

QUÍMICA

TEMA 2: LA ESTRUCTURA DEL ÁTOMO

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

emestrada

Dado el elemento de $Z = 19$:

a) Escriba su configuración electrónica.

b) Indique a qué grupo y periodo pertenece.

c) ¿Cuáles son los valores posibles que pueden tomar los números cuánticos de su electrón más externo?

QUÍMICA. 2003. JUNIO. EJERCICIO 2. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

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

b) Grupo 1, 4º período.

c) $(4,0,0,1/2)$ o $(4,0,0,-1/2)$

Emestrada

- a) Indique cuáles de los siguientes grupos de números cuánticos son posibles para un electrón en un átomo: $\left(4, 2, 0, +\frac{1}{2}\right)$; $\left(3, 3, 2, -\frac{1}{2}\right)$; $\left(2, 0, 1, +\frac{1}{2}\right)$; $\left(3, 2, -2, -\frac{1}{2}\right)$; $\left(2, 0, 0, -\frac{1}{2}\right)$
- b) De las combinaciones de números cuánticos anteriores que sean correctas, indique el orbital donde se encuentra el electrón.
- c) Enumere los orbitales del apartado anterior en orden creciente de energía.
- QUÍMICA. 2003. RESERVA 1. EJERCICIO 2. OPCIÓN A**

R E S O L U C I Ó N

a y b)

$\left(4, 2, 0, +\frac{1}{2}\right)$ está permitido y representa un electrón en un orbital 4d.

$\left(3, 3, 2, -\frac{1}{2}\right)$ no es posible por el número cuántico secundario, l, ha de ser menor que el principal, n.

$\left(2, 0, 1, +\frac{1}{2}\right)$ no es posible por el número cuántico magnético, m, no puede ser mayor que el secundario, l.

$\left(3, 2, -2, -\frac{1}{2}\right)$ está permitido y representa un electrón en un orbital 3d.

$\left(2, 0, 0, -\frac{1}{2}\right)$ está permitido y representa un electrón en un orbital 2s.

c) El orden creciente de las energías de los tres orbitales anteriores, teniendo en cuenta que el valor de ésta viene dado por la suma de $n + l$, será: 2s (2+0) < 3d (3+2) < 4d (4+2).

Dadas las siguientes configuraciones electrónicas de la capa de valencia:

1) ns^1 2) $ns^2 np^4$ 3) $ns^2 np^6$

- a) Indique el grupo al que corresponde cada una de ellas.
b) Nombre dos elementos de cada uno de los grupos anteriores.
c) Razone cuáles serán los estados de oxidación más estables de los elementos de esos grupos.

QUÍMICA. 2003. RESERVA 2. EJERCICIO 2. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) 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.

b) $ns^2 np^4$. Es la configuración electrónica general del grupo 16, anfígenos: oxígeno, azufre, selenio, telurio y polonio. Su estado de oxidación más probable será -2 ya que tenderán a ganar dos electrones con facilidad (son átomo muy pequeños comparados con los de su mismo período) para adquirir con ello configuración de gas noble.

c) $ns^2 np^6$. Es la configuración electrónica general del grupo 18, gases nobles: neón, argón, kriptón, xenón y radón. El helio pertenece a este grupo pero no tiene ese tipo de configuración electrónica ($1s^2$). Debido a sus configuraciones tan estables ni perderán ni ganarán electrones y su estado de oxidación será 0.

- a) Defina el concepto de energía de ionización de un elemento.
b) Justifique por qué la primera energía de ionización disminuye al descender en un grupo de la tabla periódica.
c) Dados los elementos F, Ne y Na, ordénelos de mayor a menor energía de ionización.
- QUÍMICA. 2003. RESERVA 3. EJERCICIO 2. OPCIÓN A**

R E S O L U C I Ó N

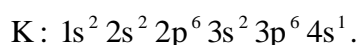
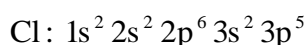
- a) Energía mínima necesaria para separar un electrón de un átomo neutro gaseoso en su estado fundamental. Se puede hablar de sucesivas energías de ionización si se trata de arrancar un segundo, un tercer, etc..., electrón del átomo.
- b) Porque aumenta el tamaño del átomo, los electrones de la capa de valencia se encuentran más alejados del núcleo y, por tanto, menos atraídos, es por ello que habrá que aportar menos energía para arrancarlos.
- c) Utilizando el criterio del apartado anterior (tamaño) y el hecho de que el sodio adquiera configuración de gas noble al perder un electrón, el orden decreciente será: $Ne > F > Na$. Concretamente, las energías de ionización de los tres son 2081, 1681 y 495 kJ/mol.

- a) Escriba las configuraciones electrónicas del cloro ($Z = 17$) y del potasio ($Z = 19$).
b) ¿Cuáles serán los iones más estables a que darán lugar los átomos anteriores?
c) ¿Cuál de esos iones tendrá menor radio?

QUÍMICA. 2003. RESERVA 4. EJERCICIO 3. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a)



b) Lógicamente, el cloro tenderá a ganar un electrón con facilidad por su reducido tamaño y porque con ello adquiere configuración de gas noble, luego su ión más estable será el ión cloruro: Cl^- . Justamente al contrario sucederá con el potasio: debido a su gran tamaño y a que perdiendo un electrón adquiere configuración de gas noble, perderá con relativa facilidad su electrón del cuarto nivel y su ión más estable será: K^+ .

c) 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 potasio (+1) tendrá menor radio que el cloro (-1).

Cuatro elementos que llamaremos A, B, C y D tienen, respectivamente, los números atómicos: 2, 11, 17 y 25. Indique:

- a) El grupo y el periodo al que pertenecen.**
- b) Cuáles son metales.**
- c) El elemento que tiene mayor afinidad electrónica.**

QUÍMICA. 2003. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 2. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

- a) A los grupos 18, 1, 17 y 7 y a los periodos 1º, 3º, 3º y 4º, respectivamente. Se trata de los elementos He, Na, Cl y Mn.
- b) El B y el D (sodio y manganeso respectivamente).
- c) El de mayor afinidad electrónica será el que siendo más pequeño adquiera más estabilidad cuando gane un electrón por acercarse su configuración a la de gas noble. En este caso es el cloro (C). Su reducido tamaño hace que el electrón que gane esté atraído fuertemente por el núcleo y además, cuando gane un electrón, el cloro adquiere configuración electrónica de argón.