

## Segunda lista de exercícios

- 1) Explique o conceito de orbital atômico e faça um esboço representando os orbitais s e p.
- 2) Quantos orbitais há no nível  $n = 5$  ?
- 3) Identifique os valores do número quântico principal e do número quântico angular para os seguintes subníveis: (a) 2p; (b) 5f; (c) 3s; (d) 4d.
- 4) Quais dos seguintes conjuntos de números quânticos não são permitidos? Explique.
  - a)  $n = 3, l = 3, m_l = 0, m_s = -1/2$ ;
  - b)  $n = 4, l = 3, m_l = 2, m_s = -1/2$ ;
  - c)  $n = 4, l = 1, m_l = 1, m_s = +1/2$ ;
  - d)  $n = 2, l = 1, m_l = -1, m_s = -1$ ;
  - e)  $n = 5, l = -4, m_l = 2, m_s = +1/2$ ;
  - f)  $n = 3, l = 1, m_l = 2, m_s = -1/2$ ;
- 5) Explique por que, num átomo multieletrônico, um elétron no subnível 2s está preso mais fortemente ao núcleo do que um elétron no subnível 3s.
- 6) Para cada grupo dos elementos representativos (Grupos 1, 2 e 13 a 18) dê o número de elétrons de valência e a configuração geral dos elétrons de valência do grupo.
- 7) Explique por que, num átomo multieletrônico, um elétron no subnível 3s está preso mais fortemente ao núcleo do que um elétron no subnível 3p.
- 8) Explique os conceitos de carga nuclear efetiva e efeito blindagem.
- 9) Em que região da tabela periódica encontram-se os maiores átomos? E os menores? Explique estas tendências com base na estrutura atômica dos diversos elementos.
- 10) O que é afinidade eletrônica? Qual é a relação entre afinidade eletrônica e carga nuclear efetiva? Com base em sua resposta, explique a relação entre os valores da afinidade eletrônica para oxigênio e flúor.
- 11) Organize os elementos dos seguintes conjuntos na ordem decrescente do raio atômico: (a) enxofre, cloro, silício; (b) antimônio, bismuto, fósforo.
- 12) Explique por que o sódio ocorre como  $\text{Na}^+$  e não como  $\text{Na}^{2+}$  em compostos iônicos.

13) Indique quais os íons mais estáveis dos elementos químicos: Mg, Al, S, Cl, K, Ca e Ga. Ordene os íons em ordem crescente de raio iônico.

14) Escreva a representação de Lewis para os seguintes compostos iônicos: (a) fluoreto de potássio; (b) sulfeto de alumínio; (c) óxido de cálcio; (d) óxido de sódio; (e) composto formado por lítio e céscio; (f) composto formado por alumínio e enxofre; (g) composto formado por potássio e nitrogênio; (h) rubídio e cloro.

15) Explique o que é energia de rede ou energia reticular de sólidos iônicos.

16) Compare as ligações existentes no HF (g) e no H<sub>2</sub> (g) com as encontradas no NaF (s).

17) Indique e explique qual ligação será mais polar nos conjuntos abaixo:

- a) C — F; Si — F; Ge — F;
- b) P — Cl ou S — Cl;
- c) S — F; S — Cl; S — Br;
- d) Ti — Cl; Si — Cl; Ge — Cl.

18) Escreva as estruturas de Lewis para os seguintes compostos orgânicos e indique, em cada caso, o formato espacial das moléculas: (a) metanal ou formaldeído, H<sub>2</sub>CO, utilizado no “formol” para conservar tecidos mortos; (b) metanol, CH<sub>3</sub>OH, um composto tóxico por vezes encontrado em bebidas alcoólicas destiladas vendidas clandestinamente.

19) Explique o fenômeno de ressonância na molécula de benzeno e a consequência dele para os comprimentos médios das ligações entre átomos de carbono e para a energia destas ligações.

20) Qual a relação entre as eletronegatividades de dois átomos e o tipo de ligação que eles formarão (covalente apolar, covalente polar, iônica)?

21) Para cada uma das seguintes moléculas: (i) escreva as estruturas de Lewis; (ii) preveja a geometria molecular (incluindo os valores estimados dos ângulos de ligação); (iii) indique qual o tipo de hibridização do átomo central; (iv) indique a polaridade molecular: (a) CF<sub>4</sub>; (b) NF<sub>3</sub>; (c) OF<sub>2</sub>; (d) BF<sub>3</sub>; BeH<sub>2</sub>; (f) TeF<sub>4</sub>.