性	不稳定	不稳定	受热分解	稳定

结论：① Si、P、S、Cl 元素的单质与氢气化合的能力逐渐增强（越来越容易化合），说明了 Si、P、S、Cl 元素的非金属性逐渐增强。

② Si、P、S、Cl 元素的气态氢化物（其中 Si、P、S、Cl 元素的化合价为其最低负化合价）稳定性逐渐增强（越来越稳定），说明了 Si、P、S、Cl 元素的非金属性逐渐增强。

③ Si、P、S、Cl 元素的最高价氧化物的水化物（最高价含氧酸）的酸性逐渐增强，说明了 Si、P、S、Cl 元素的非金属性逐渐增强。

(6) 11~17 号元素最高价氧化物对应水化物的性质

元素		$_{11}\text{Na}$	$_{12}\text{Mg}$	$_{13}\text{Al}$	$_{14}\text{Si}$	$_{15}\text{P}$	$_{16}\text{S}$	$_{17}\text{Cl}$
原子结构示意图								
最高价氧化物对应水化物	化学式	NaOH	Mg(OH) ₂	Al(OH) ₃	H ₄ SiO ₄	H ₃ PO ₄	H ₂ SO ₄	HClO ₄
	名称	氢氧化钠	氢氧化镁	氢氧化铝	原硅酸	磷酸	硫酸	高氯酸
	最高化合价	+1	+2	+3	+4	+5	+6	+7
	酸碱性强弱	强碱	中强碱	两性氢氧化物	弱酸	中强酸	强酸	酸性更强

通过元素的最高价氧化物的水化物的酸碱性强弱变化（强碱→两性氢氧化物→弱酸→强酸），可以得出元素的性质的递变有一个由量变到质变的过程，这里体现了

化学中蕴含的辩证思想。

11~17号元素随着核电荷数的递增,元素性质呈现的变化趋势,3~9号元素也呈现类似的变化趋势,故而元素的金属性、非金属性也是随着核电荷数的递增而呈现周期性变化的,每隔一定数目,元素的主要化学性质重复出现金属性递减而非金属性递增的变化规律(稀有气体元素除外)。

4. 元素主要化合价的周期性变化

随核电荷数的递增,元素的主要化合价呈现周期性变化:最高正价从+1价升高到+7价,最低负价从-4价升高到-1价。

技术提示:有关化合价的特性:

- ①金属只有正价,没有负价。
- ②氟无正价,无含氧酸,也无含氧酸盐。
- ③氧通常无正价(只有与氟化合时才显正价)。

④氢与金属化合时,显负价(如 NaH^{-1}),与非金属化合时显正价(如 CH_4^{+1})。

⑤稀有气体元素又叫惰性元素,其原子的最外层电子数达稳定结构,通常不参加化学反应,因而一般说来既无正价又无负价。现在发现能跟稀有气体元素反应的只有氟,在稀有气体的氟化物中,稀有气体显正价。

【示例】下列元素的最高正化合价与最低负化合价绝对值的差等于6的是()

- A. N B. S C. F D. Cl

解析: F无正价, Cl最高正化合价为+7价,最低负化合价绝对值为|-1|, 两者的差为6。

→ 答案: D

5. 元素周期律

元素的性质随着元素核电荷数的递增而呈周期性变化的规律叫做元素周期律。

元素的原子半径、核外电子排布、金属性和非金属性、主要化合价等都可称为元素的性质。

【示例】下列排列顺序中,错误的是…()

- A. 原子半径: $r(\text{F}) < r(\text{O}) < r(\text{S}) < r(\text{Na})$
 B. 稳定性: $\text{PH}_3 > \text{H}_2\text{S} > \text{NH}_3$
 C. 酸性: $\text{H}_3\text{PO}_4 < \text{H}_2\text{SO}_4 < \text{HClO}_4$
 D. 碱性: $\text{Al}(\text{OH})_3 < \text{Mg}(\text{OH})_2 < \text{NaOH}$

解析: 根据元素周期律知, 原子半径: $r(\text{O}) > r(\text{F})$, $r(\text{Na}) > r(\text{S})$, $r(\text{S}) > r(\text{O})$, A正确; N与P最外层电子数相同, N的电子层数少, N的非金属性强于P, 稳定性 $\text{NH}_3 > \text{PH}_3$, 则B错误; P与S具有相同的电子层数, P的核电荷数小于S, P的非金属性弱于S, 稳定性 $\text{PH}_3 < \text{H}_2\text{S}$; Na、Mg、Al、P、S、Cl具有相同的电子层数, 核电荷数

元素主要化合价由元素原子的最外层电子数决定, 一般存在下列关系:

最高正价数 = 最外层电子数
 负化合价数 = 最外层电子数 - 8

结构决定性质, 元素性质的周期性变化是由原子核外电子排布的周期性变化所决定的, 这就是元素周期律的实质。



依次增大,故金属性减弱,非金属性增强,对应的最高价氧化物的水化物碱性减弱,酸性增强,故 C、D 均正确。

答案: B

三、元素周期表及其应用

人们把实际发现的各种元素按核电荷数递增的顺序排列成元素周期表,直观地反映元素性质随核电荷数递增呈现周期性变化的规律。

1. 元素周期表的结构

(1)元素周期表的编排原则:

①按原子序数递增的顺序从左到右排列;

②将电子层数相同的元素排列成一个横行,每个横行称为一个周期;

③把最外层电子数相同的元素(个别例外)按电子层数递增顺序从上到下排成纵行,纵行称为族。

(2)周期的分类:在元素周期表中,每一个横行称为一个周期,元素周期表共有 7 个周期。

周期 { 1、2、3 周期称为短周期——元素种类 2、8、8
4、5、6 周期称为长周期——元素种类 18、18、32
7 周期称为不完全周期——元素种类现有 26

(3)族

元素周期表有 18 个纵行。除第 8、9、10 三个纵行叫做第Ⅷ族外,其余 15 个纵行,每个纵行标作一族。族又有主族和副族之分。由短周期元素和长周期元素共同构成的族,叫做主族;完全由长周期元素构成的族,叫做副族。稀有

气体元素族称为 0 族。

①元素所在的周期序数=原子核外电子层数;

族 { 主族(A):由短周期元素和长周期元素共同构成,共 7 个
副族(B):完全由长周期元素构成,共 7 个
Ⅷ族:铁、钴、镍三纵行
0 族:稀有气体元素

②主族元素所在的族序数=原子核外最外层电子数;

③在数值上主族元素的最高正化合价=元素原子最外层电子数=主族序数;

④ⅣA~ⅦA 族元素的负化合价=族序数-8=最高正化合价-8。

【示例】根据教材所附元素周期表判断,下列叙述不正确的是 ()

A. K 层电子数为奇数的元素所在族的序数与该元素原子的 K 层电子数相等

B. L 层电子数为奇数的所有元素所在族的序数与该元素原子的 L 层电子数相等

C. L 层电子数为偶数的所有主族元素所在族的序数与该元素原子的 L 层电子数

相等

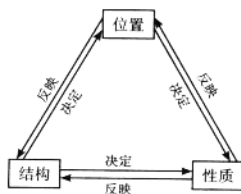
D. M 层电子数为奇数的所有主族元素所在族的序数与该元素原子的 M 层电子数相等

解析: K 层电子数为奇数的是氢元素, 位于 I A 族, 族序数与其 K 层电子数相等; L 层电子数为奇数的有 Li、B、N、F 等几种元素, 分别位于 I A、III A、V A 和 VII A, 族序数与其元素原子的 L 层电子数相等。M 层电子数为奇数的所有主族元素所在族的序数与该元素原子的 M 层电子数也相等。

答案 C

2. 元素的“位”“构”“性”关系

元素在周期表中的位置、元素的原子结构以及元素的性质特别是化学性质之间存在下列关系:



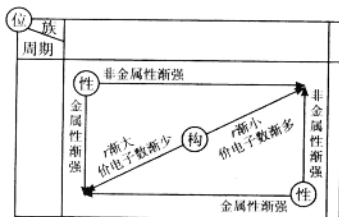
元素“位”“构”“性”关系示意图

①位与构: 同一主族中的元素原子的最外层电子数相同, 主族序数就是最外层电子数; 同一周期中元素原子的电子层数相同, 周期数就是电子层数。

②构与性: 原子半径越大, 最外层电子数越少, 原子的得电子能力越弱, 失电子能力越强, 元素的金属性越强, 非金属性越弱。原子半径越小, 最外层电子数越多, 原子的得电子能力越强, 失电子能力越弱, 元素的金属性越弱, 非金属性越强。

③位与性: 在周期表中, 越是左下方位置, 元素的金属性越强, 越是右上方位置 (氢除外), 元素的非金属性越强。

位、构、性的关系如下图:





注:金属性最强的元素是 Cs(Fr 有放射性,一般不考虑),非金属性最强的元素是 F。最强碱是 CsOH,最强酸是 HClO_4 。

(1)元素周期表反映的主要规律

项目		同周期(从左到右)	同主族(从上到下)
原子结构	核电荷数	逐渐增大	逐渐增大
	电子层数	相同	增多
	原子半径	逐渐减小	逐渐增大
	原子核对最外层电子的吸引能力	逐渐增大	逐渐减小
性质	原子得、失电子能力	失电子能力:大→小 得电子能力:小→大	得电子能力:大→小 失电子能力:小→大
	主要化合价	最高正价: +1→+7 非金属负价=-(8-族序数) -4→-1	最高正价=族序数 (O、F除外)
	元素的金属性和非金属性	金属性减弱,非金属性增强	金属性增强,非金属性减弱
	单质的氧化性、还原性	还原性减弱,氧化性增强	氧化性减弱,还原性增强
	最高价氧化物对应水化物的酸碱性	碱性减弱,酸性增强	酸性减弱,碱性增强
	非金属气态氢化物	生成:难→易,稳定性:弱→强	生成:易→难,稳定性:强→弱

(2)气态氢化物及最高价氧化物对应的水化物化学式的写法

		Ⅰ A	Ⅱ A	Ⅲ A	Ⅳ A	Ⅴ A	Ⅵ A	Ⅶ A
第 2 周期	气态氢化物	—	—	—	CH_4	NH_3	H_2O	HF
	最高价氧化物对应的水化物	LiOH	$\text{Be}(\text{OH})_2$	H_3BO_3	H_2CO_3	HNO_3	—	—
第 3 周期	气态氢化物	—	—	—	SiH_4	PH_3	H_2S	HCl
	最高价氧化物对应的水化物	NaOH	$\text{Mg}(\text{OH})_2$	$\text{Al}(\text{OH})_3$	H_2SiO_3 H_4SiO_4	H_3PO_4 HPO_3	H_2SO_4	HClO_4

【示例】运用元素周期律分析下面的推断,其中错误的是 ()

- A. 铍的氧化物的水化物可能具有两性
 B. 硫酸锶是难溶于水的白色固体
 C. 砹为有色固体, HAt 不稳定, AgAt 感光性很强,但不溶于水也不溶于稀酸
 D. 硒化氢是无色、有毒、比硫化氢稳定的气体

解析: 铍与铝为对角线关系,已知 $\text{Al}(\text{OH})_3$ 呈两性, $\text{Be}(\text{OH})_2$ 也呈两性。Ⅱ A

族元素中,其硫酸盐的溶解性为 $\text{MgSO}_4 > \text{CaSO}_4$ (微溶、白色) $> \text{BaSO}_4$ (难溶、白色),可见 SrSO_4 是难溶于水的白色固体完全可能。比较卤素单质的颜色变化规律、HX 的稳定性变化规律、AgX 的溶解性和感光性变化规律可知 C 选项正确。 H_2Se 不可能比 H_2S 稳定,故 D 项错误。

答案: D

3. 元素周期表的应用

(1) 半导体元素在两性线附近,如: Si、Ge、Se 等。

(2) 研制农药常用元素在右上方,如: F、Cl、S、P、As 等。

(3) 催化剂和耐高温、耐腐蚀合金材料主要在过渡元素中找,如: Fe、Ni、Rh、Pt、Pd 等。

(4) 根据元素的结构、位置、性质关系,比较或推断元素的某些性质。

周期表是元素周期律的具体表现形式,它反映了元素之间相互联系的规律,是学习化学的重要工具。

① 比较同主族元素的金属性、非金属性、最高价氧化物对应的水化物的酸碱性、氢化物的稳定性等。如,碱性: $\text{Ba}(\text{OH})_2 > \text{Ca}(\text{OH})_2$; 气态氢化物的稳定性: $\text{CH}_4 > \text{SiH}_4$ 。

② 比较同周期元素及其化合物的性质。如,酸性: $\text{HClO}_4 > \text{H}_2\text{SO}_4$; 稳定性: $\text{HCl} > \text{H}_2\text{S}$ 。

③ 比较不同周期、不同主族元素性质时,要找出参照物。例如,比较氢氧化镁和氢氧化钾的碱性,可以把氢氧化钠作为参照物得出氢氧化钾的碱性强于氢氧化镁。

【示例】元素周期表里在金属元素和非金属元素分界线附近能找到…… ()

- A. 研制新型农药的元素
- B. 制催化剂的元素
- C. 制半导体材料的元素
- D. 制耐高温合金的元素

解析: 元素周期表和元素周期律对工农业生产具有指导作用。通常用来制造农药的元素如 F、Cl、S、P 等,在元素周期表的右上方;在过渡元素中寻找催化剂和耐高温、耐腐蚀的合金材料。

答案: C



高手支招② 归纳整理

由于原子核外电子的排布规律:每隔一定数目的原子,最外层电子数出现周期性的变化,从而影响到元素的性质也出现周期性的变化。