

# SOLUCIONES EJERCICIOS ESTRUCTURA ATÓMICA

## Partículas atómicas

**A07** Da la composición nuclear del  $^{14}_6\text{C}$ .

Solución

$A = 6 \Rightarrow$  posee 6 protones.  $A = 14 \Rightarrow$  posee 8 neutrones.

**A08** Indica toda la información contenida en  $^{12}_6\text{C}$ ,  $^{16}_8\text{O}$ ,  $^{14}_7\text{N}$ .

Solución

$^{12}_6\text{C}$	$^{16}_8\text{O}$	$^{14}_7\text{N}$
Número Protones = 6	Número Protones = 8	Número Protones = 7
Número Neutrones = 6	Número Neutrones = 8	Número Neutrones = 7
Número Electrones = 6	Número Electrones = 8	Número Electrones = 7

**A09** Completa la siguiente tabla:

Especie química	Número atómico	Número de protones	Número de electrones	Número de neutrones	Número másico
Ca			20	20	
$\text{O}^{2-}$			10		17
Co	27				59
N		7			14
$\text{K}^+$	19			20	

Solución

Especie química	Número atómico	Número de protones	Número de electrones	Número de neutrones	Número másico
Ca	20	20	20	20	40
$\text{O}^{2-}$	8	8	10	7	17
Co	27	27	27	27	59
N	7	7	7	7	14
$\text{K}^+$	19	19	20	20	39

## Números cuánticos y configuraciones electrónicas

**A10** Indica si son posibles los siguientes conjuntos de números cuánticos y, si no lo son, haz las correcciones necesarias para que sean posibles ( $n, \ell, m, s$ ):

a) (3, 0, 0, +1/2)   b) (4, 2, 2, +1/2)   c) (2, 1, 1, -1/2)   d) (7, 2, 3, -1/2)   e) (0, 1, 0, +1/2)   f) (3, 0, 0, -1/2)

Solución

(3, 0, 0, +1/2): es posible pues  $n$  puede ser 1, 2, 3, ... y  $n = 3$ ;  $0 \leq \ell \leq n-1$  y  $\ell = 0$ ;  $-\ell \leq m \leq \ell$  y  $m = 0$ ;  $s = \pm 1/2$  y  $s = 1/2$ .  
 (4, 2, 2, 1/2): es posible pues  $n$  puede ser 1, 2, 3, ... y  $n = 4$ ;  $0 \leq \ell \leq n-1$  y  $\ell = 2$ ;  $-\ell \leq m \leq \ell$  y  $m = 2$ ;  $s = \pm 1/2$  y  $s = 1/2$ .  
 (2, 1, 1, -1/2): es posible pues  $n$  puede ser 1, 2, 3, ... y  $n = 2$ ;  $0 \leq \ell \leq n-1$  y  $\ell = 1$ ;  $-\ell \leq m \leq \ell$  y  $m = 1$ ;  $s = \pm 1/2$  y  $s = -1/2$ .  
 (7, 2, 3, -1/2): no es posible, ya que si  $\ell = 2$ ,  $m$  solo puede adoptar los valores: 2, 1, 0, -1, -2.  
 (0, 1, 0, 1/2): no es posible ya que el número cuántico  $n$  no puede valer 0.  
 (3, 0, 0, -1/2): es posible pues  $n$  puede ser 1, 2, 3, ... y  $n = 3$ ;  $0 \leq \ell \leq n-1$  y  $\ell = 0$ ;  $-\ell \leq m \leq \ell$  y  $m = 0$ ;  $s = \pm 1/2$  y  $s = -1/2$ .

**A11** Indica si son posibles los siguientes conjuntos de números cuánticos y, si no lo son, haz las correcciones necesarias para que sean posibles:

a) (2, 1, 0, +1/2)   b) (3, 3, 0, -1/2)   c) (4, 0, 0, -1/2)   d) (6, 4, 5, -1/2)   e) (1, 1, 0, +1/2)   f) (5, 2, 2, +1/2)

Solución

Los conjuntos de números cuánticos representan los valores ( $n, \ell, m$  y  $s$ ). El valor de cada número cuántico depende del anterior, tal y como se explica en la teoría. El cuarto número cuántico sólo puede adoptar los valores +1/2 y -1/2.

a) (2, 1, 0, +1/2): sí es posible porque todos los números están permitidos.  
 b) (3, 3, 0, -1/2): no es posible. Si el número cuántico  $n = 3$ ,  $\ell$  solo puede adoptar los valores 0, 1 o 2. En este conjunto se indica que  $\ell = 3$ .  
 c) (4, 0, 0, -1/2): sí es posible. Todos los números están permitidos.  
 d) (6, 4, 5, -1/2): no es posible. Si el número cuántico  $\ell = 4$ ,  $m$  solo puede adoptar los valores entre  $-\ell$  (-4) y  $+\ell$  (+4). En este conjunto se indica que  $m = 5$ .  
 e) (1, 1, 0, 1/2): no es posible. Si el número cuántico  $n = 1$ ,  $\ell$  solo puede adoptar el valor 0. En este conjunto se indica que  $\ell = 1$ .  
 f) (5, 2, 2, 1/2): sí es posible pues todos los números están permitidos.

## SOLUCIONES EJERCICIOS ESTRUCTURA ATÓMICA

- A12** Identifica el tipo de orbital en el que se encuentra cada uno de los electrones definidos por los números cuánticos del ejercicio anterior.

Solución

El primer número cuántico ( $n$ ) indica el nivel de energía y el segundo ( $\ell$ ), el tipo de orbital. Dado que:

Valor de $\ell$	0	1	2	3
Tipo de orbital	s	p	d	f

- a) (2, 1, 0, +1/2): el electrón está en un orbital tipo p.  
 c) (4, 0, 0, -1/2): el electrón está en un orbital tipo s.  
 f) (5, 2, 2, 1/2): el electrón está en un orbital tipo d.

- A13** Determina la distribución electrónica de Li, Na y K. A la vista de sus configuraciones electrónicas, ¿en qué reside la semejanza de los elementos del primer grupo del sistema periódico.

Solución

Li ( $Z = 3$ ):  $1s^2 2s^1$   
 Na ( $Z = 11$ ):  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$   $\Rightarrow$  Todos tienen un único electrón tipo s en su orbital más externo  
 K ( $Z = 19$ ):  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$

- A14** ¿En qué residirá la semejanza de los elementos del segundo grupo? Verifícalo estableciendo las estructuras electrónicas de Be, Mg y Ca.

Solución

Be ( $Z = 4$ ):  $1s^2 2s^2$   
 Mg ( $Z = 12$ ):  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$   $\Rightarrow$  Todos tienen dos electrones tipo s en su orbital más externo  
 Ca ( $Z = 20$ ):  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$

- A15** En la tabla siguiente se indica el número de electrones que tienen en el penúltimo nivel ( $n-1$ ) y en el último nivel ( $n$ ) los halógenos, los gases nobles y los metales alcalinos. ¿Qué justificación hay para que los elementos de cada grupo tengan parecidas propiedades químicas? ¿Qué diferencias existen entre las estructuras electrónicas de los halógenos y de los alcalinos con respecto a las de los gases nobles? ¿Cómo podría adquirir un átomo de metal alcalino la configuración electrónica externa típica de un gas noble? ¿Cómo podría adquirir un átomo de halógeno la configuración electrónica externa típica de un gas noble?

HALÓGENOS			GASES NOBLES			ALCALINOS		
elemento	$n-1$	$n$	elemento	$n-1$	$n$	elemento	$n-1$	$n$
--	--	--	He	--	2	Li	2	1
F	2	7	Ne	2	8	Na	8	1
Cl	8	7	Ar	8	8	K	8	1
Br	18	7	Kr	18	8	Rb	8	1
I	18	7	Xe	18	8	Cs	8	1
At	32	7	Ra	32	8	Fr	8	1

Solución

Todos los átomos de los elementos que pertenecen a una misma familia tienen el mismo número de electrones en su último nivel. Los halógenos poseen un electrón menos que los gases nobles y los alcalinos un electrón más. Por lo tanto para adquirir la configuración de gas noble, los alcalinos deben perder un electrón, y los halógenos ganar un electrón

- A16** Escribe la configuración electrónica de los siguientes elementos: a) Ca; b) Sn; c) Cs; d) N; e) I; f) Ba; g) Al; h) Xe

Solución

- a) Ca ( $Z = 20$ ):  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$   
 b) Sn ( $Z = 50$ ):  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^2$   
 c) Cs ( $Z = 55$ ):  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^1$   
 d) N ( $Z = 7$ ):  $1s^2 2s^2 2p^3$   
 e) I ( $Z = 53$ ):  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^5$   
 f) Ba ( $Z = 56$ ):  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2$   
 g) Al ( $Z = 13$ ):  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$   
 h) Xe ( $Z = 54$ ):  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6$

- A17** ¿Cuántos electrones, protones y neutrones tiene un átomo de cada uno de los siguientes elementos:

a) F; b) Fe; c) Br; d) Mg; e) Si; f) O.

¿Cuántos electrones constituyen la capa más externa de cada uno de ellos? ¿Cómo podría adquirir cada uno de ellos la configuración más externa típica de un gas noble?

Solución

Para determinar el número de neutrones es preciso conocer el número másico. Sólo podemos especificar el número de protones y electrones, que coinciden en para cada elemento y viene dado por  $Z$ . Luego:

## SOLUCIONES EJERCICIOS ESTRUCTURA ATÓMICA

	configuración	Capa externa	Config. gas noble
F (Z = 9)	$1s^2 2s^2 2p^5$	7 electrones	ganando $1e^-$
Fe (Z = 26)	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$	2 electrones	perdiendo 2
Br (Z = 35)	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$	7 electrones	ganando $1e^-$
Mg (Z = 12)	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	2 electrones	perdiendo $2e^-$
Si (Z = 14)	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$	4 electrones	ganando/perdiendo $4e^-$
O (Z = 8)	$1s^2 2s^2 2p^4$	6 electrones	ganando $2e^-$

**A18** Explica cuántos electrones puede haber en todos los orbitales del nivel  $n = 3$ .

Solución

Dado que un orbital está caracterizado por la terna  $(n, \ell, m)$ , las combinaciones permitidas de  $(n, \ell, m)$  con  $n = 3$  son:

n	$\ell$	m	Orbitales $(n, \ell, m)$	Nº orbitales
3	0	0	(3,0,0)	1
	1	-1, 0, +1	(3,1,1); (3,1,0); (3,1,-1)	3
	2	-2, -1, 0, +1, +2	(3,2,2); (3,2,1); (3,2,0); (3,1,-1); (3,1,-2)	5
Nº total de orbitales				9

Y dado que en cada orbital puede haber hasta 2 electrones  $(n, \ell, m, s = \pm 1/2)$ , en el nivel  $n = 3$  puede haber 18 electrones.

**A19** ¿Qué quiere decir que un átomo se encuentra en un estado excitado?

Solución

Que hay estados de la configuración fundamental no ocupados, y electrones en estados de energía superior a los de la configuración fundamental.

**A20** Estudia si las siguientes configuraciones electrónicas corresponden a un átomo en estado fundamental, prohibido o excitado:

- a)  $1s^2 2s^2 2p^6 4s^1$       b)  $1s^2 2s^2 2p^5$       c)  $1s^2 2s^2 2p^7 3s^2$       d)  $1s^2 2s^1 2p^6 3s^1$

Solución

- a) Corresponde a un átomo en estado excitado, ya que el electrón que se encuentra en el orbital  $4s$  no está en el orbital de menor energía posible (sería el  $3s$ ).  
 b) Corresponde a un átomo en estado fundamental. Todos los electrones se encuentran en el orbital de menor energía posible y en cada orbital hay, como máximo, 2 electrones (consecuencia del principio de exclusión).  
 c) Corresponde a un átomo en estado prohibido. Es imposible que haya 7 electrones en los tres orbitales  $2p$ . Si así fuese, en uno de los orbitales habría 3 electrones, lo que indicaría que dos de ellos tendrían los 4 números cuánticos iguales. Esto va en contra del principio de exclusión.  
 d) Corresponde a un átomo en estado excitado. Uno de los electrones que deberían estar en el orbital  $2s$  ha pasado al orbital  $3s$ , de mayor energía.

**A21** Estudia si las siguientes configuraciones electrónicas corresponden a un átomo en estado fundamental, prohibido o excitado:

- a)  $1s^2 2s^2 2p^5 4s^2$       b)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 2p^3$       c)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{14} 4p^6$

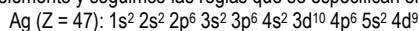
Solución

- a)  $1s^2 2s^2 2p^5 4s^2$ : corresponde a un átomo en estado excitado ya que los dos últimos electrones no se encuentran en el nivel de menor energía posible, el cual sería:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ .  
 b)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 2p^3$ : corresponde a un átomo en estado fundamental. Suponemos que los electrones que están en los tres orbitales  $3p$  están desapareados.  
 c)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{14} 4p^6$ : corresponde a un átomo en estado prohibido, ya que en los cinco orbitales  $3d$  solo entran hasta 10 electrones, y no 14 como aquí se indica.

**A22** Escribe la configuración electrónica de la plata y anota los conjuntos de números cuánticos que definen sus electrones del último nivel.

Solución

Localizamos el número atómico del elemento y seguimos las reglas que se especifican en la página 90:



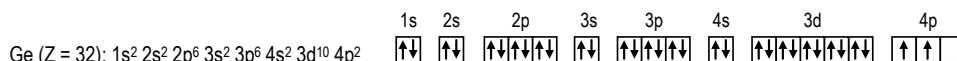
Los electrones del último nivel se encuentran en el orbital  $5s$ . Sus números cuánticos son:

$$(5, 0, 0, +1/2), (5, 0, 0, -1/2)$$

**A23** Escribe la configuración electrónica del germanio e indica los números cuánticos que definen sus electrones del último nivel.

Solución

## SOLUCIONES EJERCICIOS ESTRUCTURA ATÓMICA



El último nivel del Ge es el 4. En él tiene 2 electrones en el orbital 4s y los otros 2, en orbitales 4p (uno en cada uno y desapareados). Los conjuntos de números cuánticos que definen estos electrones son:

$(4, 0, 0, +1/2); (4, 0, 0, -1/2); (4, 1, 1, +1/2); (4, 1, 0, +1/2)$

Nota: los dos últimos electrones deben tener el mismo espín (podría ser  $-1/2$ ) y deben estar en distintos orbitales p (el número cuántico magnético debe ser distinto).

**A24** Observando su colocación en la tabla periódica, especifica la configuración del nivel de valencia de:

a) Ar b) Ga c) Sn d) Ba e) Fe f) Br

Solución

	Ar	Ga	Sn	Ba	Fe	Br
Grupo	18	13	14	2	8	17
Período	3	4	5	6	4	4
Config nivel de valencia	$3s^2 3p^6$	$4s^2 4p^1$	$5s^2 5p^2$	$6s^2$	$4s^2 3d^6$	$4s^2 4p^5$

**A25** Explica si en un átomo pueden existir los niveles de energía:

a) 2d b) 7s c) 3p d) 3f e) 1p f) 5f g) 5d h) 4d

Solución

- a) Los orbitales d implican que  $\ell = 2$ . El valor máximo que puede admitir el número cuántico  $\ell$  es  $(n - 1)$ . Si  $n = 2$ ,  $\ell$  solo puede adoptar los valores 0 y 1; en consecuencia, no pueden existir orbitales d en el nivel 2.
- b) Los orbitales s implican que  $\ell = 0$ . En todos los niveles de energía existen orbitales s; por tanto, el orbital 7s sí existe.
- c) Los orbitales p implican que  $\ell = 1$ . Existen orbitales p a partir del segundo nivel de energía, ya que si  $n = 2$ ,  $\ell$  puede adoptar los valores 0 y 1. El orbital 3p sí que existe.
- d) Los orbitales f implican que  $\ell = 3$ . En el nivel  $n = 3$ ,  $\ell$  solo puede adoptar los valores 0, 1 y 2; por tanto, no puede existir el orbital 3f.
- e) El orbital 1p no existe. Si  $n = 1$ ,  $\ell$  solo puede adoptar el valor 0, que es compatible con los orbitales de tipo s.
- f) Los orbitales f implican que  $\ell = 3$ . En el nivel  $n = 5$ ,  $\ell$  puede adoptar los valores 0, 1, 2, 3 y 4; por tanto, sí puede existir el orbital 5f.
- g) Los orbitales d implican que  $\ell = 2$ . El valor máximo que puede admitir el número cuántico  $\ell$  es  $(n - 1)$ . Si  $n = 5$ ,  $\ell$  puede adoptar los valores 0, 1, 2, 3 y 4; en consecuencia, sí pueden existir orbitales d en el nivel 5.
- h) Como se justificó en el apartado g), sí pueden existir orbitales d.

**A26** Explica la diferencia entre órbita y orbital.

Solución

Órbita es un concepto del modelo atómico de Bohr. Se refiere a la trayectoria que describe el electrón (partícula) en su movimiento alrededor del núcleo. Orbital es un concepto del modelo mecanocuántico del átomo. Se puede interpretar como la región del espacio en la que hay una probabilidad superior al 90 % de encontrar a un electrón (onda).

**A27** ¿Qué números cuánticos puedes aplicar, sin ninguna duda, a los siguientes orbitales?

a) 3d b) 7f c) 4s d) 2p

Solución

Un orbital está definido por tres números cuánticos:  $(n, \ell, m)$ . Dado que  $n$  y  $\ell$  están fijados, y  $m$  puede variar:  $-\ell \leq m \leq \ell$  será:

- a) 3d :  $n = 3$  y  $\ell = 2$ .  $m$  puede tener los valores:  $-2, -1, 0, 1, 2$ .
- b) 7f :  $n = 7$  y  $\ell = 3$ .  $m$  puede tener los valores:  $-3, -2, -1, 0, 1, 2, 3$ .
- c) 4s :  $n = 4$ ,  $\ell = 0$ ,  $m = 0$ .
- d) 2p :  $n = 2$  y  $\ell = 1$ .  $m$  puede tener los 3 valores:  $-1, 0, 1$ .

**A28** ¿Qué significa que no podemos tener una probabilidad del 100 % de que el electrón esté en un determinado punto del átomo?

Solución

Que no sabemos con certeza donde se encuentra un electrón. Hay una incertidumbre en la determinación de la posición del electrón pues toda la información sobre un electrón está contenida en el orbital, y este solo permite conocer la probabilidad de que el electrón se encuentre en una cierta región del espacio. Además, ni siquiera tiene sentido hablar de la posición del electrón, pues el electrón no es una partícula.

**A29** Explica si las siguientes configuraciones electrónicas son posibles:

a)  $1s^2 2s^2 2p^6$  b)  $1s^2 3p^2$  c)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^3$  d)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^{10}$

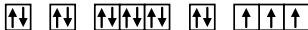

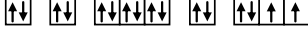
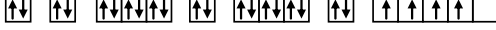
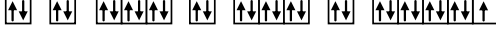
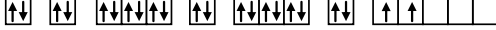
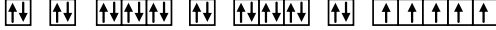


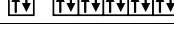
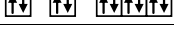
Solución

## SOLUCIONES EJERCICIOS ESTRUCTURA ATÓMICA

- a) Es posible. Todos los orbitales son posibles (1s, 2s, 2p), están ordenados correctamente según energías crecientes, y se respeta el principio de exclusión de Pauli. Representa, en concreto, una configuración electrónica en su estado fundamental.
- b) Es posible. Todos los orbitales son posibles, están ordenados correctamente según energías crecientes, aunque se trata de una configuración electrónica excitada, y se respeta el principio de exclusión de Pauli.
- c) No es posible.  $3s^3$  representaría un único orbital tipo s con tres electrones, y por lo tanto no se respetaría el principio de exclusión de Pauli, principio que establece, como máximos, dos estados electrónicos en cada orbital.
- d) No es posible.  $3p^{10}$  representaría que en la configuración electrónica existen diez electrones en tres orbitales tipo p, y por lo tanto no se cumpliría tampoco el principio de exclusión de Pauli.

**A30** Representar las estructuras electrónicas en el esquema de celdas para: P, Fe, S, Cr, Cu, Ti, Mn,  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{I}^-$ ,  $\text{O}^{2-}$ ,  $\text{N}^{3-}$ .

### Solución

P (Z = 15)	1s <sup>2</sup> , 2s <sup>2</sup> , 2p <sup>6</sup> , 3s <sup>2</sup> , 3p <sup>3</sup>	
Fe (Z = 26)	1s <sup>2</sup> , 2s <sup>2</sup> , 2p <sup>6</sup> , 3s <sup>2</sup> , 3p <sup>6</sup> , 4s <sup>2</sup> , 3d <sup>6</sup>	
S (Z = 16)	1s <sup>2</sup> , 2s <sup>2</sup> , 2p <sup>6</sup> , 3s <sup>2</sup> , 3p <sup>4</sup>	
Cr (Z = 24)	1s <sup>2</sup> , 2s <sup>2</sup> , 2p <sup>6</sup> , 3s <sup>2</sup> , 3p <sup>6</sup> , 4s <sup>2</sup> , 3d <sup>4</sup>	
Cu (Z = 29)	1s <sup>2</sup> , 2s <sup>2</sup> , 2p <sup>6</sup> , 3s <sup>2</sup> , 3p <sup>6</sup> , 4s <sup>2</sup> , 3d <sup>9</sup>	
Ti (Z = 22)	1s <sup>2</sup> , 2s <sup>2</sup> , 2p <sup>6</sup> , 3s <sup>2</sup> , 3p <sup>6</sup> , 4s <sup>2</sup> , 3d <sup>2</sup>	
Mn (Z = 25)	1s <sup>2</sup> , 2s <sup>2</sup> , 2p <sup>6</sup> , 3s <sup>2</sup> , 3p <sup>6</sup> , 4s <sup>2</sup> , 3d <sup>5</sup>	
Mg <sup>2+</sup> (Z = 12)	1s <sup>2</sup> , 2s <sup>2</sup> , 2p <sup>6</sup>	
I <sup>-</sup> (Z = 53)	1s <sup>2</sup> , 2s <sup>2</sup> , 2p <sup>6</sup> , 3s <sup>2</sup> , 3p <sup>6</sup> , 4s <sup>2</sup> , 3d <sup>10</sup> , 4p <sup>6</sup> , 5s <sup>2</sup> , 4d <sup>10</sup> , 5p <sup>6</sup>	
O <sup>2-</sup> (Z = 8)	1s <sup>2</sup> , 2s <sup>2</sup> , 2p <sup>6</sup>	
N <sup>3-</sup> (Z = 7)	1s <sup>2</sup> , 2s <sup>2</sup> , 2p <sup>6</sup>	

**A31** Señalar qué es incorrecto en los siguientes esquemas de celdas para un átomo en estado fundamental

- a)  b) 
- c)  d) 

**Solución**

- a) En el orbital 1s no se cumple el principio de exclusión de Pauli. Los dos electrones tienen el mismo spin, y por lo tanto los cuatro números cuánticos iguales.
- b) No se cumple el principio de máxima multiplicidad de Hund en el subnivel 2p. Dos electrones llenan un orbital, mientras existen dos orbitales totalmente desocupados.
- c) No es una configuración fundamental (mínima energía), pues existe un orbital 1s parcialmente desocupado.
- d) El orbital 2s no cumple el principio de exclusión de Pauli.

## Tabla periódica. Propiedades Periódicas

**A32** Completa con los símbolos de los elementos la siguiente tabla periódica.

[illegible]

## SOLUCIONES EJERCICIOS ESTRUCTURA ATÓMICA

### Solución

H																	He
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rd
Fr	Ra	Ac															

- A33** En qué grupo y en qué periodo estarán los elementos cuya configuración del nivel de valencia es:  
a)  $5s^2$    b)  $4s^2 3d^5$    c)  $3s^2 3p^2$    d)  $4s^2 4p^6$    e)  $5s^2 4d^9$    f)  $4s^1$

### Solución

Conf. nivel de valencia	5s <sup>2</sup>	4s <sup>2</sup> 3d <sup>5</sup>	3s <sup>2</sup> 3p <sup>2</sup>	4s <sup>2</sup> 4p <sup>6</sup>	5s <sup>2</sup> 4d <sup>9</sup>	4s <sup>1</sup>
Grupo	2	7	14	18	11	1
Periodo	5	4	3	4	5	4

- A34** Observando su colocación en la tabla periódica, especifica la configuración del nivel de valencia de:  
a) Kr    b) Cs    c) Ag    d) Ba    e) Cu    f) Pb

### Solución

	Kr	Cs	Ag	Ba	Cu	Pb
Grupo	18	1	11	2	11	14
Período	4	6	5	6	4	6
Configuración nivel de valencia	$4s^2 4p^6$	$6s^1$	$5s^2 4d^9$	$6s^2$	$4s^2 3d^9$	$6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^2$

- A35** Escribe la configuración electrónica del estroncio, predice su valencia y anota la configuración electrónica del ion estroncio.

### Solución

Localizamos el número atómico del elemento y escribimos la configuración electrónica de acuerdo con el diagrama de Moeller será: Sr (Z = 38):  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2$ . Luego, el Sr adquiere configuración de gas noble perdiendo los dos electrones del nivel de valencia. Se dice entonces que su valencia iónica es +2.

$\text{Sr}^{2+}$  ( $Z = 38$ ):  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$

- A36** ¿Por qué aumenta el tamaño de los átomos de un grupo a medida que lo hace su número atómico, si todos tienen el mismo número de electrones en su nivel de valencia?

### Solución

Porque, a medida que aumenta el número atómico, aumenta el número de capas electrónicas, y estas nuevas capas se encuentran más alejado del núcleo.

- A37** ¿Por qué disminuye el tamaño de los átomos de un periodo a medida que aumenta su número atómico si todos tienen los electrones de valencia en el mismo nivel?

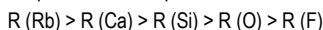
### Solución

A medida que aumenta el número atómico a lo largo de un periodo, aumenta la carga nuclear, pero los electrones se sitúan en la misma capa, lo que significa a la misma distancia, y dado que el efecto de atracción núcleo-electrón es más fuerte que el efecto de repulsión electrón-electrón, los electrones se acercan al núcleo, por lo que disminuye el tamaño del átomo.

- A38** Ordena según su tamaño los siguientes átomos: a) Si; b) Ca; c) F; d) O; e) Rb; f) I

### Solución

Dentro de un grupo, el tamaño aumenta con el número atómico  $Z$  debido a la adición de nuevas capas de electrones (aumenta hacia abajo en el grupo). Luego, los átomos de mayor tamaño serán los de los períodos mayores. Dentro del mismo período, tendrán mayor tamaño los que tengan menor número atómico, ya que su carga nuclear será menor y sus electrones son atraídos con menos fuerza. (disminuye hacia la derecha en un período). Luego, teniendo en cuenta sus posiciones en la tabla periódica, y desplazándonos por la tabla, podemos decir que:

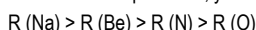


- A39** Ordena según su tamaño los siguientes átomos: a) Be; b) Na; c) N; d) O

## SOLUCIONES EJERCICIOS ESTRUCTURA ATÓMICA

### Solución

Dentro de un grupo, el tamaño aumenta con el número atómico  $Z$  debido a la adición de nuevas capas de electrones (aumenta hacia abajo en el grupo). Dentro del mismo periodo, tendrán menor tamaño los que tengan mayor número atómico, ya que su carga nuclear será mayor y atraerán con más fuerza a los electrones de valencia (disminuye hacia la derecha en un periodo). Luego, teniendo en cuenta sus posiciones en la tabla periódica, y desplazándonos por la tabla, se puede decir que:

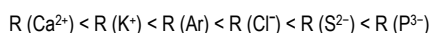


- A40** Se llaman especies isoelectrónicas las que tienen el mismo número de electrones. Comprueba que las siguientes son especies isoelectrónicas y ordénalas según su tamaño: a)  $\text{S}^{2-}$ ; b)  $\text{Cl}^-$ ; c) Ar; d)  $\text{K}^+$ ; e)  $\text{Ca}^{2+}$ ; f)  $\text{P}^{3-}$

### Solución

	$\text{S}^{2-}$	$\text{Cl}^-$	Ar	$\text{K}^+$	$\text{Ca}^{2+}$	$\text{P}^{3-}$
$Z$	16	17	18	19	20	15
Número de electrones	18	18	18	18	18	18

Como todos tienen el mismo número de electrones, tendrán la misma configuración de valencia. El tamaño será menor cuanto mayor sea la carga nuclear, ya que eso hará que sea mayor la atracción del núcleo sobre los electrones de valencia. El orden para estas especies es:



- A41** Entre las siguientes parejas de especies químicas, indica razonadamente cuál será mayor:

a) K y Ca      b) Cl y Br      c)  $\text{K}^+$  y  $\text{Ca}^{2+}$       d)  $\text{O}^{2-}$  y  $\text{F}^-$

### Solución

- a) K ( $Z=19$ ):  $[\text{Ar}] 4s^1$       R (Ca) < R (K). Ambos pertenecen al mismo periodo, pero el Ca tiene una mayor carga nuclear, y resulta que el efecto de atracción entre el núcleo y los electrones predomina sobre el efecto de repulsión entre los electrones, y en consecuencia tendrá un tamaño menor.  
Ca ( $Z=20$ ):  $[\text{Ar}] 4s^2$
- b) Cl ( $Z=17$ ):  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$       R (Cl) < R (Br), porque el Cl tiene menor número de capas de electrones.  
Br ( $Z=35$ ):  $[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^5$
- c)  $\text{K}^+$  ( $Z=19$ ):  $[\text{Ar}]$       R ( $\text{Ca}^{2+}$ ) < R ( $\text{K}^+$ ), porque ambos tienen el mismo número de electrones (18) pero el  $\text{Ca}^{2+}$  tiene más protones (20 frente a los 18 del  $\text{K}^+$ ), por lo será mayor la atracción núcleo-electrones.  
 $\text{Ca}^{2+}$  ( $Z=20$ ):  $[\text{Ar}]$
- d)  $\text{O}^{2-}$  ( $Z=8$ ):  $[\text{He}] 2s^2 2p^6$       R ( $\text{F}^-$ ) < R ( $\text{O}^{2-}$ ), porque ambos tienen el mismo número de electrones (10) pero el  $\text{F}^-$  tiene más protones (9 frente a 8 del  $\text{O}^{2-}$ ), por lo que será mayor la atracción núcleo-electrones.  
 $\text{F}^-$  ( $Z=9$ ):  $[\text{He}] 2s^2 2p^6$

- A42** ¿Por qué aumenta la energía de ionización de los átomos de un periodo a medida que aumenta su número atómico si todos tienen los electrones de valencia en el mismo nivel?

### Solución

Todos los átomos de un mismo periodo poseen sus electrones en el mismo nivel de valencia (misma capa). A medida que aumenta el número atómico, predomina el efecto de atracción de la carga nuclear sobre el de la repulsión interelectrónica, por lo que aumenta la atracción que se ejercen sobre esos electrones de valencia. Cuanto mayor es esa atracción, más difícil es arrancar los electrones de valencia y mayor es la energía de ionización.

- A43** ¿Por qué disminuye la energía de ionización de los átomos de un grupo a medida que aumenta su número atómico?

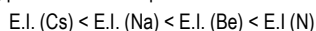
### Solución

A medida que aumenta el número atómico, los átomos de los elementos de un mismo grupo tienen sus electrones de valencia en niveles más alejados del núcleo. Esto hace que disminuya la atracción que ejerce sobre ellos y que sea más fácil arrancarlos, lo que supone una menor energía de ionización.

- A44** Ordena los siguientes elementos en orden creciente de su energía de ionización: Cs, Be, Na y N

### Solución

Los elementos de menor energía de ionización son aquellos a los que resulta más fácil arrancar los electrones de valencia. Dentro de un grupo, esto sucede cuanto mayor es el número atómico, (más abajo) ya que esos electrones están cada vez más alejados del núcleo. Dentro de un periodo, sucede cuanto menor es el número atómico (más a la izquierda), porque entonces el núcleo ejercerá menor atracción sobre los electrones de valencia. Luego, teniendo en cuenta sus posiciones en la tabla periódica, y desplazándonos por ella, podemos afirmar que:

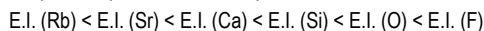


- A45** Ordena los siguientes elementos en orden creciente de su primera energía de ionización: Si, Ca, F, O, Rb, Sr

## SOLUCIONES EJERCICIOS ESTRUCTURA ATÓMICA

### Solución

Los elementos de menor energía de ionización son aquellos a los que resulta más fácil arrancar los electrones de valencia. Dentro de un grupo, esto sucede cuanto mayor es el número atómico, (más abajo) ya que esos electrones están cada vez más alejados del núcleo. Dentro de un periodo, sucede cuanto menor es el número atómico, (más a la izquierda) porque entonces el núcleo ejercerá menor atracción sobre los electrones de valencia. Luego, teniendo en cuenta sus posiciones en la tabla periódica, y desplazándonos por ella, podemos afirmar que:



**A46** Explica por qué los gases nobles tienen energía de ionización anormalmente alta.

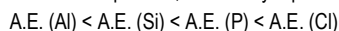
### Solución

Los gases nobles tienen una configuración electrónica de capa cerrada que es muy estable. Perder un electrón significaría perder esta estabilidad, y por eso tienen una energía de ionización anormalmente alta.

**A47** Ordena los siguientes elementos en orden creciente de su afinidad electrónica: Cl, Si, P, Al

### Solución

Los elementos de mayor afinidad electrónica son los que desprenden más energía cuando captan un electrón. Sabemos que estos son los elementos que se aproximan más a la configuración de gas noble, por lo que en un periodo, cuanto mayor sea el número atómico (más a la derecha), mayor será su afinidad electrónica. Dentro de un grupo, cuanto menor sea su número atómico (más arriba) mayor será su afinidad, porque el electrón será atraído más fuertemente. Luego, teniendo en cuenta sus posiciones en la tabla periódica, todos pertenecen al 3º periodo, se concluye que:



**A48** Relaciona las siguientes frases con el modelo o los modelos atómicos a que corresponden:

<ul style="list-style-type: none"> <li>• 01 - Masa de carga positiva.</li> <li>• 02 - Electrón con movimiento ondulatorio.</li> <li>• 03 - Explica el espectro del átomo de hidrógeno</li> <li>• 04 - Número cuántico n.</li> <li>• 05 - Electrones en orbitales.</li> <li>• 06 - Partícula indivisible.</li> <li>• 07 - Número cuántico m.</li> <li>• 08 - Explica todos los espectros atómicos.</li> <li>• 09 - Cuantización de la energía.</li> <li>• 10 - Electrones girando en torno a un núcleo.</li> <li>• 11 - Nivel de energía.</li> <li>• 12 - Electrones describiendo órbitas.</li> <li>• 13 - Probabilidad de encontrar al electrón.</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>(a) • Modelo de Dalton</li> <li>(b) • Modelo de Thomson</li> <li>(c) • Modelo de Rutherford</li> <li>(d) • Modelo de Bohr</li> <li>(e) • Modelo mecanocuántico</li> </ul>
---	--

### Solución

(01,b); (02,e); (03,d); (04,d); (05, e); (06,1); (07, e); (08,5); (09,d); (10,3); (11,d); (12,d); (13,e)

**A49** Completa el cuadro siguiente para cada uno de los modelos atómicos estudiados en este tema:

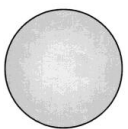
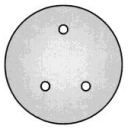
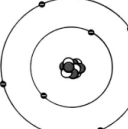
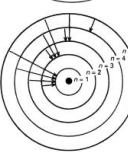
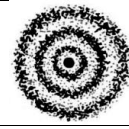
Modelo	Esquema	Hechos que explica	Hechos que no explica
Dalton			
Thomson			
Rutherford			
Bohr			
Srödinger			

### Solución

Modelo	Esquema	Hechos que explica	Hechos que no explica
--------	---------	--------------------	-----------------------

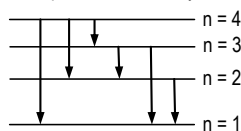


# SOLUCIONES EJERCICIOS ESTRUCTURA ATÓMICA

Dalton		<ul style="list-style-type: none"> <li>Las leyes ponderales</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>Electrización de la materia.</li> <li>Fenómenos en tubos de descarga.</li> </ul>
Thomson		<ul style="list-style-type: none"> <li>Electrización de la materia.</li> <li>Fenómenos en tubos de descarga.</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>Experiencia de la lámina de oro.</li> </ul>
Rutherford		<ul style="list-style-type: none"> <li>Experiencia de la lámina de oro.</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>Que los electrones no acaban cayendo sobre el núcleo</li> <li>Los espectros atómicos</li> </ul>
Bohr		<ul style="list-style-type: none"> <li>Que los electrones no acaban cayendo sobre el núcleo.</li> <li>Espectro del átomo de H.</li> <li>Complementariedad del espectro de absorción y de emisión.</li> <li>El espectro es característico de cada elemento.</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>Espectro de los átomos polielectrónicos.</li> <li>La configuración electrónica de los átomos.</li> </ul>
Schrödinger		<ul style="list-style-type: none"> <li>El espectro de los átomos polielectrónicos.</li> <li>Los cuatro números cuánticos.</li> <li>La configuración electrónica de los átomos.</li> </ul>	

**A50** Se ha excitado una muestra de hidrógeno de forma que en todos los átomos el electrón ha pasado hasta el nivel de  $n = 4$ . Estudia, ayudándote de un esquema, cuántas rayas tendrá su espectro de emisión.

Solución



En el espectro de emisión se podrían detectar 6 rayas, correspondientes a los 6 saltos indicados

**A51** Señale justificadamente cuáles de las siguientes proposiciones son correctas y cuáles no:

- El número atómico de los iones  $K^+$  es igual al del gas noble Ar.
- Los iones  $K^+$  y los átomos del gas noble Ar son isótopos.
- El radio de los iones  $K^+$  es igual que el de los átomos de Ar.
- Las configuraciones electrónicas de  $K^+$  y Ar son iguales.

Datos: Números atómicos: Ar = 18; K = 19.

Solución

- Falso. El número atómico caracteriza al elemento, y es distinto para el potasio ( $Z = 19$ ) y para el argón ( $Z = 18$ ).
- Falso. Sólo pueden ser isótopos átomos del mismo elemento, pero no es aplicable a átomos distintos como K y Ar.
- El radio del ion  $K^+$  es menor que el radio del Ar, pues se trata de especies isoelectrónicas (tienen igual número de electrones), pero dado que el número de protones del potasio es mayor, la fuerza de atracción sobre los electrones (los mismos en ambos casos) es mayor, y estarán más próximos al núcleo que en el caso del Ar.
- Cierto. Dado que se trata de especies isoelectrónicas, la configuración en ambos casos será:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

**A52** Dados tres elementos químicos de números atómicos 19, 35 y 36, indique razonadamente:

- La configuración electrónica y el grupo del Sistema Periódico al cual pertenece cada elemento.
- El orden creciente de las energías de ionización de los elementos anteriores.
- Los números cuánticos para el último electrón del elemento de número atómico 36.

Solución

- $(Z=19): 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$        $(Z=35): 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$        $(Z=36): 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$   
Grupo 1: Alcalinos (K)      Grupo 17: Halógenos (Br)      Grupo 18: Gases Nobles (Kr)

- A la vista de sus configuraciones y que la energía de ionización aumenta cuanto más arriba y más a la derecha se

## SOLUCIONES EJERCICIOS ESTRUCTURA ATÓMICA

encuentre el elemento en la tabla periódica, el orden es:  $K < Br < Kr$

- c) Se trata de un electrón 4p. Por lo tanto,  $n = 4$  y  $\ell = 1$ . Además, hemos admitido que el "orden de llenado" del subnivel p (tres orbitales) es:

$m = 1$	$m = 0$	$m = -1$
$\uparrow\downarrow$ $e1\ e4$	$\uparrow\downarrow$ $e2\ e5$	$\uparrow\downarrow$ $e3\ e6$

de forma que para el sexto electrón  $m = -1$  y  $s = -1/2$ .

En definitiva, los números cuánticos del último electrón serán:  $(4, 1, -1, -1/2)$ .

- A53** Un átomo X tiene la siguiente configuración electrónica:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 5s^1$ . Explique razonadamente si las siguientes frases son correctas:

- X se encuentra en su estado fundamental.
- X pertenece al grupo de los metales alcalinos
- X pertenece al período 5º del Sistema Periódico
- Si el electrón pasara desde el orbital 5s al 6s, emitiría energía luminosa que daría lugar a una línea del espectro de emisión.

Solución

- Falso. La configuración del estado fundamental sería:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ . En la configuración dada, existe un electrón en un orbital 6s, mientras orbitales de menor energía permanecen desocupados. El átomo estaría excitado.
- Cierto. La configuración de valencia en el estado fundamental es  $4s^1$ , característica de los alcalinos.
- Falso. A la vista de la configuración de su estado fundamental, pertenece al 4º período.
- Falso. Para que un electrón pase del orbital 5s al 6s necesita absorber energía, por lo que daría lugar a una línea negra en un espectro de absorción.

- A54** Para los siguientes átomos: B, Ni, Br, Sr, As

- Escriba su configuración en estado fundamental.
- Ordénelos en sentido decreciente de tamaño y de energía de ionización. Justifique la respuesta.

Solución

- B ( $Z = 5$ ):  $1s^2 2s^2 2p^1$

Ni ( $Z = 28$ ):  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^8$

Br ( $Z = 35$ ):  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$

Sr ( $Z = 38$ ):  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2$

As ( $Z = 33$ ):  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^3$
- Sabemos que el tamaño (radio atómico) aumenta dentro de un grupo al aumentar el número atómico pues se añaden nuevas capas de electrones, y dentro de un período, disminuye al aumentar el número atómico pues los electrones llenan la misma capa y predomina el efecto de la atracción nuclear sobre la repulsión electrónica. Ambos efectos los resumimos en que cuanto más abajo, primer factor, y más a la izquierda, segundo factor, esté situado un elemento en la tabla periódica, mayor es su tamaño. Luego, será:

$$R(\text{Sr}) > R(\text{Ni}) > R(\text{As}) > R(\text{Br}) > R(\text{B})$$

En cuanto a la energía de ionización, energía necesaria para arrancarle un electrón a un átomo aislado, dentro de un grupo, es mayor cuanto menor es el número atómico, y dentro de un período, es mayor cuanto mayor sea el número atómico, pues en ambos casos es mayor la atracción del núcleo sobre los electrones. Ambos efectos los condensamos con fines prácticos en que cuanto más arriba, primer factor, y más a la derecha, segundo factor, esté situado un elemento en la tabla periódica, mayor es su energía de ionización. Luego, será:

$$E.I.(\text{B}) > E.I.(\text{Br}) > E.I.(\text{As}) > E.I.(\text{Ni}) > E.I.(\text{Sr})$$

- A55** Indique para los elementos A, B y C cuyos números atómicos son, respectivamente, 13, 16 y 20:

- Configuración electrónica de cada uno.
- El grupo y el período del sistema periódico en que se encuentra cada elemento.
- Justifique cuál tendrá mayor energía de ionización.

Solución

- A:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$ ;    B:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ ;    C:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$

- A: período 3, grupo 13;    B: período 3, grupo 16;    C: período 4, grupo 2

- La energía de ionización varía según se indica en el esquema adjunto. Por lo tanto, el elemento B que pertenece al período 3, grupo 16, será el de mayor energía de ionización (es el que está más arriba y más a la derecha). Ello es así porque respecto del elemento C, el electrón que habría que arrancar estaría más cerca del núcleo (una capa electrónica menos), y respecto de A, porque estaría sometido a una mayor carga nuclear que éste en la misma capa, pero más protones en su núcleo. En definitiva:

$$E.I.(\text{B}) > E.I.(\text{A}) > E.I.(\text{C})$$

- A56** Los números atómicos de dos elementos, X e Y, son 35 y 37, respectivamente.

## SOLUCIONES EJERCICIOS ESTRUCTURA ATÓMICA

- a) Escribe la configuración electrónica de ambos elementos y di de qué elementos se trata.  
 b) Indica el ion más estable de cada elemento y su configuración electrónica.  
 c) Razona cuál de los dos iones tendrá mayor radio.

### Solución

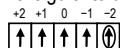
- a)  $X (Z = 35) : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$  Bromo       $Y (Z = 37) : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1$  Rubidio
- b) El ión más estable será en cada caso el que posea la configuración electrónica  $ns^2 np^6$  del gas noble más próximo en la tabla periódica. El bromo la alcanza ganando un electrón, y el rubidio cediendo un electrón. Luego los iones más estables serán el  $Br^-$  y el  $Rb^+$ .
- c) Tendrá mayor radio el  $Br^-$ . Ambos son isoelectrónicos, pero el número atómico del rubidio es mayor, tiene más protones, por lo que el núcleo atraerá con más fuerza a los electrones de la corteza, que estarán más próximos.

**A57** Para el elemento de número atómico 25:

- a) Obtenga su configuración electrónica y sitúelo en la tabla periódica.  
 b) Especifique los números cuánticos de su electrón diferencial (último electrón).

### Solución

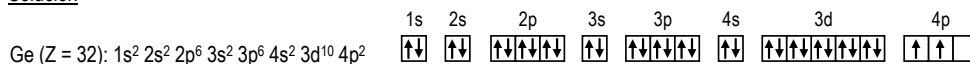
- a)  $X (Z = 25) : 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^5$       Período 4, Grupo 7 (es un elemento de transición)
- b) De acuerdo con la configuración anterior, el último subnivel de energía ocupado es el 3d, cinco orbitales disponibles y poblado por cinco electrones. De acuerdo con los principios de máxima multiplicidad de Hund y de exclusión de Pauli, la disposición de los electrones se puede simbolizar por el siguiente diagrama de celdas:



A la vista de ello, el electrón diferencial vendrá especificado por los números cuánticos: 3, 2, -2, 1/2.

- A58** a) Escribe la configuración electrónica del germanio.  
 b) Indica los números cuánticos que definen sus electrones del último nivel.

### Solución



El último nivel del Ge es el 4. En él tiene 2 electrones en el orbital 4s y los otros 2, en orbitales 4p (uno en cada uno y desapareados). Los conjuntos de números cuánticos que definen estos electrones son:

$(4, 0, 0 +1/2); (4, 0, 0 -1/2); (4, 1, 1 +1/2); (4, 1, 0 +1/2)$

Nota: los dos últimos electrones deben tener el mismo espín (podría ser  $-1/2$ ) y deben estar en distintos orbitales p (el número cuántico magnético debe ser distinto).

**A59** Los números atómicos de dos elementos, X e Y, son 35 y 37, respectivamente.

- a) Escriba la configuración electrónica de ambos elementos y diga de qué elementos se trata.  
 b) Indique el ion más estable de cada elemento y su configuración electrónica.  
 c) Razone cuál de los dos iones tendrá mayor radio.

### Solución

- a)  $X (Z = 35) : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$  Bromo       $Y (Z = 37) : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1$  Rubidio
- b) El ión más estable será en cada caso el que posea la configuración electrónica  $ns^2 np^6$  del gas noble más próximo en la tabla periódica. El bromo la alcanza ganando un electrón, y el rubidio cediendo un electrón. Luego los iones más estables serán el  $Br^-$  y el  $Rb^+$ .
- c) Tendrá mayor radio el  $Br^-$ . Ambos son isoelectrónicos, pero el número atómico del rubidio es mayor, tiene más protones, por lo que el núcleo atraerá con más fuerza a los electrones de la corteza, que estarán más próximos.