



教育图书



功能学具



学生之家

基础教育行业专研品牌

30<sup>+</sup>年专注教育行业

# 全品学练考

主编 肖德好

## 导学案

### 高中化学

基础版

选择性必修2 RJ

数智教辅

索取二维码  
贴此处  
激活享受服务

AI时代就该用AI学习  
遇到问题快扫我

天津出版传媒集团  
天津人民出版社

# CONTENTS



## 目录

导学案

### 01 第一章 原子结构与性质

PART ONE

第一节 原子结构	085
第 1 课时 能层与能级、基态与激发态 原子光谱、构造原理与电子排布式	085
第 2 课时 电子云与原子轨道、泡利原理、洪特规则、能量最低原理	090
<b>整合突破 1 核外电子排布</b>	095
第二节 原子结构与元素的性质	097
第 1 课时 原子结构与元素周期表	097
第 2 课时 元素周期律	100
<b>整合突破 2 电负性与电离能</b>	105
◎ 本章素养提升	107

### 02 第二章 分子结构与性质

PART TWO

第一节 共价键	109
第 1 课时 共价键	109
第 2 课时 键参数——键能、键长与键角	112
第二节 分子的空间结构	115
第 1 课时 分子结构的测定 多样的分子空间结构 价层电子对互斥模型	115
第 2 课时 杂化轨道理论简介	119
<b>整合突破 3 原子的杂化类型与粒子的空间结构</b>	123
<b>整合突破 4 分子中共价键的键角大小比较</b>	124

第三节 分子结构与物质的性质 .....	125
第 1 课时 共价键的极性 .....	125
第 2 课时 分子间的作用力 .....	129
第 3 课时 分子的手性 .....	133
<b>整合突破 5 大 <math>\pi</math> 键的形成和 <math>\pi</math> 电子数的计算</b> .....	134
<b>④ 本章素养提升</b> .....	136

## 03

### 第三章 晶体结构与性质

PART THREE .....

第一节 物质的聚集状态与晶体的常识 .....	138
第二节 分子晶体与共价晶体 .....	143
第 1 课时 分子晶体 .....	143
第 2 课时 共价晶体 .....	148
第三节 金属晶体与离子晶体 .....	152
第 1 课时 金属键与金属晶体 .....	152
第 2 课时 离子晶体 过渡晶体与混合型晶体 .....	155
<b>整合突破 6 有关晶胞的常见计算</b> .....	158
<b>整合突破 7 晶体坐标参数与投影图分析</b> .....	159
第四节 配合物与超分子 .....	161
<b>整合突破 8 配合物、配位键和配位数</b> .....	165
<b>④ 本章素养提升</b> .....	166

<b>◆ 参考答案</b> .....	171
---------------------	-----



## 第一节 原子结构

### 第1课时 能层与能级、基态与激发态

#### 原子光谱、构造原理与电子排布式

#### 新课探究

知识导学 素养初识

#### ◆ 学习任务一 能层与能级

##### 【课前自主预习】

#### 1. 能层及能量关系

(1) 含义

核外电子按\_\_\_\_\_不同分成能层(电子层)。

(2) 能层序数及能量关系

能层序数 1、2、3、4、5、6、7 分别用\_\_\_\_\_、\_\_\_\_\_、\_\_\_\_\_、N、O、P、Q 表示。能层越高,电子的能量\_\_\_\_\_,能量的高低顺序为  $E(K)$  \_\_\_\_\_  $E(L)$  \_\_\_\_\_  $E(M)$  \_\_\_\_\_  $E(N) < E(O) < E(P) < E(Q)$ 。

#### 2. 能级

(1) 含义

同一能层的电子,根据\_\_\_\_\_的差异,又可分成不同能级。

(2) 表示方法

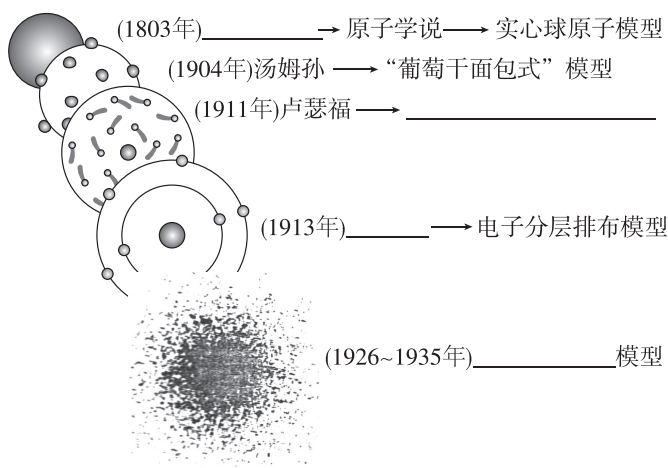
①任一能层的能级总是从\_\_\_\_\_能级开始,能级数等于该\_\_\_\_\_,即第一能层只有\_\_\_\_\_个能级(1s),第二能层有\_\_\_\_\_个能级(2s和2p),第三能层有\_\_\_\_\_个能级(3s、3p和3d),依次类推。

②能级的字母代号总是按\_\_\_\_\_……排序的,字母前的数字是它们所处的能层序数,它们可容纳的最多电子数依次为自然数中的奇数序列\_\_\_\_\_…的2倍。

(3)多电子原子中,同一能层各能级的能量关系: $E(ns)$  \_\_\_\_\_  $E(np)$  \_\_\_\_\_  $E(nd)$  \_\_\_\_\_

$E(nf) \dots\dots$

#### 3. 原子结构模型的发展史



#### 【问题思考】

(1)以s能级为例,不同能层的s能级间的能量有何关系?同一能层不同能级间的能量有何关系?

(2)一个能层的能级数与能层序数( $n$ )间存在什么关系?一个能层最多可容纳的电子数与能层序数( $n$ )间存在什么关系?

#### 【核心知识讲解】

#### 1. 能层与能级的关系

(1)任何能层总是从s能级开始,任何能层均含有s能级,但并不是任何能层都含有p、d、f能级。

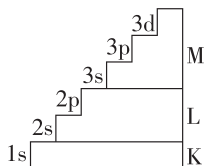
(2)能层就是电子层,各能层具有的能级数等于能层序数。如K层只有1s能级,L层有2s、2p两个能级,M层有3s、3p、3d三个能级。

(3)每一能层中最多容纳的电子数为 $2n^2$ ( $n$ 代表能层序数)。

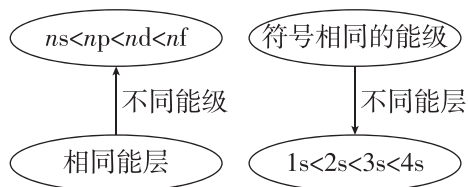
(4)不同能层中符号相同的能级所容纳的最多电子数相同。

## 2. 能层中各能级之间能量高低关系

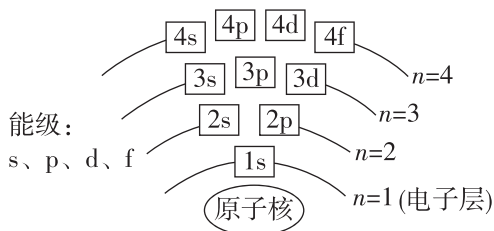
(1)能层与能级的关系类似楼层与阶梯之间的关系,在每一个能层中,能级符号顺序是 $ns$ 、 $np$ 、 $nd$ 、 $nf$ ……(如图所示):



(2)能层或能级的能量关系:



(3)原子核外电子排布与能层、能级的关系:



## 3. 理清能层、能级与最多容纳的电子数、能量之间的相互关系

能层( $n$ )	一	二	三	四	五	六	七	...
符号	K	L	M	N	O	P	Q	...
能级	1s	2s 2p	3s 3p 3d	4s 4p 4d 4f	5s ...	...	...	...
最多容纳电子数	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 ...	...	...	...
	2	8	18	32	50	72	98	每一能层最多可容纳的电子数是 $2n^2$
离核远近	→ 由近到远							
不同能层能量	→ 逐渐升高							

### 【知识迁移应用】

**例1** 下列叙述不符合原子核外电子排布基本规律的是 ( )

- A. K层是能量最低的电子层
- B. 原子达到稳定结构时,最外层电子数为8(K层为最外层时,电子数为2)
- C. 能层和能级的划分,均以电子的能量高低为依据
- D. 核外电子总是优先从原子最外电子层排起

**例2** 下列关于能层与能级的说法正确的是 ( )

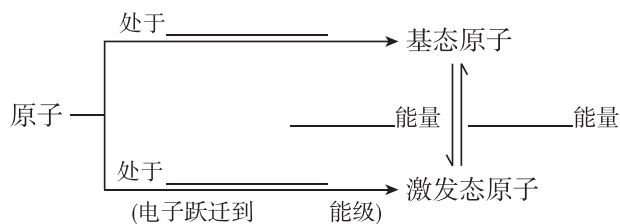
- A. 各能层的能级数等于能层序数减去1
- B. 同是s能级,在不同的能层中最多所能容纳的电子数是不相同的
- C. 原子核外电子的每一个能层最多可容纳的电子数为 $n^2$

D. M能层中含有3d能级

## ◆ 学习任务二 基态与激发态 原子光谱

### 【课前自主预习】

### 1. 基态原子与激发态原子



### 2. 电子跃迁的能量变化与可见光

激发态原子不稳定,电子从较高能量的激发态跃迁到较低能量的激发态乃至基态时,将释放能量。\_\_\_\_\_是电子跃迁释放能量的重要形式。焰火、霓虹灯光、激光、荧光、LED灯光等可见光都与原子核外电子跃迁释放能量有关。

### 3. 原子光谱

不同元素原子的电子发生\_\_\_\_\_时会吸收或释放不同的光,可以用光谱仪摄取各种元素原子的\_\_\_\_\_光谱或\_\_\_\_\_光谱,总称原子光谱。



发射光谱为暗色背景的明亮谱线,吸收光谱为明亮背景的暗色谱线。

### 4. 光谱分析

在现代化学中,常利用\_\_\_\_\_上的特征谱线来鉴定元素,称为光谱分析。

#### [问题思考]

(1)我们经常燃放焰火来庆祝节日,焰火产生的原因是什么?

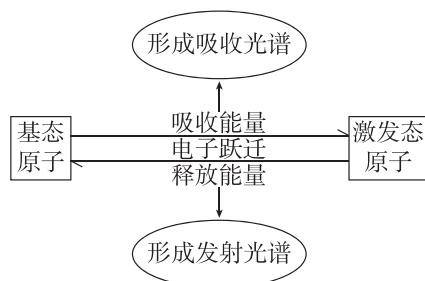
(2)原子光谱是怎么产生的,有什么应用?

(3)钠在空气中加热燃烧发出黄色火焰,是因为钠被氧气氧化失去电子吗?金属的焰色试验是物理变化,还是化学变化?

(4)电子跃迁和电子得失一样吗?

#### 【核心知识讲解】

### 1. 光谱的成因与分类



### 2. 焰色试验与电子跃迁

焰色试验中观察到的特殊焰色是电子跃迁的结果,故焰色试验是物理变化而不是化学变化。

发生的过程:基态原子 $\xrightarrow{\text{吸收能量}}$ 激发态原子 $\xrightarrow{\text{释放能量}}$ 较低能量的激发态或基态原子。

(1)电子的跃迁是物理变化(未发生电子转移),而原子得失电子时发生的是化学变化。

(2)一般在能量相近的能级间发生电子跃迁,如基态碳原子 2s 能级上的一个电子可激发到 2p 能级上,得到不稳定的激发态碳原子。

(3)可见光包括红、橙、黄、绿、蓝、靛、紫,其中紫色光的波长最短、红光的波长最长。

### 3. 可以用光谱分析法鉴定元素的原因

一种元素有一种原子光谱,一种原子光谱对应着一种元素,不同元素的原子光谱都是特定的。可以用光谱仪摄取各种元素原子的吸收光谱或发射光谱(总称原子光谱),所以可以用光谱分析法鉴定元素。

### 4. 电子跃迁的一般规律

(1)一般在能量相近的能级间发生电子跃迁,但并不意味着能量差距大的能级之间不能发生电子跃迁。

(2)激发态原子不稳定,易释放能量变为基态原子。

#### 【知识迁移应用】

**例 3** 下列关于同一种原子中基态和激发态的说法中正确的是 ( )

- A. 基态时的能量比激发态时高
- B. 激发态时比较稳定
- C. 由基态转化为激发态过程中吸收能量
- D. 电子仅在由激发态跃迁到基态时才会产生原子光谱

**例 4** 对充有氖气的霓虹灯管通电,灯管发出红色光。产生这一现象的主要原因是 ( )

- A. 电子由激发态向基态跃迁时以光的形式释放能量
- B. 发出红光是电子由基态向激发态跃迁时吸收除红光以外的光线
- C. 氖原子获得电子后转变成能发出红光的物质
- D. 在电流的作用下,氖原子与构成灯管的物质发生反应

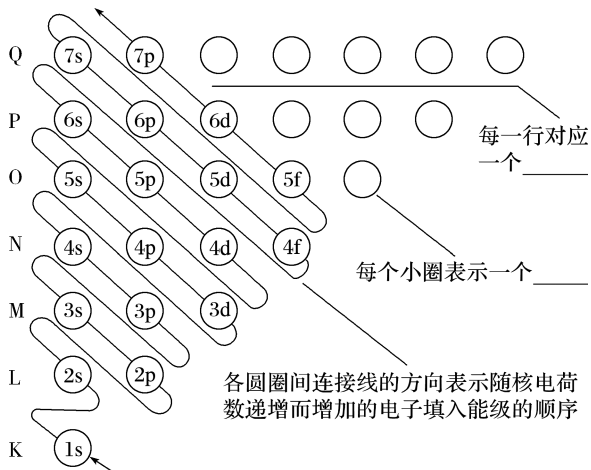
## ◆ 学习任务三 构造原理与电子排布式

### 【课前自主预习】

#### 1. 构造原理

(1) 以\_\_\_\_\_事实为基础,从氢开始,随核电荷数递增,新增电子填入能级的顺序称为\_\_\_\_\_。

(2) 示意图如下:

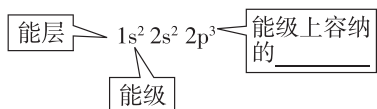


#### 2. 电子排布式

(1) 含义:将能级上所容纳的电子数标在该能级符号右上角,并按照能层序数从小到大的顺序排列的式子,称为电子排布式。

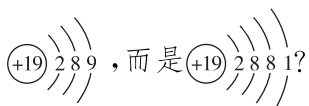
(2) 表示方法:按照构造原理,元素的核电荷数每递增一个,同时增加一个核电荷和一个\_\_\_\_\_,就得到一个\_\_\_\_\_的电子排布。电子填满了一个\_\_\_\_\_,开始填入下一个\_\_\_\_\_,由此构建了元素周期系中各元素的基态原子的电子排布。电子排布式中,能级符号右上角的数字表示该能级的\_\_\_\_\_。

(3) 示例:基态氮原子的电子排布式为



#### 【问题思考】

(1) 为什么 K 原子的原子结构示意图不是



(2) 从元素周期表给出的信息可知,基态 Cr 原子和基态 Cu 原子的电子排布式分别为  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$  和  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$ , 这样的电子排布符合构造原理吗? 是根据什么确定其电子排布的?

### 【核心知识讲解】

#### 1. 能级交错现象

由构造原理可知,从第三能层开始,不同能层的能级出现能级交错现象:随核电荷数的递增,电子并不总是填满一个能层后再开始填入下一个能层的。电子是按  $3p \rightarrow 4s \rightarrow 3d$  的顺序而不是按  $3p \rightarrow 3d \rightarrow 4s$  的顺序填充的。

【注意】基态铬、铜原子的核外电子排布不符合构造原理。

#### 2. 电子排布式的书写

(1) 书写方法

先按构造原理中  $\rightarrow$  再将同一能层的能级按 s、p、d、f……顺序排列

如  $_{22}\text{Ti}$ :先排列为  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^2$ ,然后将同一能层的能级排列到一起,即该基态原子的电子排布式为  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^2 4s^2$ 。

(2) 注意事项

① 在书写电子排布式时,一般情况下,能层低的能级要写在左边,而不是按构造原理顺序写。

电子填充顺序(构造原理):  $1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, \dots$

书写顺序:  $1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 3d, 4s, 4p, 4d, 4f, 5s, \dots$

如:基态 Fe 原子的电子排布式是  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$ 。

② 基态原子的能量最低,故基态原子的电子排布式是能量最低的状态;基态氮原子不存在  $1s^1 2s^1$  的状态,但氮处于激发态时可能会存在  $1s^1 2s^1$  的状态。

#### 3. 简化电子排布式

为了避免电子排布式过于烦琐,我们可以把内层电子达到稀有气体结构的部分,以相应稀有

气体元素符号外加方括号来表示。如 Na 的电子排布式为  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ ，其中第一、二能层与  $\text{Ne}(1s^2 2s^2 2p^6)$  的电子排布式结构相同，所以其电子排布式可简化为  $[\text{Ne}]3s^1$ 。

#### 4. 简单离子的电子排布式

对于主族元素的原子来说，一般只失去最外层电子，而过渡元素的原子可能还会进一步失去内层电子；原子得到电子时，一般总是填充到最外层未填满的能级上。如基态 Fe 原子的简化电子排布式为  $[\text{Ar}]3d^6 4s^2$ ；其原子在失去电子时，仍遵循先失去最外层电子，后失去次外层电子的顺序，即 Fe 失去电子时先失去 4s 能级上的 2 个电子，转化为  $\text{Fe}^{2+}$ ，再失去 3d 能级上的 1 个电子转化为  $\text{Fe}^{3+}$ 。基态  $\text{Fe}^{2+}$  的简化电子排布式为  $[\text{Ar}]3d^6$ ，基态  $\text{Fe}^{3+}$  的简化电子排布式为  $[\text{Ar}]3d^5$ 。

#### 5. 价层电子排布

为突出化合价与电子排布的关系，将在化学反应中可能发生电子变动的能级称为价电子层（简称价层）。该能级的电子排布式称为价层电子排布。如 Cl 的简化电子排布式为  $[\text{Ne}]3s^2 3p^5$ ，则其价层电子排布为  $3s^2 3p^5$ 。对于过渡元素而言，价电子包含最外层电子和部分内层电子，如 Fe 的价层电子排布为  $3d^6 4s^2$ ，通常元素周期表只给出价层电子排布。

#### 【知识迁移应用】

**例 5** 下列说法中正确的是 ( )

- 某原子的电子排布式为  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^2$ ，则该元素原子核外有 4 个能级填有电子
- 原子核电荷数为 33，其基态原子的简化电子排布式为  $[\text{Ar}]4s^2 4p^3$
- 根据构造原理可知同一原子的各能级能量高低为  $4f > 4d > 3d > 3p$
- $\text{Fe}^{2+}$  与 Cr 原子的核外电子数相同，因此电子排布式相同

#### 课堂评价

知识巩固 素养形成

1. 判断正误(正确的打“√”，错误的打“×”)。

- (1)能层就是电子层 ( )

(2)高能层的所有能级的能量都比低能层能级的能量高 ( )

(3)基态 Mg 的简化电子排布式为  $[\text{Ne}]3s^2$  ( )

(4)原子核外每一能层最多可容纳  $n^2$  个电子 ( )

(5)3d 能级最多容纳 5 个电子 ( )

(6)任一能层的 s 能级最多容纳的电子数均为 2 ( )

(7)基态 Ni 原子价层电子排布为  $3d^8 4s^2$  ( )

2. 下列关于能层与能级的说法中正确的是 ( )

- 同一原子中，符号相同的能级，其上电子能量一定相同
- 多电子原子中，同一能级上电子的能量一定相同
- 同是 s 能级，在不同的能层中所能容纳的最多电子数不同
- 任一能层的能级总是从 s 能级开始，能级数与能层序数无关

3. 若以  $E$  表示某能级的能量，下列能量大小顺序中正确的是 ( )

- $E(3s) > E(2s) > E(1s)$
- $E(3s) > E(3p) > E(3d)$
- $E(4f) > E(4s) > E(4d)$
- $E(5s) > E(4s) > E(5f)$

4. 激发态原子和基态原子可以通过电子跃迁的方式相互转换，跃迁过程中可得到光谱。下列说法正确的是 ( )

- 钾元素的焰色呈紫色，其紫色对应的辐射波长最长
- 利用光谱仪只能测得原子的发射光谱
- 焰色试验中发生的是化学变化
- 原子光谱可以用于定性鉴定元素

5. 下表列出了核电荷数为 21~25 的元素的最 高正化合价，回答下列问题。

元素名称	钪	钛	钒	铬	锰
元素符号	Sc	Ti	V	Cr	Mn
核电荷数	21	22	23	24	25
最高正化合价	+3	+4	+5	+6	+7

(1)写出下列元素基态原子的核外电子排布式：  
 Sc \_\_\_\_\_；Ti \_\_\_\_\_；V \_\_\_\_\_；  
 Cr \_\_\_\_\_；Mn \_\_\_\_\_。

(2)已知基态铬原子的核外电子排布式并不符合构造原理。人们常常会碰到客观事实与理论不相吻合的问题，当你遇到这样的问题时，你的态度是\_\_\_\_\_。

\_\_\_\_\_。  
 (3)对比上述五种元素基态原子的核外电子排布式与元素的最高正化合价，你发现的规律是\_\_\_\_\_；  
 \_\_\_\_\_；  
 出现这一现象的原因是\_\_\_\_\_。

## 第2课时 电子云与原子轨道、泡利原理、洪特规则、能量最低原理

### 新课探究

知识导学 素养初识

#### ◆ 学习任务一 电子云与原子轨道

【课前自主预习】

##### 1. 电子云

(1)概率密度分布

量子力学指出，一定空间运动状态的电子在核外空间各处都可能出现，但出现的概率不同。

$\rho = \frac{P}{V}$  ( $\rho$  表示 \_\_\_\_\_,  $P$  表示电子在某处出现的 \_\_\_\_\_,  $V$  表示该处的 \_\_\_\_\_)。

(2)电子云

①电子运动的特点

电子质量小，运动速度快，无规则，故无法确定核外电子在某个时刻处于原子核外空间的何处。只能确定它在原子核外空间各处出现的\_\_\_\_\_。

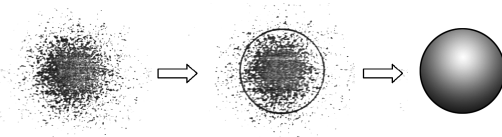
②电子云

电子云是处于一定空间运动状态的电子在原子核外空间的\_\_\_\_\_的形象化描述。

③电子云轮廓图

目的：用于表示\_\_\_\_\_的形状，对核外电子的\_\_\_\_\_有一个形象化的简便描述。绘制电子云轮廓图时，把电子在原子核外空间出现概率  $P =$  \_\_\_\_\_ 的空间圈出来，即电子云轮廓图。电子云图很难绘制，使用不方便，故常使用电子云轮廓图。

如 1s 电子云轮廓图的绘制：



##### 2. 原子轨道

(1)定义：量子力学把电子在原子核外的一个\_\_\_\_\_称为一个原子轨道。

(2)形状：s 电子的原子轨道呈\_\_\_\_\_形，p 电子的原子轨道呈\_\_\_\_\_状。

(3)原子轨道数目与能级符号的关系

能级符号	$ns$	$np$	$nd$	$nf$
原子轨道数目	1	3	5	7

(4)不同能层中的原子轨道

能层	能级	原子轨道数	原子轨道名称	原子轨道的形状和取向	
				形状	取向
K	1s	1	1s	球形	—
L	2s	1	2s	球形	—
	2p	3	$2p_x, 2p_y, 2p_z$	哑铃形	相互垂直
M	3s	1	3s	球形	—
	3p	3	$3p_x, 3p_y, 3p_z$	哑铃形	相互垂直
	3d	5	.....	.....	.....
N	.....	.....	.....	.....	.....

[问题思考]

(1)电子在原子核外出现的概率有什么规律？

(2)不同能层中的s电子和p电子的电子云轮廓图分别相同吗?能量分别相同吗?

### 【核心知识讲解】

#### 1. 正确认识电子云

(1)电子云表示电子在原子核外空间某处出现的概率,不代表电子的运动轨迹。电子云中的小点是电子在原子核外出现的概率密度的形象化描述,小点越密,表明概率密度越大。常把电子在原子核外空间出现的概率 $P=90\%$ 的空间圈起来,即电子云轮廓图。

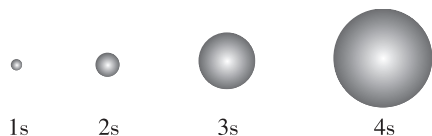
(2)电子云图中的小点并不代表电子,小点的数目也不代表电子真实出现的次数。

(3)由氢原子的1s电子在原子核外出现的概率密度分布图可知,电子在离原子核越近的空间出现的概率越大;电子云的外围形状具有不规则性。



#### 2. 原子轨道与能层序数的关系

(1)不同能层的同种能级的原子轨道形状相同,半径不同。能层序数 $n$ 越大,原子轨道的半径越大。如:同一原子中s电子的电子云轮廓图都是一个球形,只是球的半径不同,如图所示。

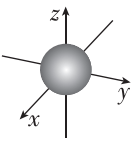
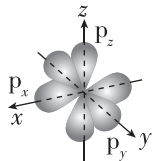


(2) $ns$ 能级只有一个原子轨道, $np$ 能级有3个能量相同的原子轨道,它们相互垂直,分别以 $p_x$ 、 $p_y$ 、 $p_z$ 表示。 $nd$ 能级有5个能量相同的原子轨道, $nf$ 能级有7个能量相同的原子轨道。

(3)同一能层中,不同能级的原子轨道的能量及空间伸展方向不同,但同一能级的几个原子轨道的能量相同,如 $2p_x$ 、 $2p_y$ 、 $2p_z$ 的能量相同。

(4)各能层中原子轨道数与能层序数( $n$ )的关系:某能层中原子轨道数目=该能层序数的平方(即 $n^2$ )。

### 3. s能级和p能级原子轨道的比较

能级	s	p
轨道图形		
轨道形状	球形	哑铃形
轨道数目	1	3(相互垂直)
最多容纳电子数	2	6
相同点	①均以原子核为对称中心 ②原子轨道的平均半径分别随能层数增大而增大,且同种能级符号的原子轨道形状相似	

### 【知识迁移应用】

**例1** 下列有关电子运动状态及电子云的叙述正确的是 ( )

- A. 电子的运动速率特别快,运动范围特别小,不可能同时准确地测定其位置和速度
- B. 电子云直观地表示了核外电子的数目
- C. 1s电子的电子云轮廓图是一个球形,表示在这个球以外,电子出现的概率为零
- D. 电子云是电子绕核运动形成的一团带负电荷的云雾

**例2** 下列说法错误的是 ( )

- A. 各电子层含有的原子轨道数为 $n^2$ ( $n$ 为能层序数)
- B. 硫原子中, $3p_x$ 、 $3p_y$ 、 $3p_z$ 轨道相互垂直,且能量相等
- C. 4s电子能量较高,总是在比3s电子离核更远的地方运动
- D. 各能级的原子轨道数按s、p、d、f的顺序分别为1、3、5、7

### ◆ 学习任务二 泡利原理、洪特规则、能量最低原理

#### 【课前自主预习】

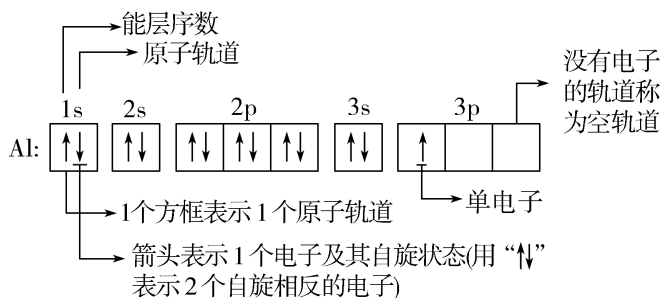
#### 1. 电子自旋与泡利原理

(1)自旋相反:电子自旋在空间有\_\_\_\_\_和\_\_\_\_\_两种取向,简称自旋相反,常用上下箭头( $\uparrow$ 和 $\downarrow$ )表示自旋相反的电子。



## 2. 轨道表示式

(1) 轨道表示式中各符号、数字的含义(以基态 Al 原子为例)



(2) 书写原子轨道表示式的“五项要求”

① 一个方框(□)表示一个原子轨道,一个“箭头”表示一个电子,其中,s 轨道为□,p 轨道为□□□,d 轨道为□□□□□。

② 不同能级中的方框(□)要相互分开,同一能级中的方框(□)要相互连接。

③ 整个原子的轨道表示式中各能级的排列顺序与相应的电子排布式一致。

④ 当一个方框(□)中有 2 个电子时,它们的自旋相反;当同一能级中的不同原子轨道有多个单电子时,电子要分占不同的原子轨道且自旋平行。

⑤ 根据洪特规则的特例,如基态 $_{24}\text{Cr}$  原子价层

电子的轨道表示式为  $\begin{array}{c} 3d \quad 4s \\ \uparrow \uparrow \uparrow \uparrow \uparrow \quad \uparrow \end{array}$  (半充满),易错写为  $\begin{array}{c} 3d \quad 4s \\ \uparrow \uparrow \uparrow \uparrow \quad \uparrow \downarrow \end{array}$ 。

⑤ 根据洪特规则的特例,如基态 $_{24}\text{Cr}$  原子价层电子的轨道表示式为  $\begin{array}{c} 3d \quad 4s \\ \uparrow \uparrow \uparrow \uparrow \uparrow \quad \uparrow \end{array}$  (半充满),易错写为  $\begin{array}{c} 3d \quad 4s \\ \uparrow \uparrow \uparrow \uparrow \quad \uparrow \downarrow \end{array}$ 。

## 3. 核外电子排布的代表方法

原子(离子)结构示意图	含义	将每个能层上的电子总数表示在原子核外的式子
	实例	Al: $\text{(+13)} \begin{array}{c} \text{2} \\ \text{8} \\ \text{3} \end{array}$ $\text{S}^{2-}$ : $\text{(+16)} \begin{array}{c} \text{2} \\ \text{8} \\ \text{8} \end{array}$
电子排布式	含义	用数字在能级符号右上角标明该能级上排布的电子数
	实例	K: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$

简化电子排布式	含义	为了避免电子排布式书写过于烦琐,把内层电子达到稀有气体原子结构的部分以相应稀有气体元素符号外加方括号表示
	实例	K: $[\text{Ar}]4s^1$
价层电子排布	含义	在化学反应中可能发生电子变动的能级中的电子排布式,主族元素的价层电子排布即最外层电子排布式
	实例	Al: $3s^2 3p^1$
轨道表示式(电子排布图)	含义	每个方框(或圆圈)代表一个原子轨道,每个箭头代表一个电子
	实例	Al: $\begin{array}{c} 1s \quad 2s \quad 2p \quad 3s \quad 3p \\ \uparrow \downarrow \quad \uparrow \downarrow \quad \uparrow \downarrow \uparrow \downarrow \quad \uparrow \downarrow \quad \uparrow \quad \square \quad \square \end{array}$
电子式	含义	化学中常在元素符号周围用“·”或“×”来表示元素原子的最外层电子,相应的式子叫电子式
	实例	$\cdot \dot{\text{P}} \cdot, \text{K} \cdot, \cdot \ddot{\text{S}} \cdot$

### [名师小结] 前四周期元素核外电子排布的特殊性

(1) 最外层只有 1 个未成对电子的元素

I A 族( $ns^1$ : H、Li、Na、K); III A 族( $ns^2 np^1$ : B、Al、Ga); VII A 族( $ns^2 np^5$ : F、Cl、Br); Cr ( $3d^5 4s^1$ ), Cu ( $3d^{10} 4s^1$ )。

(2) 最外层有 2 个未成对电子的元素

IV A 族( $ns^2 np^2$ : C、Si、Ge); VI A 族( $ns^2 np^4$ : O、S、Se)。

(3) 最外层有 3 个未成对电子的元素

V A 族( $ns^2 np^3$ : N、P、As)。

(4) 核外电子排布中,未成对电子数最多的元素 Cr ( $3d^5 4s^1$ ), 共有 6 个未成对电子。

### 【知识迁移应用】

**例 3** 某基态原子最外层电子排布式为  $2s^2 2p^3$ , 则该原子 ( )

- 核外有 5 个电子
- 核外有 3 种能量不同的电子
- 最外层电子占据 3 个轨道
- 最外层上有 3 种运动状态不同的电子

(续表)

**例 4** 下列关于原子结构的说法不正确的是 ( )

- A. 基态 Cr 原子的电子排布式  $[\text{Ar}]3d^5 4s^1$  遵循能量最低原理
- B. 基态 Ar 原子的电子排布式为  $1s^2 2s^2 2p^4 3s^2 3p^6 3d^2$
- C. 基态 C 原子的轨道表示式为  $\begin{array}{c} 1s \quad 2s \quad 2p \\ \uparrow\downarrow \quad \uparrow\downarrow \quad \uparrow\downarrow \quad \square \quad \square \end{array}$ , 违反了洪特规则
- D. 基态 Sc 原子的电子排布式  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^9$  违反了泡利原理

**课堂评价**

知识巩固 素养形成

1. 判断正误(正确的打“√”,错误的打“×”).

- (1) 因为 s 轨道的形状是球形的, 所以 s 电子做的是圆周运动 ( )
- (2) 在一个基态多电子原子中, 可以有两个运动状态完全相同的电子存在 ( )
- (3)  $3p^2$  表示 3p 能级有两个轨道 ( )
- (4) 核外电子排布的表示方法中, 轨道表示式最能反映电子的排布情况 ( )
- (5)  $2p_x^3$  违背了洪特规则 ( )
- (6)  $3d^6$  的轨道表示式为  $\begin{array}{c} 3d \\ \uparrow\downarrow\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow \end{array}$  ( )
- (7) 能量最低的激发态 N 原子的电子排布式:  $1s^2 2s^1 2p^3 3s^1$  ( )

2. 下列说法正确的是 ( )

- A. 所有原子任一电子层的 s 电子云轮廓图均为大小相同的球形
- B. 对于排布在 2s 轨道上的电子, 不能确定电子的自旋方向
- C. 2s 的电子云半径比 1s 电子云半径大, 说明 2s 的电子比 1s 多
- D. 同一原子中 2p、3p、4p 能级轨道数依次增多

3. 下列对各基态原子的电子排布式或轨道表示式书写的评价正确的是 ( )

选项	电子排布式或轨道表示式	评价
A	N 原子的轨道表示式: $\begin{array}{c} 1s \quad 2s \quad 2p \\ \uparrow\downarrow \quad \uparrow\downarrow \quad \uparrow \quad \uparrow \quad \uparrow \end{array}$	错误; 违反洪特规则

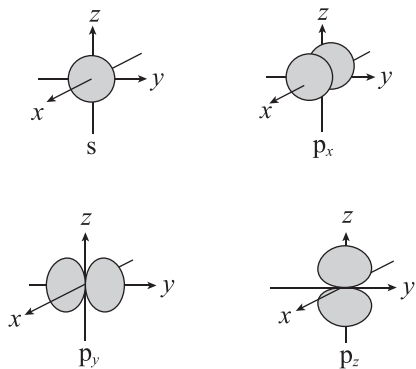
选项	电子排布式或轨道表示式	评价
B	O 原子的轨道表示式: $\begin{array}{c} 1s \quad 2s \quad 2p \\ \uparrow\downarrow \quad \uparrow\downarrow \quad \uparrow\downarrow \quad \uparrow\downarrow \quad \square \end{array}$	错误; 违反泡利不相容原理
C	K 原子的电子排布式: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^1$	错误; 违反能量最低原理
D	$\text{Br}^-$ 的电子排布式: $[\text{Ar}]3d^{10} 4s^2 4p^6$	错误; 违反能量最低原理

4. [2025·河北邢台高二期末] 下表列出了①~④四种元素在周期表中的位置。

族 \ 周期	I A	II A	III A	IV A	V A	VI A	VII A	0
2						①		
3	②						③	
4							④	

回答下列问题:

- (1) ①的元素符号为\_\_\_\_\_。
- (2) ②的基态原子电子排布式为\_\_\_\_\_。
- (3) ③和④中原子半径较大的是\_\_\_\_\_ (填元素符号), 其中原子半径较小的元素的基态原子价电子的轨道表示式为\_\_\_\_\_。
- (4) 如图是③原子中 s 电子和 p 电子的电子云轮廓图。s 电子的电子云形状为\_\_\_\_\_形; 每个 p 能级都有\_\_\_\_\_个相互垂直的电子云。



**考情分析**


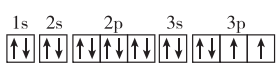
核外电子排布是高考必考基础题,从考查形式看既有选择题,也有非选择题。选择题侧重从符合某类特点的元素类别,以及与元素推

断相联系,考查元素周期律;非选择题考查书写指定元素各类电子排布,以及解释元素的性质等。重点考查宏观辨识与微观探析、证据推理与模型认知的科学素养。

**解题策略**

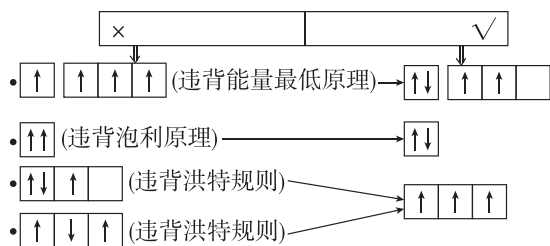
**类型一 原子核外电子排布表示方法及书写时的常见错误**

**1. 原子核外电子排布表示方法**

表示方法(以硫原子为例)	书写方法及注意问题
原子结构示意图: 	(1)每个电子层最多容纳的电子数为 $2n^2$ 个 (2)最外层电子数不超过 8 个(若最外层为 K 层则不超过 2 个);次外层电子数不超过 18 个(若次外层为 L 层则不超过 8 个);倒数第三层电子数不超过 32 个
电子排布式: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$	按电子排入各电子层中各能级的先后顺序,用能级符号依次写出各能级中的电子数,同时注意洪特规则特例
简化电子排布式: $[\text{Ne}]3s^2 3p^4$	用“[稀有气体]+价层电子”的形式表示
价层电子排布: $3s^2 3p^4$	价层电子排布能反映基态原子的能层数和参与成键的电子数以及最外层电子数
轨道表示式: 	用方框表示原子轨道,用“↑”或“↓”表示一种自旋状态的电子,按排入各电子层中各能级的先后顺序和在轨道中的排布情况书写

**2. 核外电子排布书写时的常见错误**

(1)在写基态原子的轨道表示式时,常出现以下错误:



(2)洪特规则特例

如  $\begin{cases} \text{Cr}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^4 4s^2 (\times) \\ \text{Cr}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1 (\checkmark) \end{cases}$

$\begin{cases} \text{Cu}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^9 4s^2 (\times) \\ \text{Cu}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1 (\checkmark) \end{cases}$

(3)当出现 d 轨道时,虽然电子按  $ns$ 、 $(n-1)d$ 、 $np$  的顺序填充,但在书写电子排布式时,仍把

$(n-1)d$  放在  $ns$  前,如 Fe:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$ , 而失电子时,却先失 4s 轨道上的电子,如  $\text{Fe}^{3+}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5$ 。

(4)注意比较原子核外电子排布式、简化电子排布式、价层电子排布的区别与联系。如 Cu 的电子排布式:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$ ; 简化电子排布式:  $[\text{Ar}]3d^{10} 4s^1$ ; 价层电子排布:  $3d^{10} 4s^1$ 。

**例 1** (1)[2025·河北卷节选] 基态铬原子的价层电子排布式:\_\_\_\_\_。

(2)[2025·河南卷节选] 基态 S 原子的价电子轨道表示式:\_\_\_\_\_。

(3)[2025·湖南卷节选] 基态 Ni 的价层电子排布式为\_\_\_\_\_。

(4)[2025·广东卷节选] 基态 Ti 原子的价层电子排布式为\_\_\_\_\_。

(续表)

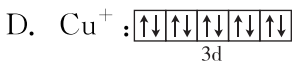
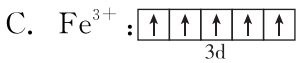
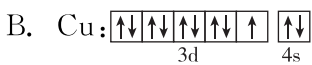
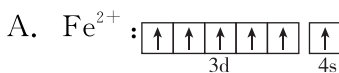
**例 2** (1) Al 在元素周期表中的位置: \_\_\_\_\_。  
基态 Zn 原子的价层电子排布: \_\_\_\_\_。

(2) Mn 位于元素周期表中第四周期第 \_\_\_\_\_ 族, 基态 Mn 原子核外未成对电子有 \_\_\_\_\_ 个。

(3) 基态 Cu 原子核外电子排布式为 \_\_\_\_\_。

(4) 基态 Cl 原子中, 电子占据最高能级的电子云轮廓图为 \_\_\_\_\_ 形。

(5) 下列基态原子或离子的价层电子的轨道表示式正确的是 \_\_\_\_\_ (填标号)。



## 类型二 核外电子的空间运动状态和运动状态的区别

### 1. 相关概念

(1) 简并轨道: 能量相同的原子轨道。

(2) 电子对: 同一原子轨道中, 自旋相反的一对电子, 用“ $\uparrow\downarrow$ ”表示。

(3) 单电子: 一个原子轨道中若只有一个电子, 则该电子称为单电子, 用“ $\uparrow$ ”或“ $\downarrow$ ”表示, 又称未成对电子。

(4) 自旋平行: 箭头同向的单电子称为自旋平行。

(5) 运动状态: 原子中一个电子是一种运动状态, 有几个电子, 则有几种运动状态。

### 2. 常见问题表述及示例

	基态硫原子的电子排布式为 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$
① 运动状态等于电子数	S 原子核外有 16 个电子, 则有 16 种不同运动状态的电子
② 空间运动状态等于轨道数	S 原子的电子排布式为 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ , 其轨道数为 $1+1+3+1+3=9$ , 则有 9 种不同的空间运动状态

	基态硫原子的电子排布式为 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$
③ 伸展方向看轨道类型	S 原子的 s 轨道为球形, 只有 1 种伸展方向, p 轨道有 3 种伸展方向, 则共有 4 种不同的伸展方向
④ 不同能量的电子看能级数	S 原子的电子排布式为 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ , 有 5 种不同能量的电子

**例 3** 基态 P 原子核外电子的空间运动状态有 \_\_\_\_\_ ( )

A. 4 种 B. 7 种 C. 8 种 D. 9 种

**例 4** 钠离子电池是一种二次电池, 主要依靠钠离子在正极和负极之间的移动进行工作。下列说法中不正确的是 \_\_\_\_\_ ( )

- A. 钠原子核外有 11 种不同运动状态的电子  
B. 基态钠原子核外电子的空间运动状态有 11 种  
C. 原子具有的能量:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 < 1s^2 2s^2 2p^5 3s^2$   
D. 基态钠原子的内层电子中, 两种自旋状态的电子数之比为 1:1

## 类型三 未成对电子数目

### 基态原子的未成对电子数目规律

族序数	I A	II A	III A	IV A	V A	VI A	VII A	0
未成对电子数	1	0	1	2	3	2	1	0
族序数	III B (Sc)	IV B (Ti)	V B (V)	VI B (Cr)	VII B (Mn)	VIII (Fe, Co, Ni)	I B (Cu)	II B (Zn)
未成对电子数	1	2	3	6	5	4, 3, 2	1	0

**例 5** 基态 Cr 和  $\text{Fe}^{2+}$  的未成对电子数分别是 \_\_\_\_\_ ( )  
A. 5, 4 B. 4, 5 C. 6, 4 D. 6, 5

**例 6** 判断原子中未成对电子数目, 按要求填空:

(1) 基态  $\text{Ti}^{3+}$  中未成对电子数有 \_\_\_\_\_ 个; 与 Ti 同族且相邻的元素 Zr 的基态原子价层电子排布为 \_\_\_\_\_; 与钛同周期元素的基态原子中, 未成对电子数与钛相同的元素有 \_\_\_\_\_ 种。

(2) 血红蛋白中的  $\text{Fe}^{2+}$  处于基态时, 其最高能级中的单电子数为 \_\_\_\_\_。

(3) Cr 与 Ni 的基态原子核外未成对电子数之比为 \_\_\_\_\_。

## 第二节 原子结构与元素的性质

### 第1课时 原子结构与元素周期表

#### 新课探究

知识导学 素养初识

#### ◆ 学习任务 原子结构与元素周期表

##### 【课前自主预习】

#### 1. 元素周期律、元素周期系和元素周期表

##### (1) 元素周期律

元素的性质随\_\_\_\_\_递增而呈周期性的变化,这个规律称作元素周期律。

##### (2) 元素周期系

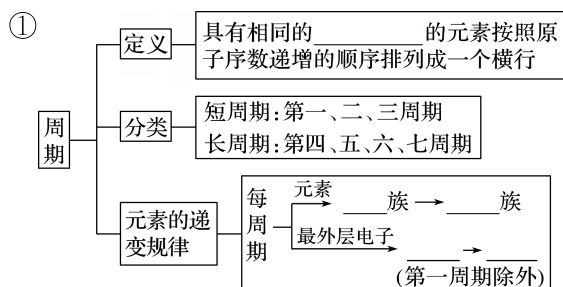
元素按其\_\_\_\_\_ (即\_\_\_\_\_ ) 递增排列的序列称为元素周期系。

(3) 元素周期表是呈现\_\_\_\_\_ 的表格。  
\_\_\_\_\_ 只有一个,\_\_\_\_\_ 多种多样。

#### 2. 构造原理与元素周期表

##### (1) 周期

①



元素种类	短周期	长周期
2	2	
8	8	
8		8
18		18
18		32
32		32

② 元素周期系中每个周期的元素数,第一周期从\_\_\_\_\_开始,以\_\_\_\_\_结束,只有两种元素。其余各周期总是从\_\_\_\_\_能级开始,以\_\_\_\_\_结束,而从  $ns$  能级开始以  $np$  结束递增的\_\_\_\_\_ (或\_\_\_\_\_ ) 就等于每个周期

里的元素数。

周期	一	二	三	四	五
元素数	2	8	8	18	18

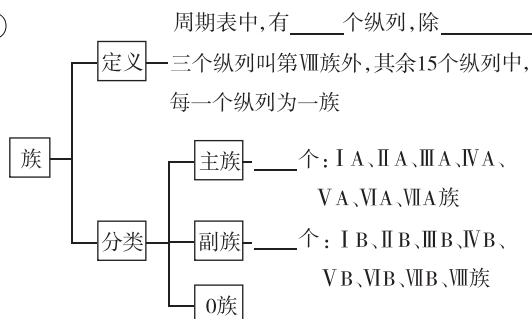
  

周期	六	七
元素数	32	32

③ 从第四周期开始的长周期,比短周期多出的元素全部是\_\_\_\_\_,这是因为它们的最外层电子数始终不超过2,为\_\_\_\_\_ (Pd 例外)。而第六、第七周期比第四、第五周期多出14种元素的基态原子最外层也只有2个s电子,所以也是\_\_\_\_\_。

##### (2) 族

①



② 元素周期表中,同族元素\_\_\_\_\_相同,这是同族元素性质相似的结构基础。例如,元素周期表最左侧第 I A 族元素的基态原子最外层都只有一个电子,即\_\_\_\_\_ ;元素周期表最右侧稀有气体元素的基态原子,除氦( $1s^2$ )外,最外层都是8电子,即\_\_\_\_\_。

##### (3) 分区

① 根据核外电子排布,可把元素周期表划分成5个区:s区、p区、d区、ds区、f区。除ds区外,一般来说,各区的名称来自按构造原理最后填入电子的能级的符号。

② 根据元素的金属性和非金属性,划分为金属元素区(周期表左下方)和非金属元素区(周期表右上方)。

### [问题思考]

(1)根据构造原理,解释为什么元素周期表中,第一、二、三、四、五、六、七周期中含有元素的数目分别是2、8、8、18、18、32、32?

(2)元素周期表划分区的依据是什么?区的名称与该区原子中电子的能级符号之间有什么关系?

(3)能否根据原子的价层电子排布判断元素在周期表中的位置?

### 【核心知识讲解】

#### 1. 核外电子排布与周期的划分

(1)每一周期元素原子的价层电子排布与元素种类

周期	价层电子排布			各周期增加的能级	元素种类
	第 I A 族	0 族	最外层最多容纳电子数		
一	1s <sup>1</sup>	1s <sup>2</sup>	2	1s	2
二	2s <sup>1</sup>	2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup>	8	2s、2p	8
三	3s <sup>1</sup>	3s <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup>	8	3s、3p	8
四	4s <sup>1</sup>	4s <sup>2</sup> 4p <sup>6</sup>	8	4s、3d、4p	18
五	5s <sup>1</sup>	5s <sup>2</sup> 5p <sup>6</sup>	8	5s、4d、5p	18
六	6s <sup>1</sup>	6s <sup>2</sup> 6p <sup>6</sup>	8	6s、4f、5d、6p	32
七	7s <sup>1</sup>	7s <sup>2</sup> 7p <sup>6</sup>	8	7s、5f、6d、7p	32

(2)核外电子排布与周期划分的关系

①根据构造原理,将能量相近的能级分为一组,按能量由低到高可分为7个能级组,同一能级组内,各能级能量相差较小,各能级组之间能量相差较大。

②每一个能级组对应一个周期,且该能级组中最高的能级对应的能层数等于元素的周期序数。

③能级组容纳的最多电子数等于该周期元素种数。

#### 2. 核外电子排布与族的划分

(1)主族元素原子的价层电子排布

主族序数	I A	II A	III A	IV A	V A	VI A	VII A
价层电子排布	ns <sup>1</sup>	ns <sup>2</sup>	ns <sup>2</sup> np <sup>1</sup>	ns <sup>2</sup> np <sup>2</sup>	ns <sup>2</sup> np <sup>3</sup>	ns <sup>2</sup> np <sup>4</sup>	ns <sup>2</sup> np <sup>5</sup>

①主族元素的族序数=价电子总数=最高正价(O、F除外)。

②同主族元素原子的价层电子排布相同,价电子全部排布在ns或ns和np轨道上。

(2)稀有气体原子的价层电子排布为1s<sup>2</sup>或ns<sup>2</sup>np<sup>6</sup>。

(3)过渡元素(以第四周期为例)原子的价层电子排布

族序数	价层电子排布
III B	3d <sup>1</sup> 4s <sup>2</sup>
IV B	3d <sup>2</sup> 4s <sup>2</sup>
V B	3d <sup>3</sup> 4s <sup>2</sup>
VI B	3d <sup>5</sup> 4s <sup>1</sup>
VII B	3d <sup>5</sup> 4s <sup>2</sup>
VIII	3d <sup>6~8</sup> 4s <sup>2</sup>
I B	3d <sup>10</sup> 4s <sup>1</sup>
II B	3d <sup>10</sup> 4s <sup>2</sup>

①第III B族→第VII B族:族序数=价电子数=原子最外层ns电子数+次外层(n-1)d电子数=最高正价(镧系、锕系除外)。

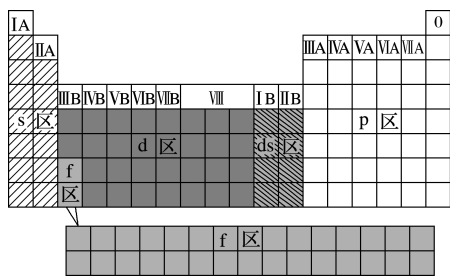
②第VIII族:原子最外层ns电子数与次外层(n-1)d电子数之和分别为8、9、10。

③第I B族和第II B族的族序数=原子最外层电子数。

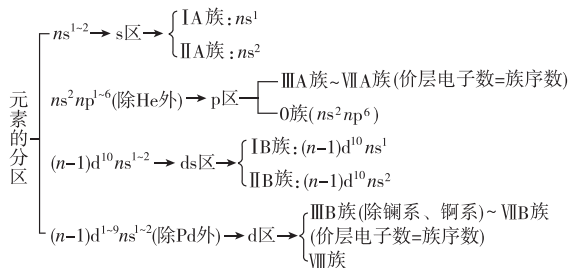
#### 3. 元素周期表的分区

(1)按电子排布分区

①一般按核外电子排布式中最后填入电子的能级符号可将元素周期表(第I B族、第II B族除外)分为s、p、d、f 4个区,而第I B族、第II B族这2个纵列元素原子的核外电子可理解为先填充(n-1)d能级后再填充ns能级而得名ds区。



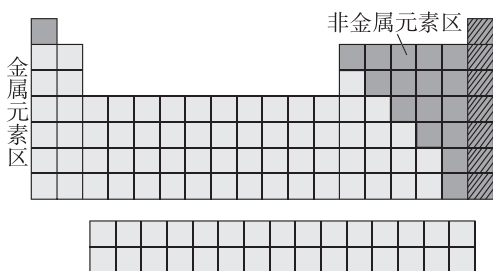
②元素的分区与核外电子排布：



(2)按金属元素与非金属元素分区

①金属、非金属元素在元素周期表中的位置

沿着周期表中硼、硅、砷、碲、钋、砹与铝、镓、铟、铊、钷之间画一条线，线的左边是金属元素（氢除外），线的右边是非金属元素（稀有气体元素除外）。非金属元素主要集中在元素周期表右上角的三角区内（如图所示）。

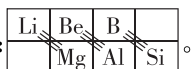


②金属与非金属分界线附近元素的性质特点

在元素周期表中位于金属和非金属分界线附近的元素兼有金属和非金属的性质，位于此处的元素（如硼、硅、锗、砷、锑等）常被称为半金属或类金属（一般可用作半导体材料）。

4. 对角线规则

(1)对角线规则：在元素周期表中，某些主族元素与右下方的主族元素的有些性质是相似的，这种相似性被称为对角线规则。如：



(2)对角线规则示例

硼与硅：B、Si 都可与强碱反应。  
 锂与镁：锂和钠虽位于同一主族，但与钠的性质相差较远，而锂的化学性质与镁更相似。如：

①锂和镁在  $\text{O}_2$  中燃烧，并不生成过氧化物，都

只生成氧化物 ( $\text{Li}_2\text{O}$ 、 $\text{MgO}$ )。

②锂和镁都能直接与  $\text{N}_2$  反应生成氮化物 ( $\text{Li}_3\text{N}$ 、 $\text{Mg}_3\text{N}_2$ )。

③锂和镁的氢氧化物在加热时都可分解生成氧化物 ( $\text{Li}_2\text{O}$ 、 $\text{MgO}$ ) 和  $\text{H}_2\text{O}$ 。

④锂和镁的碳酸盐均不稳定，受热均能分解生成相应氧化物和  $\text{CO}_2$ 。

⑤含锂和镁的某些盐，如碳酸盐、磷酸盐等均难溶于水。

(3)对角线规则是从相关元素及其化合物的许多性质中总结出来的经验规则。

如铍、铝两元素的性质相似性：

	与酸反应	与碱反应
单质	$2\text{Al} + 6\text{H}^+ \rightleftharpoons 2\text{Al}^{3+} + 3\text{H}_2 \uparrow$ $\text{Be} + 2\text{H}^+ \rightleftharpoons \text{Be}^{2+} + \text{H}_2 \uparrow$	$2\text{Al} + 2\text{OH}^- + 6\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons 2[\text{Al}(\text{OH})_4]^- + 3\text{H}_2 \uparrow$ $\text{Be} + 2\text{OH}^- + 2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons [\text{Be}(\text{OH})_4]^{2-} + \text{H}_2 \uparrow$
氧化物	$\text{Al}_2\text{O}_3 + 6\text{H}^+ \rightleftharpoons 2\text{Al}^{3+} + 3\text{H}_2\text{O}$ $\text{BeO} + 2\text{H}^+ \rightleftharpoons \text{Be}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$	$\text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{OH}^- + 3\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons 2[\text{Al}(\text{OH})_4]^-$ $\text{BeO} + 2\text{OH}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons [\text{Be}(\text{OH})_4]^{2-}$
氢氧化物	$\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{H}^+ \rightleftharpoons \text{Al}^{3+} + 3\text{H}_2\text{O}$ $\text{Be}(\text{OH})_2 + 2\text{H}^+ \rightleftharpoons \text{Be}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	$\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{OH}^- \rightleftharpoons [\text{Al}(\text{OH})_4]^-$ $\text{Be}(\text{OH})_2 + 2\text{OH}^- \rightleftharpoons [\text{Be}(\text{OH})_4]^{2-}$

【易错提醒】 对角线规则是从相关元素及其化合物的许多性质中总结出来的经验规则，不是定理。这种对角线规则是一种经验规则，也就是说从理论上来说它并不是很严谨，所以它在实用方面有一定的局限性，应慎重使用。

【知识迁移应用】

- 例 1 下列说法正确的是 ( )
- A. 元素周期表由主族、副族、0 族构成
  - B. 元素性质周期性变化的根本原因是原子半径的周期性变化
  - C. 原子的最外层电子数相同的元素一定是同一族元素
  - D. 第 II A 族元素称为碱金属元素

**例 2** [2026·安徽皖江多校高二月考] 元素周期表是元素周期律的具体表现形式。下列有关说法错误的是 ( )

- A. 氯元素位于第三周期第ⅦA族
- B. 氢是原子半径最小的元素
- C. 稀有气体元素原子最外层的电子数可能是2
- D. 元素周期表中每个长周期均有10种过渡元素

### 课堂评价

知识巩固 素养形成

1. 判断正误(正确的打“√”,错误的打“×”)。

- (1)除0族外,短周期元素的最高化合价在数值上都等于该元素所属的族序数 ( )
- (2)s区均为金属元素 ( )
- (3)同一族元素的价层电子数一定相同 ( )
- (4)基态原子的N层上只有一个电子的元素,一定是第ⅠA族元素 ( )
- (5)基态原子价层电子排布为 $3d^24s^2$ 的元素位于元素周期表第四周期第ⅣB族 ( )
- (6)正三价阳离子的电子排布式为 $1s^22s^22p^63s^23p^63d^5$ 的元素在周期表中位于第Ⅷ族 ( )
- (7)元素周期表5个区中都有金属元素 ( )
- (8)Cu位于元素周期表第四周期第ⅠB族 ( )

2. 下列关于元素周期表和元素周期律的理解正确的是 ( )

- A. 人们常在过渡元素中寻找制造催化剂的元素
- B. 元素周期表由7个横行、16个纵列构成
- C. 基态原子的N层上只有1个电子的元素一定是主族元素

D. 基态原子的价层电子排布为 $ns^2np^{1\sim6}$ 的元素一定是主族元素

3. “铼”被称为“航空金属”,它在提升大飞机发动机涡轮叶片高温力学性能方面发挥着不可替代的作用。元素周期表中铼元素的数据如图所示。下列说法错误的是 ( )

75	Re
	铼
	$5d^56s^2$
186.2	

- A. 铼元素位于第六周期第ⅦB族
- B. 铼元素位于周期表中的d区
- C. 基态铼原子核外有5个未成对电子
- D. 铼的最高价氧化物的化学式为 $ReO_3$

4. (1)根据核外电子排布,可把周期表里的元素划分成5个区:s区、p区、\_\_\_\_\_区、\_\_\_\_\_区和\_\_\_\_\_区。除ds区外,各区的名称来自按构造原理最后填入电子的能级的符号。

(2)根据元素金属性与非金属性将元素周期表分区。

①金属元素和非金属元素的分界线为沿\_\_\_\_\_ (填元素符号,不考虑第七周期元素,下同)与\_\_\_\_\_之间所画的一条连线,非金属性较强的元素处于元素周期表的\_\_\_\_\_位置,金属性较强的元素处于元素周期表的\_\_\_\_\_位置。

②处于d区、ds区和f区的元素全部是\_\_\_\_\_元素。s区的元素除\_\_\_\_\_ (填元素名称)外,也全部是金属元素。

## 第2课时 元素周期律

### 新课探究

知识导学 素养初识

#### ◆ 学习任务一 原子半径

##### 【课前自主预习】

1. 影响因素

- (1)电子的能层数:电子的能层越多,电子之间的排斥作用将使原子的半径\_\_\_\_\_。
- (2)核电荷数:核电荷数越大,核对电子的吸引

作用也越大,将使原子的半径\_\_\_\_\_。

(3)核外电子数:电子层数和核电荷数都相同时,核外电子数越多,将使粒子的半径\_\_\_\_\_。

2. 变化规律

除Li外,第三周期主族元素原子半径大于第二周期主族元素原子半径 $[r(\text{Mg}) > r(\text{Li}) > r(\text{Al})]$ 。