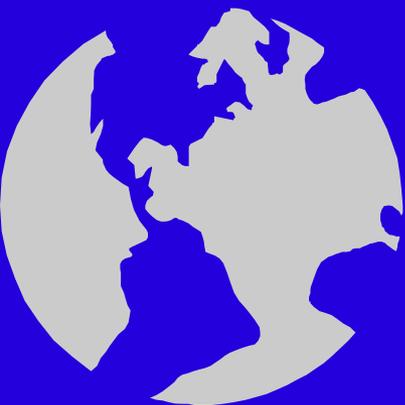




Química Geral 1 - Aula 16



Universidade Estadual do Norte Fluminense Darcy
Ribeiro

Laboratório de Ciências Químicas – LCQUI

Prof. Sergio Luis Cardoso



6 – Os números quânticos obtidos são:

n = número quântico principal. Está relacionado com o valor da energia do elétron e define a **camada** eletrônica na qual o elétron se encontra.

$$n = 1, 2, 3, \dots$$

l = número quântico azimutal ou de momento angular. Está relacionado a forma do orbital onde se encontra o elétron (forma distribuição de probabilidade ou densidade eletrônica). Define a subcamada na qual o elétron se encontra,

$$l = 0, 1, 2, 3, 4, 5, \dots, n-1$$

s, p, d, f, g, h, \dots

sharp, principal, diffuse e p fundamental (nomenclatura histórica)

m_l = número quântico magnético. Esta relacionado a orientação do orbital no espaço dentro de uma mesma subcamada. Orbitais em uma mesma subcamada diferem apenas em sua orientação e não em valor de energia.

$$m_l = 0, \pm 1, \pm 2, \pm 3, \dots, \pm l = -l, \dots, 0, \dots, +l$$

Os elétrons em um átomo são distribuídos em orbitais que são agrupados em subcamadas. Uma camada pode ter uma subcamada ($n = 1$) ou várias subcamadas. As subcamadas eletrônicas têm símbolos atribuindo-se o valor de n seguido pelo valor de l (em letras s,p,d,f,g....).

O número de orbitais em uma camada é dado por n^2

O número de orbitais em uma subcamada é dado por $2l + 1$

$n = 1 = 1$ subcamada (s) (1s)

$n = 2 = 2$ subcamadas (s,p) (2s,2p)

$n = 3 = 3$ subcamadas (s,p,d) (3s,3p,3d)

$n = 4 = 4$ subcamadas (s, p,d e f) (4s,4p,4d,4f)

Uma interpretação mais adequada diz respeito não a existência de orbitais em si mas as infinitas possibilidades nas quais o elétron poderá ser caracterizado dentro de um sistema atômico!!!!

Por volta de 1920 foi demonstrado que o elétron comporta-se como se estivesse em rotação, na mesma forma que a terra. Esta rotação passou a ser representada pelo quarto número quântico denominado:

Número quântico Magnético de spin eletrônico – m_s
onde $m_s = +1/2$ ou $-1/2$

PRINCÍPIO DA EXCLUSÃO DE PAULI

Dois elétrons em um mesmo átomo não podem ter o mesmo conjunto de números quânticos (a mesma solução da função de onda!). Conseqüentemente, nenhum orbital atômico pode conter mais de dois elétrons.

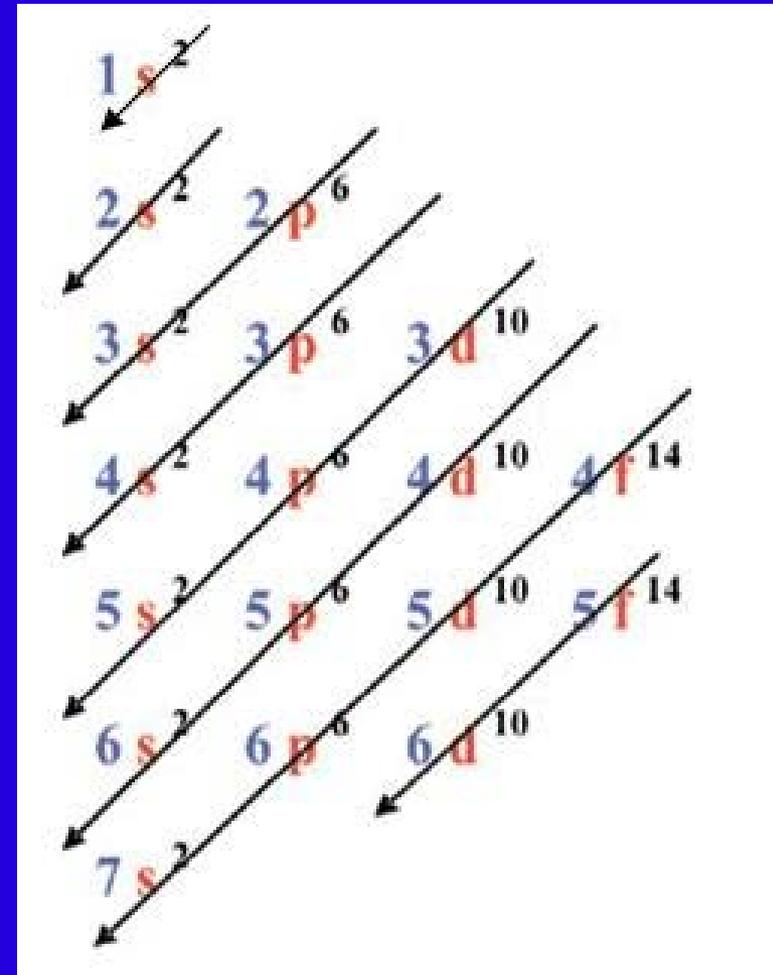
Elétrons nos Átomos

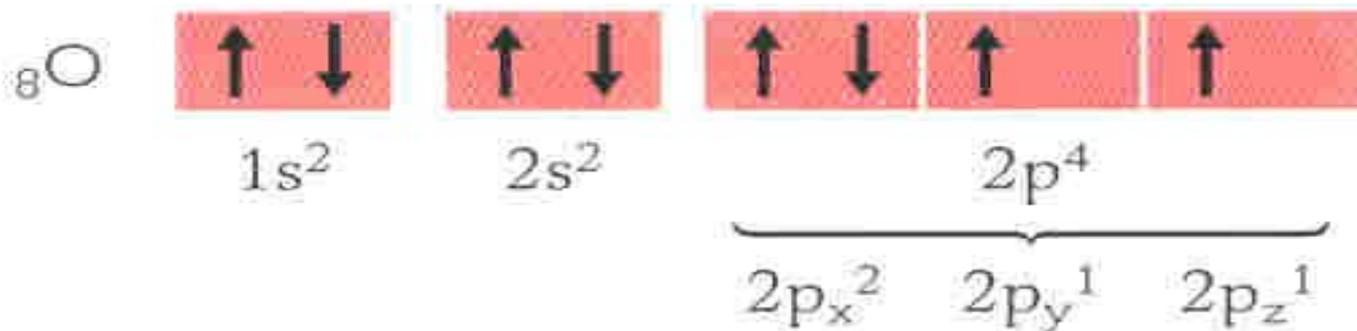
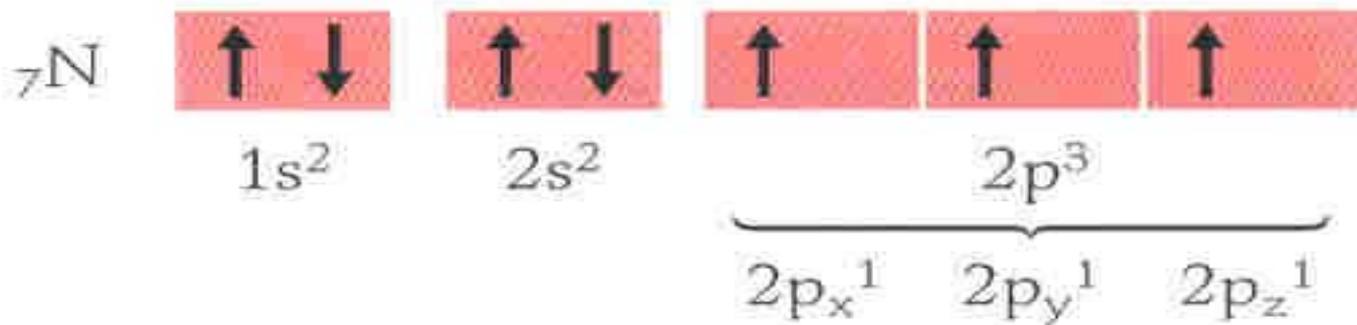
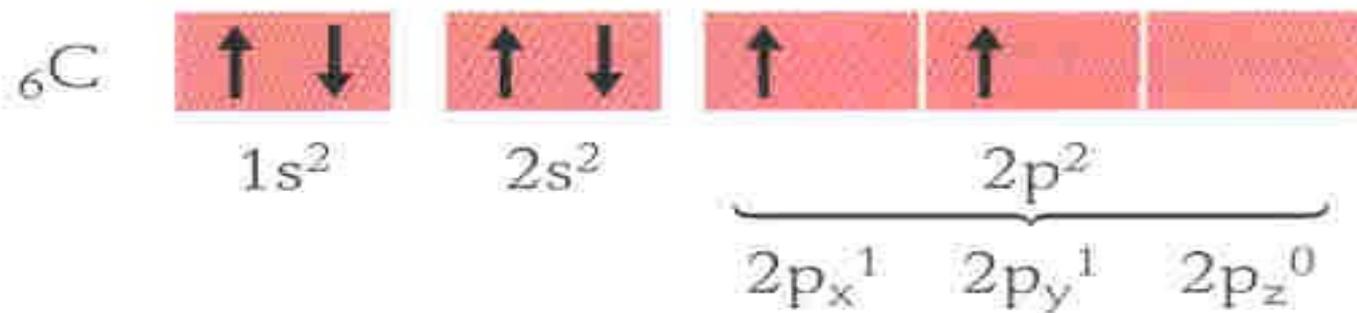
Elétrons:

- ✓ têm estados discretos de energia;
- ✓ tendem a ocupar o mais baixo estado de energia

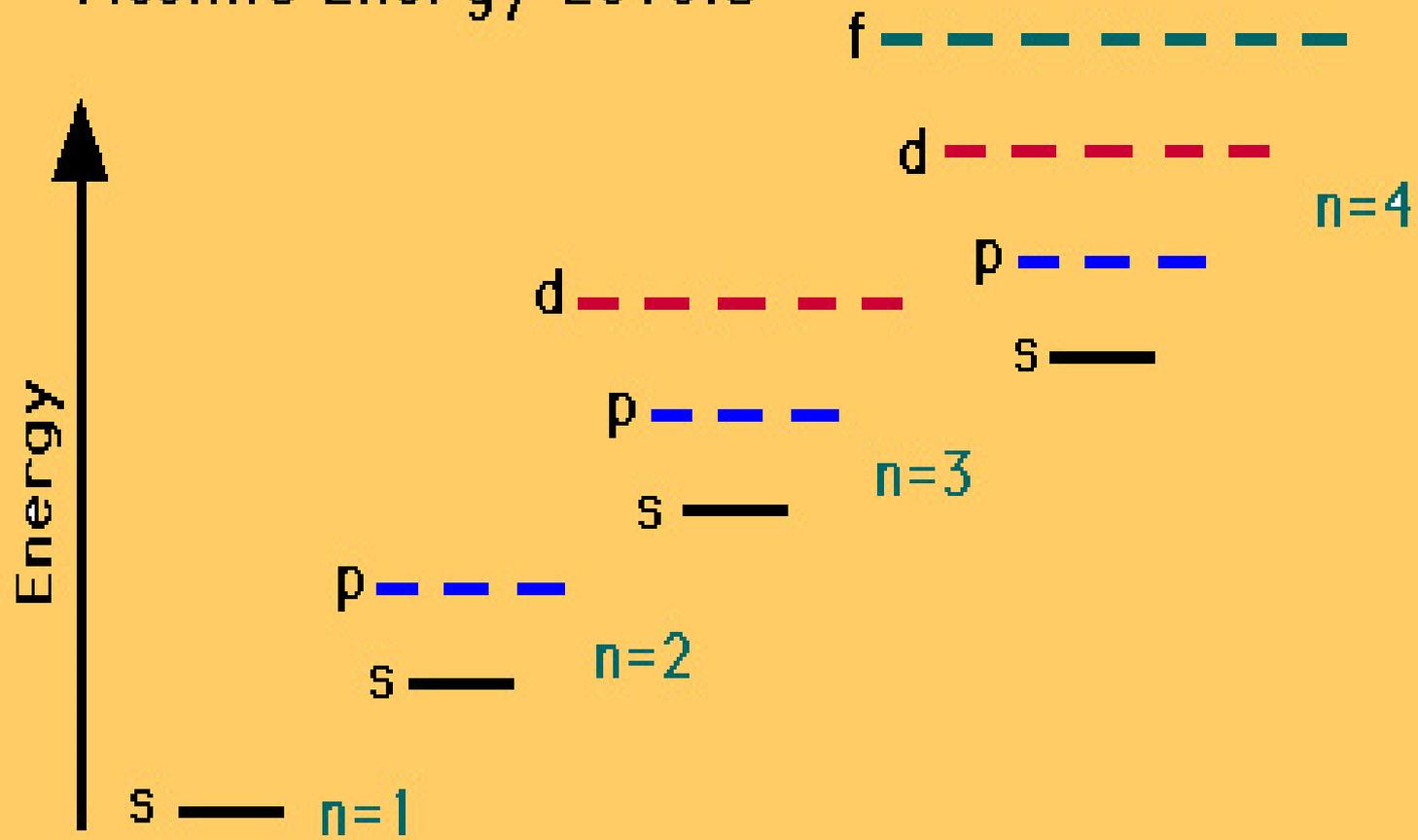
<i>Principal Quantum Number n</i>	<i>Shell Designation</i>	<i>Subshells</i>	<i>Number of States</i>	<i>Number of Electrons</i>	
				<i>Per Subshell</i>	<i>Per Shell</i>
1	<i>K</i>	<i>s</i>	1	2	2
2	<i>L</i>	<i>s</i>	1	2	8
		<i>p</i>	3	6	
3	<i>M</i>	<i>s</i>	1	2	18
		<i>p</i>	3	6	
		<i>d</i>	5	10	
		<i>f</i>	7	14	
4	<i>N</i>	<i>s</i>	1	2	32
		<i>p</i>	3	6	
		<i>d</i>	5	10	
		<i>f</i>	7	14	

Camada	Subcamadas
1	s
2	s p
3	s p d
4	s p d f
5	s p d f
6	s p d
7	s p

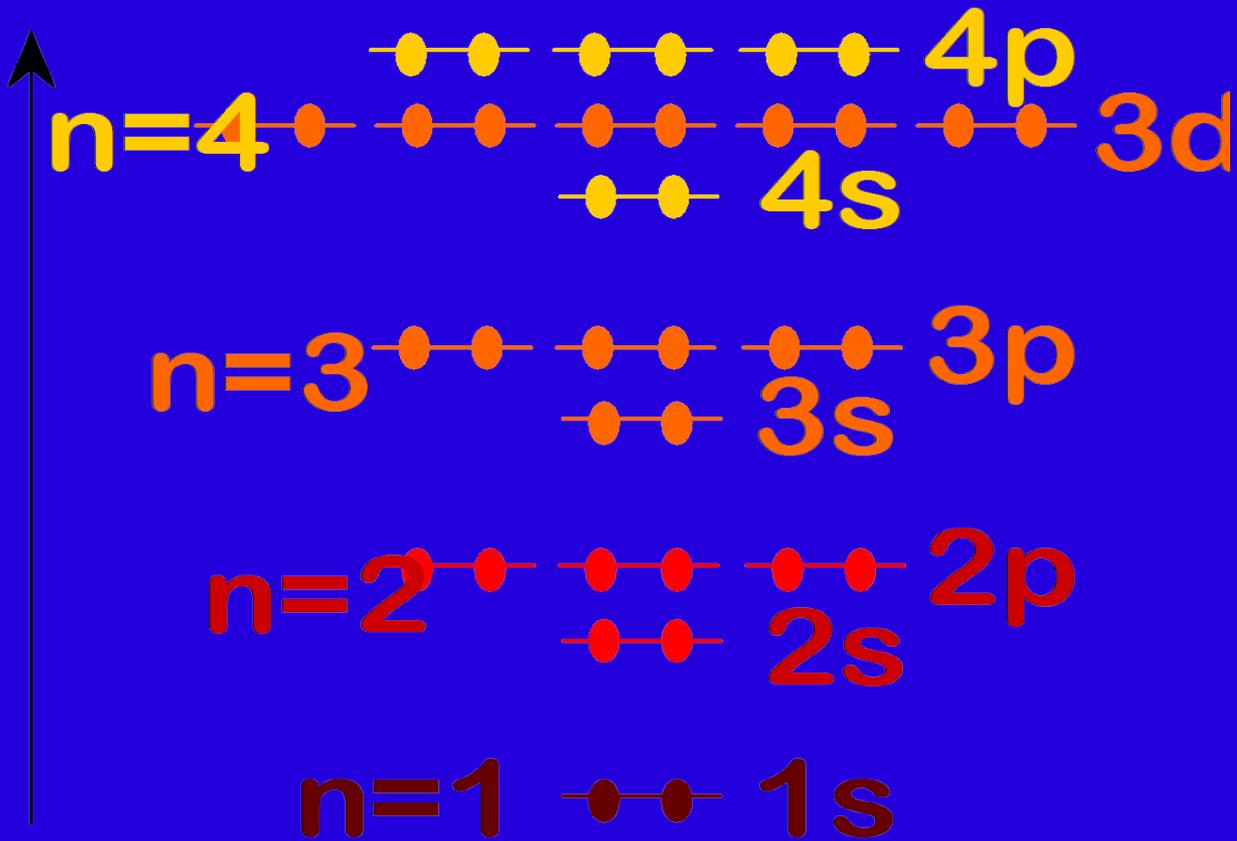




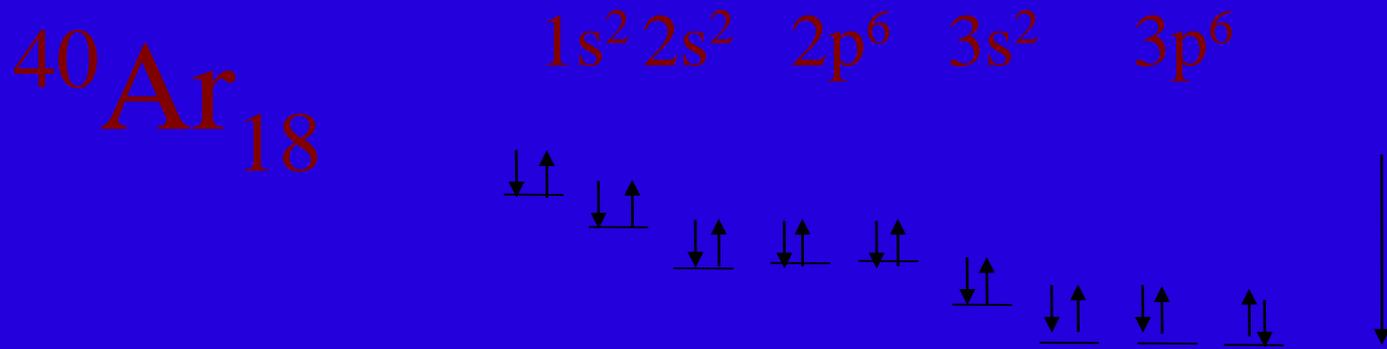
Atomic Energy Levels



Increasing energy

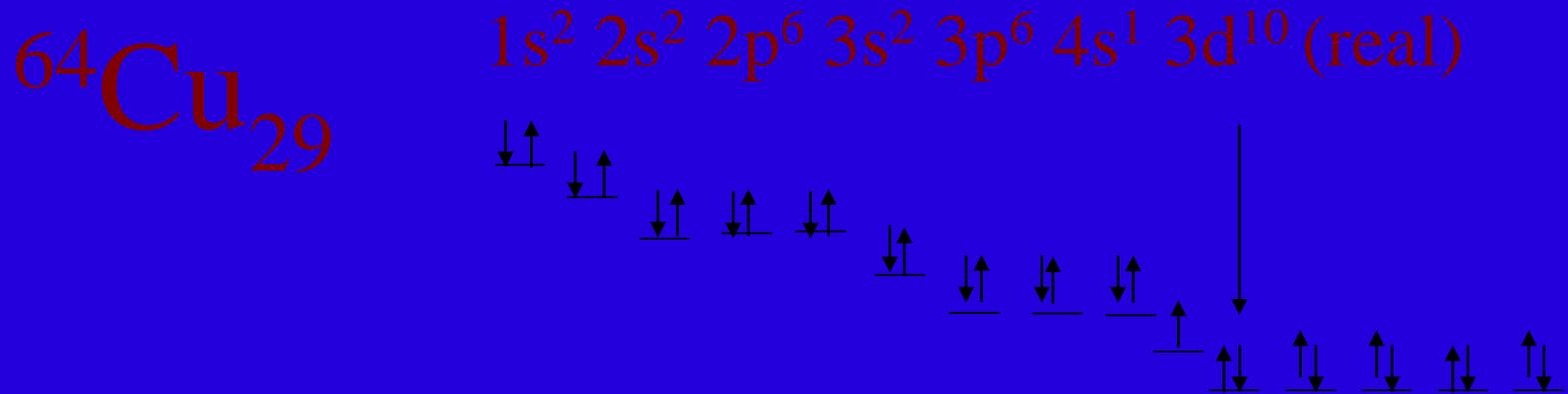


Elementos diamagnéticos



Todos os elétrons estão pareados

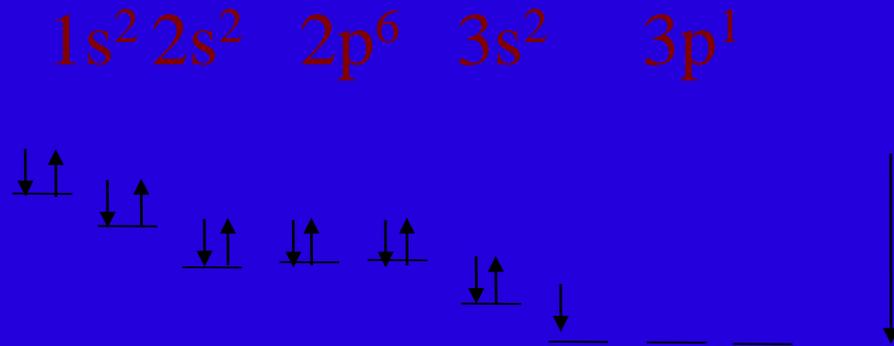
Elementos diamagnéticos



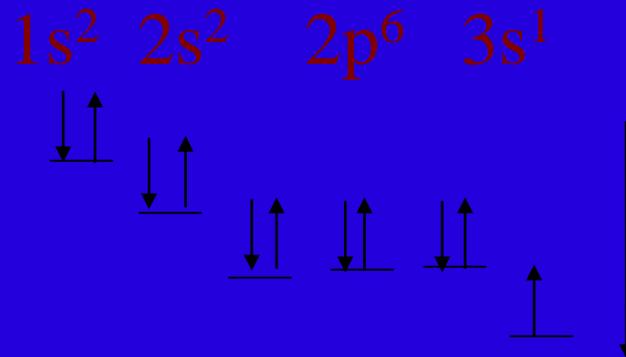
O elétron desemparelhado está bindado completamente pelos elétrons emparelhados da camada d

Elementos paramagnéticos

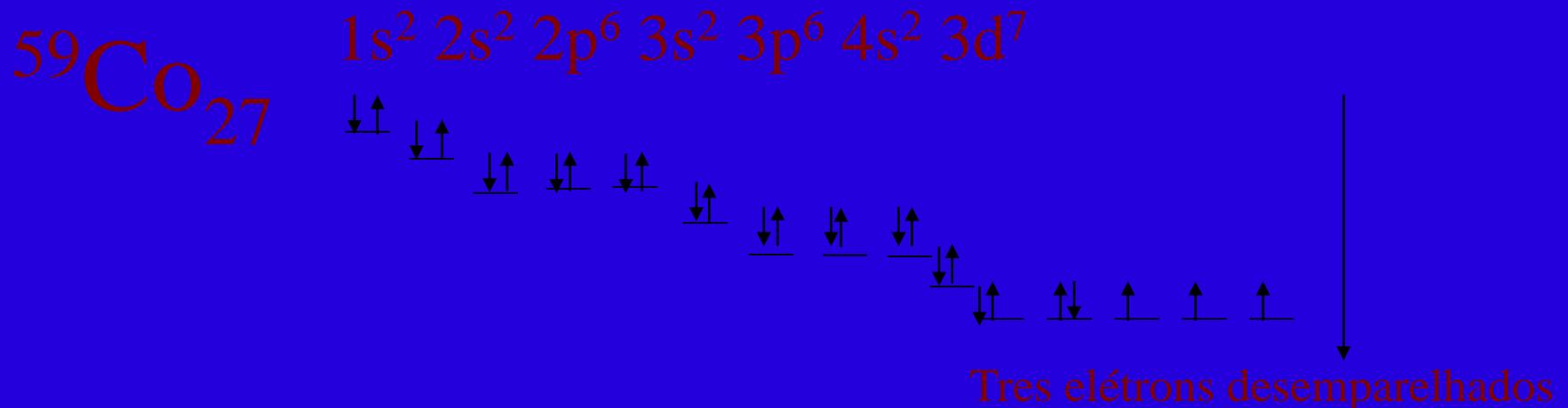
$^{27}_{13}\text{Al}$



$^{23}_{11}\text{Na}$



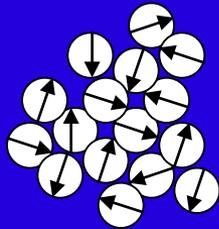
Elementos ferromagnéticos



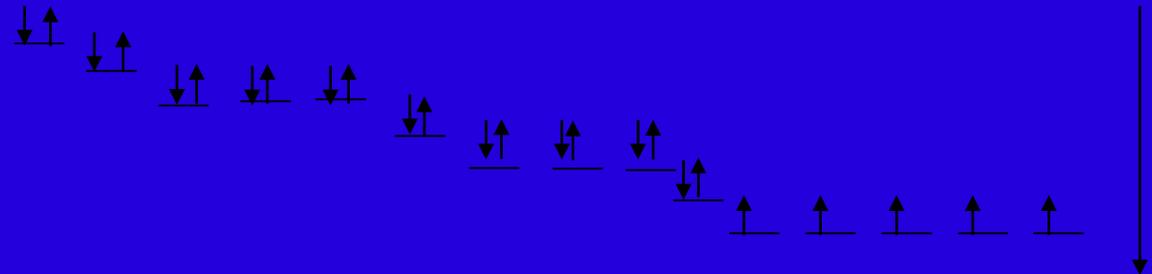
¿Porqué el Mn no es ferromagnético?

$^{55}\text{Mn}_2$

5



$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$



Cinco elétrons desemparelhados

O campo magnético se anula entre os átomos vizinhos