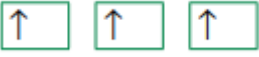
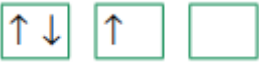


Ejercicios

CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA

1. Explica la diferencia entre órbita y orbital.
2. Indica cuántos electrones tiene un átomo si su configuración electrónica es: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$.
3. Indica cuántos orbitales quedan ocupados en el último nivel de energía de un átomo cuya configuración es: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$. ¿Qué regla has utilizado?
4. Explica por qué es posible tener dos electrones en un orbital $2s$ y seis en los orbitales $2p$.
5. Escribe la configuración electrónica de los átomos neutros de litio ($Z = 3$), sodio ($Z = 11$) y potasio ($Z = 19$).
6. Escribe la configuración electrónica del catión Li^+ .
7. Explica por qué en el nivel $n = 4$ puede haber hasta 32 electrones.
8. Escribe la configuración electrónica de los átomos neutros de flúor ($Z = 9$), cloro ($Z = 17$) y bromo ($Z = 35$).
9. Dibuja un diagrama representando los orbitales mediante círculos y los electrones mediante flechas en el que aparezcan los electrones de valencia del azufre ($Z = 16$).
10. Responde brevemente a estas preguntas sobre el modelo cuántico del átomo:
 - a) Nombra los tipos de orbitales que conoces.
 - b) ¿Cuántos orbitales diferentes se pueden encontrar en el nivel $n = 3$?
 - c) ¿Cuántos electrones puede albergar un orbital?
 - d) ¿Cuántos electrones se pueden encontrar en el nivel $n = 2$? ¿En qué orbitales está cada uno de ellos?
11. Indica si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas y corrige las que sean falsas:
 - a) Un orbital describe la trayectoria de un electrón con precisión.
 - b) En cada orbital se pueden encontrar como máximo cuatro electrones.
 - c) Existen tres orbitales del tipo p y nueve del tipo f.
 - d) Si un átomo en estado fundamental tiene el nivel 2 lleno, tiene diez electrones.

12. Indica qué está mal en estos diagramas de cajas:

- a)  Orbital 2s
- b)  Orbitales 1p
- c)  Orbitales 2p

13. Corrige, si fuera necesario, las siguientes configuraciones electrónicas:

- a) $1s^2 2s^2 2p^8 3s^2$
- b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$
- c) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 4p^6$
- d) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$

14. Escribe la configuración electrónica de los siguientes elementos químicos:

- a) Boro, $Z = 5$.
- b) Aluminio, $Z = 13$.
- c) Oxígeno, $Z = 8$.
- d) Silicio, $Z = 14$.

15. Indica cuántos electrones de valencia tienen el litio, el sodio, el potasio y el rubidio. Escribe para ello su configuración electrónica, completando la tabla:

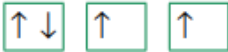
Elemento	Z	Configuración electrónica	Nº de electrones de valencia
Li	3		
Na	11		
K	19		
Rb	37		

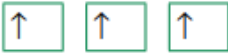
16. Dibuja un diagrama de cajas para representar los electrones de valencia del magnesio, el sodio, el fósforo y el cloro.

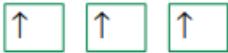
17. Indica si estas afirmaciones son verdaderas o falsas, y corrige las que sean falsas:

- a) Un electrón situado en un orbital $2p_x$ tiene menos energía que uno situado en un $2p_z$.
- b) El llenado de los orbitales 5d se produce cuando se ha completado el llenado de los orbitales 4f.
- c) La energía de los orbitales del tipo s es siempre la menor dentro de un nivel principal de energía.
- d) En el nivel $n = 4$ hay tres tipos de orbitales diferentes.

18. Indica cuál, o cuáles, de los siguientes diagramas de cajas corresponde a un estado excitado.

a)  **Orbital 2s**  **Orbitales 2p**

b)  **Orbital 2s**  **Orbitales 2p**

c)  **Orbital 2s**  **Orbitales 2p**

19. El proceso de formación de iones pasa por la ganancia o pérdida de electrones. A partir de la configuración electrónica de los siguientes iones, indica qué carga eléctrica tendrán. En cada caso, después de la configuración electrónica de cada ion se ha indicado el elemento químico al que corresponde.

- a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$; $Z_{Ca} = 20$
 b) $1s^2 2s^2 2p^6$; $Z_{Na} = 11$
 c) $1s^2 2s^2 2p^6$; $Z_{Al} = 13$
 d) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$; $Z_{Cl} = 17$

20. A partir de los resultados de la actividad anterior, indica si es posible identificar el elemento químico al que pertenece un ion por su configuración electrónica.

Soluciones

CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA

1. Explica la diferencia entre órbita y orbital.

La **órbita** es la trayectoria que llevaría un electrón alrededor del núcleo, mientras que el **orbital** no se refiere a una línea, sino a una región del espacio donde la probabilidad de encontrar un electrón es muy alta.

2. Indica cuántos electrones tiene un átomo si su configuración electrónica es: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$.

Sumando los superíndices tenemos 12 electrones.

3. Indica cuántos orbitales quedan ocupados en el último nivel de energía de un átomo cuya configuración es: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$. ¿Qué regla has utilizado?

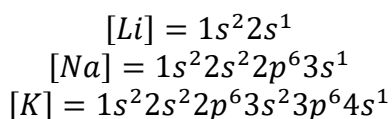
Al haber tres electrones en los orbitales p podríamos pensar que se llena uno de ellos, otro queda semilleno y el tercero queda vacío. Sin embargo, si aplicamos la **regla de la máxima multiplicidad** observamos que cada electrón queda en un orbital, por tanto, los tres quedan ocupados.

4. Explica por qué es posible tener dos electrones en un orbital $2s$ y seis en los orbitales $2p$.

La diferencia en el número de electrones en los orbitales s y p es el número de orbitales de cada una de estas dos clases que existen. Mientras que del tipo s solo hay un orbital, del tipo p hay tres, por ello se pueden albergar hasta seis en estos últimos.

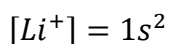
5. Escribe la configuración electrónica de los átomos neutros de litio ($Z = 3$), sodio ($Z = 11$) y potasio ($Z = 19$).

Usando el *diagrama de Möller*:



6. Escribe la configuración electrónica del catión Li^+ .

El litio tiene $Z = 3$, es decir, en estado neutro posee 3 electrones en su corteza. El superíndice + indica que ha perdido un electrón y se ha quedado cargado positivamente (catión). Por tanto, usando el *diagrama de Möller*:



7. Explica por qué en el nivel $n = 4$ puede haber hasta 32 electrones.

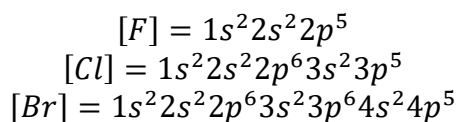
Porque en este nivel hay orbitales:

- tipo s (2 electrones)
- tipo p (6 electrones)
- tipo d (10 electrones)
- tipo f (14 electrones).

Sumando el número de electrones obtenemos 32 electrones.

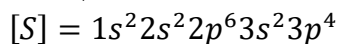
8. Escribe la configuración electrónica de los átomos neutros de flúor ($Z = 9$), cloro ($Z = 17$) y bromo ($Z = 35$).

Usando el *diagrama de Möller*:

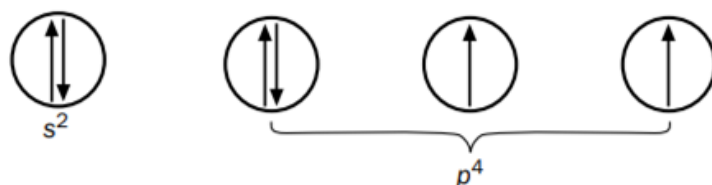


9. Dibuja un diagrama representando los orbitales mediante círculos y los electrones mediante flechas en el que aparezcan los electrones de valencia del azufre ($Z = 16$).

La configuración electrónica del azufre es:



Por lo que tiene 6 electrones de valencia repartidos de esta forma:



10. Responde brevemente a estas preguntas sobre el modelo cuántico del átomo:

a) Nombra los tipos de orbitales que conoces.

s, p, d y f

b) ¿Cuántos orbitales diferentes se pueden encontrar en el nivel $n = 3$?

Tres

c) ¿Cuántos electrones puede albergar un orbital?

Dos

d) ¿Cuántos electrones se pueden encontrar en el nivel $n = 2$? ¿En qué orbitales está cada uno de ellos?

Ocho: dos en el orbital s y seis en los orbitales p.

11. Indica si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas y corrige las que sean falsas:

a) Un orbital describe la trayectoria de un electrón con precisión.

FALSA, se trata de una región del espacio donde la probabilidad de encontrar un electrón es muy alta.

b) En cada orbital se pueden encontrar como máximo cuatro electrones.

FALSA, en cada orbital se pueden albergar dos electrones.

c) Existen tres orbitales del tipo p y nueve del tipo f.

FALSA, solo hay siete orbitales f.

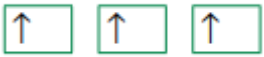
d) Si un átomo en estado fundamental tiene el nivel 2 lleno, tiene diez electrones.

VERDADERA.

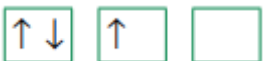
12. Indica qué está mal en estos diagramas de cajas:

a)  Orbital 2s

La representación de las flechas, ya que una de ellas se debe representar en sentido contrario.

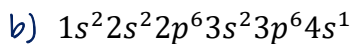
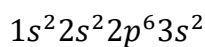
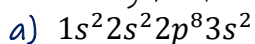
b)  Orbitales 1p

Se trata de otro nivel de energía, pues en el primero no hay orbitales tipo p.

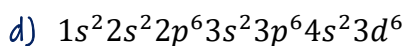
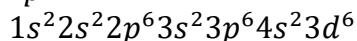
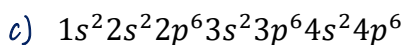
c)  Orbitales 2p

No se cumple la regla de máxima multiplicidad.

13. Corrige, si fuera necesario, las siguientes configuraciones electrónicas:

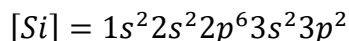
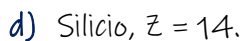
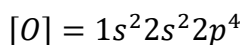
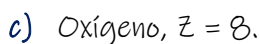
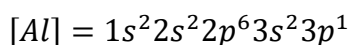
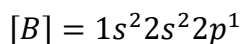
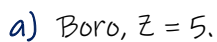


Es correcta.



Es correcta.

14. Escribe la configuración electrónica de los siguientes elementos químicos:

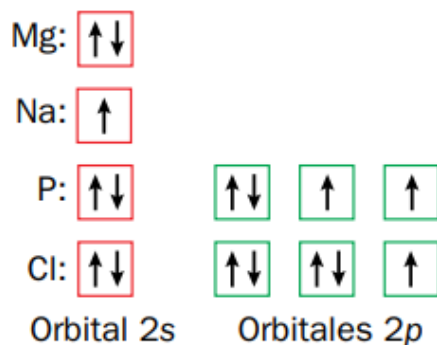


15. Indica cuántos electrones de valencia tienen el litio, el sodio, el potasio y el rubidio. Escribe para ello su configuración electrónica, completando la tabla:

Elemento	Z	Configuración electrónica	Nº de electrones de valencia
Li	3		
Na	11		
K	19		
Rb	37		

Elemento	Z	Configuración electrónica	Nº de electrones de valencia
Li	3	$1s^2 2s^1$	1
Na	11	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	1
K	19	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$	1
Rb	37	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1$	1

16. Dibuja un diagrama de cajas para representar los electrones de valencia del magnesio, el sodio, el fósforo y el cloro.



17. Indica si estas afirmaciones son verdaderas o falsas, y corrige las que sean falsas:

- a) Un electrón situado en un orbital $2p_x$ tiene menos energía que uno situado en un $2p_z$.

FALSA. Los electrones tienen la misma energía en todos los orbitales p de un mismo nivel.

- b) El llenado de los orbitales 5d se produce cuando se ha completado el llenado de los orbitales 4f.

VERDADERA.

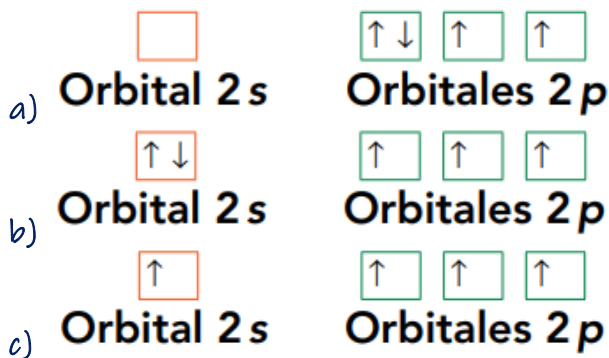
- c) La energía de los orbitales del tipo s es siempre la menor dentro de un nivel principal de energía.

VERDADERA.

- d) En el nivel $n = 4$ hay tres tipos de orbitales diferentes.

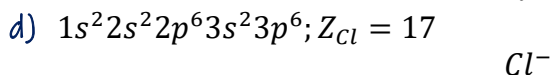
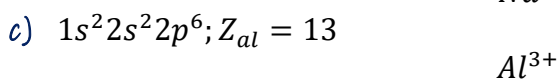
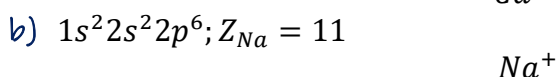
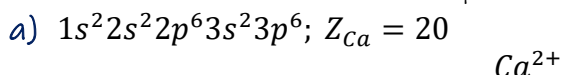
FALSA. En el nivel $n = 4$ hay cuatro tipos de orbitales.

18. Indica cuál, o cuáles, de los siguientes diagramas de cajas corresponde a un estado excitado.



Los diagramas a y c (un estado excitado es aquel cuya configuración electrónica no corresponde al estado fundamental o de mínima energía).

19. El proceso de formación de iones pasa por la ganancia o pérdida de electrones. A partir de la configuración electrónica de los siguientes iones, indica qué carga eléctrica tendrán. En cada caso, después de la configuración electrónica de cada ion se ha indicado el elemento químico al que corresponde.



20. A partir de los resultados de la actividad anterior, indica si es posible identificar el elemento químico al que pertenece un ion por su configuración electrónica.

No es posible. Para identificar un elemento químico necesitamos conocer el número de protones de su núcleo.