

QUÍMICA

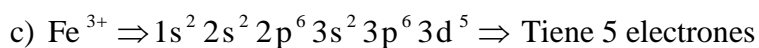
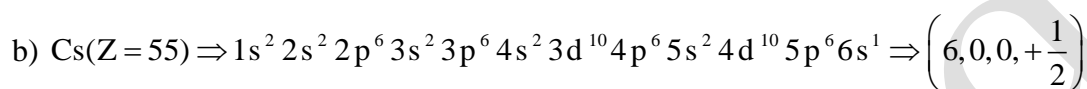
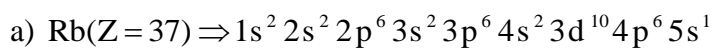
TEMA 2: LA ESTRUCTURA DEL ÁTOMO

- Junio, Ejercicio 3, Opción B
- Reserva 1, Ejercicio 2, Opción B
- Reserva 2, Ejercicio 2, Opción A
- Reserva 3, Ejercicio 2, Opción A
- Reserva 4, Ejercicio 2, Opción A
- Septiembre, Ejercicio 2, Opción A

emestrada

- a) Escriba la configuración electrónica del rubidio.
b) Indique el conjunto de números cuánticos que caracteriza al electrón externo del átomo de cesio en su estado fundamental.
c) Justifique cuántos electrones desapareados hay en el ión Fe^{3+} .
- QUÍMICA. 2015. JUNIO. EJERCICIO 3. OPCIÓN B**

R E S O L U C I Ó N



Dadas las siguientes configuraciones electrónicas de capa de valencia: 1) ns^1 ; 2) $ns^2 np^1$

a) Indique, razonadamente, el grupo al que corresponde cada una de ellas.

b) Nombre dos elementos de cada uno de los grupos anteriores.

c) Razone cuáles serían los estados de oxidación más estables de los elementos de esos grupos.

QUÍMICA. 2015. RESERVA 1. EJERCICIO 2. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

1) ns^1 . Es la configuración electrónica general del grupo 1, hidrógeno y alcalinos: litio, sodio, potasio, rubidio, cesio y francio. Su estado de oxidación más probable será +1 ya que tenderán a perder un electrón con facilidad por su gran tamaño atómico (son los elementos más voluminosos en cada período) y porque con ello adquieren configuración de gas noble.

2) $ns^2 np^1$. Es la configuración electrónica general del grupo 13: boro, aluminio, galio, indio y talio. Su estado de oxidación más probable será +3 ya que tenderán a perder tres electrones porque con ello adquieren configuración de gas noble.

Razone si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- a) La primera energía de ionización del Al es mayor que la del Cl.**
 - b) El radio atómico del Fe es mayor que el del K.**
 - c) Es más difícil arrancar un electrón del ión sodio (Na^+) que del átomo de neón.**
- QUÍMICA. 2015. RESERVA 2. EJERCICIO 2. OPCIÓN A**

R E S O L U C I Ó N

a) Falsa. La energía o potencial de ionización es la energía que se debe suministrar a un átomo neutro, gas y en estado fundamental para arrancarle el electrón más externo, convirtiéndolo en un ión positivo. En los periodos aumenta hacia la derecha, porque los no metales tienden a ganar electrones y no a perderlos, y en los grupos disminuye al bajar porque como aumenta el radio atómico es más fácil arrancar el electrón. Por ello, la primera energía de ionización del cloro es mayor que la del aluminio.

b) Falsa. El radio atómico en un el periodo disminuye ya que va aumentando la carga nuclear y los protones atraen con más fuerza a los electrones. En el grupo aumenta el radio atómico ya que va aumentando el número de capas. Por lo tanto, el radio atómico del potasio es mayor que del hierro.

c) Cierta. Los dos tienen el mismo número de electrones, pero el Na^+ tiene mayor carga nuclear, por lo que es más difícil arrancarle un electrón.

- a) Escriba la configuración electrónica de los iones Cl^- ($Z = 17$) y K^+ ($Z = 19$).
- b) Razone cuál de los dos iones tendrá mayor radio.
- c) Razone entre los átomos de Cl y K cuál tendrá mayor energía de ionización.
- QUÍMICA. 2015. RESERVA 3. EJERCICIO 2. OPCIÓN A**

R E S O L U C I Ó N

a) Cl^- ($Z = 17$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ y K^+ ($Z = 19$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

b) Al perder el potasio su único electrón del cuarto nivel, reducirá de forma ostensible su tamaño y, contrariamente, el cloro aumentará el suyo cuando entre un nuevo electrón en el átomo debido a la repulsión electrónica con el resto de electrones. Por tanto, el Cl^- tendrá mayor radio que el K^+ .

c) El cloro tiene mayor energía de ionización que el potasio, ya que el átomo de cloro es más pequeño que el de potasio y, por lo tanto, sus electrones estarán más fuertemente atraídos por el núcleo.

Dados los elementos A, B y C de números atómicos 8, 20 y 35, respectivamente:

a) Escriba la estructura electrónica de esos elementos.

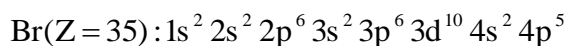
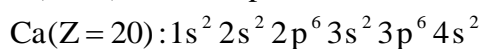
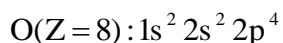
b) Justifique el grupo y periodo a los que pertenecen en base a la configuración electrónica.

c) Indique, razonadamente, cuál es el ión más estable de cada uno de ellos y escriba su configuración electrónica.

QUÍMICA. 2015. RESERVA 4. EJERCICIO 2. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a)



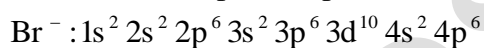
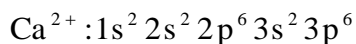
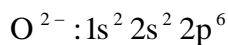
b)

O: Grupo 16 y Periodo 2

Ca: Grupo 2 y Periodo 4

Br: Grupo 17 y Periodo 4

c)



a) Razone si para un electrón son posibles las siguientes series de números cuánticos:

$(0, 0, 0, +1/2)$; $(1, 1, 0, +1/2)$; $(2, 1, -1, +1/2)$; $(3, 2, 1, +1/2)$.

b) Indica en qué orbital se encuentra el electrón en cada una de las combinaciones posibles.

c) Razona en cuál de ellas la energía sería mayor.

QUIMICA. 2015. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 2 OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a)

$(0, 0, 0, +1/2)$ No es posible, ya que n no puede valer 0.

$(1, 1, 0, +1/2)$ No es posible, ya que si $n = 1$, entonces l no puede valer 1.

$(2, 1, -1, +1/2)$ Si es posible.

$(3, 2, 1, +1/2)$ Si es posible.

b) Orbital 2p $(2, 1, -1, +1/2)$

Orbital 3d $(3, 2, 1, +1/2)$

c) Orbital 3d $(3, 2, 1, +1/2)$. Ya que según la regla: $n + 1$, en un orbital 2p ($n + 1 = 2 + 1 = 3$), mientras que en un orbital 3d ($n + 1 = 3 + 2 = 5$)