

Estructura atómica de la materia.

1. Escribe los números cuánticos que corresponden a un orbital 3d y a un electrón en un orbital 5s.

2. ¿Cómo se llaman los orbitales con $l=2$? ¿Cuántos de este tipo habrá en un nivel?

3. ¿Es posible la existencia de orbitales: 1s, 1p, 3p, 6f?

4. Indica cuales de las siguientes series de números cuánticos están permitidas para un electrón en un átomo:

(3, 1, -1) ; (2, 2, 0); (3, 1, 2) ; (4, 2, 1)

Para aquellas permitidas, ¿en qué tipo de orbital estará situado el electrón?

5. Dos electrones están situados en el mismo orbital atómico

a) ¿Cuál o cuales de los números cuánticos de esos dos electrones presentan el mismo valor?

b) ¿Cuál o cuales números cuánticos presentan diferente valor?

c) ¿Podría un tercer electrón colocarse en ese orbital?

6. Explica el significado de cada uno de los tres números cuánticos que caracterizan a un orbital e indica cuales de los siguientes grupos no son posibles, indicando la causa de la imposibilidad.

(3, 2, 2) ; (3, 0, -1) ; (4, 2, 1) ; (1, 1, 0) ; (2, -1, 0)

7.a) ¿Qué valores del número cuántico l son posibles para un valor de $n=3$?

b) ¿Cuáles son los valores de n , l y m para un orbital 4s?

c) ¿Cómo se denominan los orbitales para los que $l=3$? ¿Qué número de ellos son posibles para este valor de número cuántico l ?

8.a) ¿Qué número cuántico diferencia a un orbital 2s de uno 3s?. ¿Y a uno 3s de uno 3p?. b) indica los números cuánticos del electrón diferenciador de los siguientes elementos: F, Ca, Cr, K y Se.

9. a) Justifica por qué los orbitales de tipo p se presentan en grupos de tres. b) Indica el número de electrones desapareados en los siguientes elementos: Fe, P, Ni, S, Br y B.

10. Determina los valores posibles de los números cuánticos para: a) Un orbital d.

b) Un orbital 4d. c) Un electrón en un orbital 3s.

11. ¿Cuál es el número máximo de electrones que puede contener el nivel $n = 2$?

¿Cuántos electrones pueden existir con $n = 4$ y $l = 2$?

12. Justificar cuántos electrones pueden contener los orbitales 3d. ¿Existe el orbital 2d?

13. Indicar si son posibles las siguientes combinaciones (n , l , m) de números cuánticos para los siguientes orbitales: a) (0, 0, 0). b) (2, 0, 0). c) (1, 0, 0). d) (2, 2, 0). e) (2, 0, -1). f) (3, 2, -2). g) (4, 1, -2). h) (1, 2, 3).

14. Indicar si son posibles las siguientes combinaciones (n , l , m , s) de números cuánticos para los siguientes electrones: a) (2, 1, 0, 0). b) (2, 2, 1, $-\frac{1}{2}$). c) (2, 2, 1, -1).

15. ¿De qué orbital estamos hablando cuando $n = 5$ y $l = 2$?

16. Determina los números cuánticos de los 7 electrones del átomo de nitrógeno.

17. Que números cuánticos tiene el último electrón (llamado diferenciador) del S ($Z = 16$)?

18. Di si son posibles las siguientes configuraciones electrónicas:

a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^3$. b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3 4s^1$

19. Determina los valores que puede tomar el número cuántico m para un orbital: a) 1s.

b) 3d. c) 4p.

20. Justificar si es posible o no que existan en un átomo electrones con los siguientes números cuánticos:

a) (2, -1, 1, 1/2), b) (3, 1, 2, 1/2), c) (1, 1, -1, 1/2), d) (1, 1, 0, -1/2).

21. Escribir los números cuánticos correspondientes a cada uno de los electrones que albergan los orbitales 2p del átomo de carbono ($Z = 6$).

22. Indicar, los números cuánticos (n,l,m,s) del último electrón que completa a configuración electrónica ,en su estado fundamental, de los elementos de la tabla periódica de número atómico 32 y 35.

23.¿ Cuántos electrones puede haber con $n = 3$ en un mismo átomo?.

¿En que principio te basas?.

24. Dadas las siguientes configuraciones electrónicas:

a) $1s^2 2s^2 2p^1$.

b) $1s^2 2s^2 2p^7 3s^2$.

c) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$.

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

indica cuales corresponden a átomos en su estado fundamental, a átomos excitados o estados imposibles.

25. Dadas las configuraciones electrónicas:

A: $1s^2 3s^1$.

B: $1s^2 2s^3$.

C: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$.

D: $1s^2 2s^2 2px^2 py^0 pz^0$.

Indica razonadamente:

a) La que no cumple el principio de exclusión de Pauli.

b) La que no cumple el principio de máxima multiplicidad de Hund.

c) Las que, siendo permitidas, contienen electrones desapareados.

26. Indica cuantos electrones desapareados tienen los siguientes elementos:

Ti ; Cl ; Fe ; Be

27. Indica cual de las configuraciones electrónicas es más estable:

$1s^2 2s^2 2px^2 2py^1$ ó $1s^2 2s^2 2px^1 2py^1 2pz^1$

28. ¿Cuál o cuales de las siguientes configuraciones electrónicas corresponden a un estado fundamental o a un estado excitado para un átomo:

a) $1s^2 2s^2$

b) $1s^2 2s^1 2p^1$

c) $[\text{Ne}] 3s^2 3p^8 4s^1$

d) $[\text{Ar}] 4s^2 3d^3$

¿Alguna de ellas contradice el principio de exclusión de Pauli?

29. El elemento químico nitrógeno , de número atómico 7, dispone de 3 electrones situados en sus orbitales 2p. De las tres posibilidades que se indican:

$2px^2 2py^1$

$2px^3$

$2px^1 2py^1 2pz^1$

Indica cual es la correcta y que principios o reglas incumplen las incorrectas.

30. Dadas las configuraciones electrónicas de átomos neutros:

A $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

B $1s^2 2s^2 2p^6 6p^1$

Indica si es cierto o falso

- a) Se necesita energía para pasar de A a B
- b) A y B son elementos diferentes
- c) Se necesita menos energía para arrancar un electrón de B que de A.

31.a) Define los diferentes números cuánticos, indicando con qué letra se representan y los valores que pueden tomar. **b)** Enuncia el principio de exclusión de Pauli. **c)** A partir de los números cuánticos, deduce el número máximo de electrones que pueden tener los orbitales 3p y los orbitales 3d. **d)** Indica en qué orbitales se encuentran los electrones definidos por las siguientes combinaciones de números cuánticos: $(1,0,0,1/2)$ y $(4,1,0,-1/2)$.