

EJERCICIOS DE ÁTOMO Y TABLA PERIÓDICA

SOLUCIONES AL FINAL

Luis Pardillo Vela

LOS EJERCICIOS EN RECUADRO DE COLOR SON PROPUESTAS DE LA EBAU DE ANDALUCÍA (varios años)

1)

Sean los átomos $^{82}\text{X}_{35}$ e $^{126}\text{Y}_{51}$. Indicar: A) Número de electrones, protones y neutrones. B) Configuración electrónica. C) Situación en la tabla periódica. D) ¿es metal o no metal?. E) Valencia iónica. F) Nombre del elemento (sólo si es representativo).

2)

Dadas las configuraciones electrónicas correspondientes a los átomos neutros que a continuación se escriben: A) $1s^2 2s^2 2p^3$ B) $1s^2 2s^2 2p^5$ C) $1s^2 2s^2 2p^6$ D) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ E) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$

a) ¿Cuáles son metales?

b) ¿qué elemento posee la mayor energía de ionización y cual la menor?

c) ¿qué elemento posee mayor radio atómico y cual menor?

d) ¿Cuál es el más electronegativo y cuál el menos?

3)

La configuración electrónica del último nivel energético de un elemento es $4s^2 4p^3$. De acuerdo con este dato :

a) Deduzca, justificadamente, la situación de dicho elemento en la Tabla Periódica.

b) Escriba una de las posibles combinaciones de números cuánticos para su electrón diferenciador.

c) Indique, justificadamente, dos posibles estados de oxidación de este elemento.

4)

Sean los elementos cuyas configuraciones son: A : $1s^2 2s^2$; B : $1s^2 2s^2 2p^1$; C: $1s^2 2s^2 2p^5$.

Justifique cuál de ellos tiene:

a) Menor radio.

b) Mayor energía de ionización.

c) Menor electronegatividad.

5)

Justifique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

a) El número cuántico m para un electrón en el orbital 3p puede tomar cualquier valor entre +3 y -3.

b) El número de electrones con números cuánticos distintos que pueden existir en un subnivel con $n = 2$ y $\ell = 1$ es de 6.

c) Los valores de los números cuánticos n, ℓ y m, que pueden ser correctos para describir el orbital donde se encuentra el electrón diferenciador del elemento de número atómico 31, son (4, 1, -2).

6)

Teniendo en cuenta que el elemento Ne precede al Na en la Tabla periódica, justifique razonadamente si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

a) El número atómico del ión Na^+ es igual al del átomo de Ne.

b) El número de electrones del ión Na^+ es igual al del átomo de Ne.

c) El radio del ión Na^+ es menor que el del átomo de Ne.

7)

Conteste de forma razonada a las siguientes cuestiones:

- a) ¿Cuántos orbitales hay en el nivel de energía $n = 2$?
- b) ¿Cuál es el número máximo de electrones que puede encontrarse en el nivel de energía $n = 3$?
- c) ¿En qué se diferencian y en qué se parecen los orbitales $3p_x$, $3p_y$ y $3p_z$?

8)

Sean los siguientes orbitales: $3p$, $2s$, $4p$, $3d$.

- a) Ordénelos justificadamente de forma creciente según su energía.
- b) Escriba una posible combinación de números cuánticos para cada orbital.
- c) Razone si el $3p$ y el $4p$ son exactamente iguales.

9)

Sean las siguientes combinaciones de números cuánticos para un electrón:

$(1,0,2,-1/2)$ $(5,0,0,+1/2)$ $(3,2,-2,-1/2)$ $(0,0,0,+1/2)$

- a) Justifique cuál o cuáles de ellas no están permitidas.
- b) Indique el orbital en el que se encuentra el electrón para las que sí son permitidas.
- c) Ordene, razonadamente, dichos orbitales según su valor de energía creciente.

10) (dos ejercicios)

Sean los átomos $^{33}\text{X}_{16}$ y $^{133}\text{Y}_{55}$. Indicar: A) Número de electrones, protones y neutrones. B) Configuración electrónica. C) Situación en la tabla periódica. D) ¿es metal o no metal?. E) Valencia iónica. F) Nombre del elemento (sólo si es representativo).

11) (son cuatro ejercicios)

Sean los átomos $^{79}_{34}\text{X}$, $^{45}_{21}\text{X}$, $^{131}_{55}\text{X}$, $^{115}_{49}\text{X}$

Indicar: A) Número de electrones, protones y neutrones. B) Configuración electrónica. C) Situación en la tabla periódica (periodo y grupo). D) ¿es metal o no metal? E) Valencia iónica. F) Posibles covalencias. (esto será una vez dado el enlace covalente). G) Nombre del elemento (sólo si es representativo (siendo los representativos los s^1 , s^2 y p^1 a p^6)).

12)

A) De las siguientes configuraciones electrónicas indicar las que corresponden a un estado fundamental (F) a un estado excitado (E) o no permitida (N) para un átomo?

a) $1s^2 2s^2 2p^2$ b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^3$ c) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^9 4s^2$ d) $1s^2 2p^4$ e) $1s^2 2p^1$

B) Dos de las configuraciones anteriores pertenecen a un mismo elemento, ¿Cuáles son y por qué?

C) ¿Cuántos electrones tiene el primer elemento que corresponda a $(n,2,m,s)$?

D) ¿ $(3,3,+1,+1/2)$ es un electrón de un orbital $3f$? Si/no y por qué.

13)

Dadas las configuraciones electrónicas correspondientes a los átomos neutros que a continuación se escriben:

A) $1s^2 2s^2 2p^1$ B) $1s^2 2s^2 2p^5$ C) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$ D) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ E) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$

- a) ¿Cuáles son metales y cuales no metales?
- b) ¿qué elemento posee la mayor electronegatividad y cual la menor?
- c) ¿qué elemento posee mayor radio atómico y cual menor?

14)

Para las siguientes combinaciones de nº cuánticos (3,2,1,-1/2) (2,2,0,-1/2) (4,1,1,+1/2) (5,1,0,-1/2)

- a) ¿Cuáles no son posibles y por qué?
- b) ¿En qué orbital se encuentra el electrón de las combinaciones permitidas?
- c) Indica dos combinaciones posibles de números cuánticos para el electrón diferenciador de ${}_{15}\text{X}$

EJERCICIOS DE EBAU CANARIAS

2017 junio - Dados los elementos A y B con números atómicos 14 y 38 respectivamente: a) Escribe la configuración electrónica de cada uno de ellos. b) Justifica en base a sus configuraciones electrónicas el grupo y periodo al que pertenecen cada uno. c) Razona cuál de ellos tendrá menor energía de ionización (potencial de ionización) d) Indica cuál será el ion más estable del elemento B y su configuración electrónica.

2015 julio - El número de protones presentes en el núcleo de los siguientes elementos es: A (Z = 9), B (Z = 16), C (Z = 17), D (Z = 18) y E (Z = 19). Indica, razonando la respuesta, cuál de ellos es: a) Un metal alcalino. b) El más electronegativo. c) El de menor potencial de ionización. d) Un gas noble.

2006 j - Dados los elementos A, B y C de números atómicos 19, 17 y 12, respectivamente. Indica: a) La configuración electrónica de sus respectivos estados fundamentales. b) El grupo de la tabla periódica al que pertenece cada uno de ellos. c) Ordénalos de menor a mayor radio atómico. d) electronegatividad. e) Ordénalos de menor a mayor carácter no metálico.

(Los apartados d y e están cambiados, ya que las preguntas que contenían no se han tratado aún)

2009 Sept. - A partir de las series de números cuánticos siguientes: 1) (1, 0, 0, $\frac{1}{2}$); 2) (1, 1, 0, $\frac{1}{2}$); 3) (1, 1, 0, $-\frac{1}{2}$); 4) (2, 1, -2 , $\frac{1}{2}$); 5) (2, 1, -1 , $\frac{1}{2}$). Responde: a) Cuáles son posibles, y cuáles son imposibles, en este último caso comenta por qué no son posibles para representar el estado de un electrón. b) En qué tipo de orbital atómico estarían situados los electrones de aquellas series que son posibles.

¿Cuál o cuáles de las siguientes configuraciones electrónicas corresponden a un estado fundamental (f) a un estado excitado (e) o no permitida (n) para un átomo?

- a) $1s^2 2s^2 2p^2$ b) $1s^2 2s^1 2p^3$ c) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^8 4s^1$ d) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^3$ e) $1s^2 3p^2$
- f) Dos de las configuraciones anteriores pertenecen a un mismo elemento, ¿Cuáles son y por qué?

SOLUCIONES A CONTINUACIÓN

1)

Sean los átomos $^{82}\text{X}_{35}$ e $^{126}\text{Y}_{51}$ Indicar: A) Número de electrones, protones y neutrones. B) Configuración electrónica. C) Situación en la tabla periódica. D) ¿es metal o no metal?. E) Valencia iónica. F) Nombre del elemento (sólo si es representativo).

$^{82}\text{X}_{35}$

	s	p	d	f
1	2			
2	2	6		
3	2	6	10	
4	2	5		
5				
6				
7				

A) el número menor es Z (ya que $A = Z + N$) $\rightarrow 35 \text{ p}^+ \quad 35 \text{ e}^- \quad 47 \text{ n}$

B) Configuración electrónica: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$

(o bien $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$)

c) Situación en tabla periódica: Periodo 4º grupo p⁵ (halógenos)

d) No Metal

e) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$ como es no metal ganará electrones para conseguir la configuración de gas noble $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$. Como gana $1e^- \rightarrow \text{V.I.} = 1-$

f) Bromo

$^{126}\text{Y}_{51}$

	s	p	d	f
1	2			
2	2	6		
3	2	6	10	
4	2	6	10	
5	2	3		
6				
7				

A) $51 \text{ p}^+ \quad 51 \text{ e}^- \quad 75 \text{ n}$

B) Configuración electrónica: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^3$

(o bien $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^3$)

c) Situación en tabla periódica: Periodo 5º grupo p³ (nitrogenoides)

d) Metal

e) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^3$ como es metal cederá electrones para conseguir la configuración de gas noble $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10}$ Para ello se ha quitado 5 electrones (los $5s^2 5p^3$) \rightarrow Como cede $5e^- \rightarrow \text{V.I.} = 5+$

f) Antimonio

2)

Dadas las configuraciones electrónicas correspondientes a los átomos neutros que a continuación se escriben: A) $1s^2 2s^2 2p^3$ B) $1s^2 2s^2 2p^5$ C) $1s^2 2s^2 2p^6$ D) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ E) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$

a) ¿Cuáles son metales?.

b) ¿qué elemento posee la mayor energía de ionización y cual la menor?

c) ¿qué elemento posee mayor radio atómico y cual menor?

d) ¿Cuál es el más electronegativo y cuál el menos?

S¹

S²

Periodo
↓

Tabla periódica según configuración electrónica

--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--

a) Con los elementos situados en la tabla:

A y B son no metales C es gas noble y D y E son metales.

Está claro que un p⁶ es un gas noble y que s¹ y s² son metales, pero los que son s²p¹ a s²p⁵ debemos ver donde caen .

b) Mayor E_i el C y menor el D

c) Mayor radio atómico el D y menor el C

d) Más electronegativo el C y menos el D

La configuración electrónica del último nivel energético de un elemento es $4s^2 4p^3$. De acuerdo con este dato :

- Deduzca, justificadamente, la situación de dicho elemento en la Tabla Periódica.
- Escriba una de las posibles combinaciones de números cuánticos para su electrón diferenciador.
- Indique, justificadamente, dos posibles estados de oxidación de este elemento.

b) El electrón diferenciador es el $4p^3$ (indica el periodo 4 y grupo p^3) $\rightarrow n = 4 \quad l = 1$ (recordar $0 \rightarrow s \quad 1 \rightarrow p \quad 2 \rightarrow d \quad 3 \rightarrow f$). Por tanto una combinación puede ser: $(4, 1, -1, -1/2)$ o $(4, 1, 0, 1/2)$ en azul son posibilidades, recordar que m puede valer entre $-l$ y l

c) al ser $4s^2 4p^3$ tiene dos opciones para conseguir la configuración de gas noble \rightarrow actuando como metal y ceder los $5e^-$ de $4s^2 4p^3$ con lo que tendrá Valencia iónica (V.I.) **5+**. Pero también tiene la opción de ganar $3e^-$ (actuando como no metal) y completar a $4s^2 4p^6 \rightarrow$ por tanto V.I. = **3-**

Sean los elementos cuyas configuraciones son: A: $1s^2 2s^2$; B: $1s^2 2s^2 2p^1$; C: $1s^2 2s^2 2p^5$.

- a) Menor radio.
- b) Mayor energía de ionización.
- c) Menor electronegatividad.

El periodo se corresponde con el nº cuántico n y es el que aparece antes del tipo de orbital, así $3p^4$ pertenece al periodo 3. ($n = 3$).

S¹ **S²** Periodo

Tabla periódica según configuración electrónica

↓

1 **p¹** **p²** **p³** **p⁴** **p⁵** **p⁶**

2 **A** **B** **C**

3 **d¹** **d²** **d³** **d⁴** **d⁵** **d⁶** **d⁷** **d⁸** **d⁹** **at10**

4

5

6

s²

f¹ **f²** **f³** **f⁴** **f⁵** **f⁶** **f⁷** **f⁸** **f⁹** **f¹⁰** **f¹¹** **f¹²** **f¹³** **f¹⁴**

c) El **A** tiene la menor electronegatividad, ya que la electronegatividad es tanto mayor cuanto más pequeño es el átomo (ya que de esta forma el núcleo atrae más fuertemente a los e-, al ser las distancias más cortas entre el núcleo y los electrones) y cuanto más cerca se encuentra el elemento de la configuración s^2p^6

Justifique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

b) El número de electrones con números cuánticos distintos que pueden existir en un subnivel con $n = 2$ y $\ell = 1$ es de 6.

c) Los valores de los números cuánticos n , ℓ y m , que pueden ser correctos para describir el orbital donde se encuentra el electrón diferenciador del elemento de número atómico 31, son (4, 1, -2).

a) **Falso.** $3p \rightarrow n = 3$ y $l = 1$ (es un p) por tanto m puede valer entre $-l$ y l por tanto $-1, 0, y +1$

b) **Cierto.** $l = 1$ es un p y en los p puede haber $6e^-$ ya que m puede ser $-1, 0, y +1$ y para cada uno puede haber dos electrones (con spin $-\frac{1}{2}$ o $+\frac{1}{2}$) en total 3 posibilidades ($-1, 0, +1$) por dos posibilidades ($-\frac{1}{2}$ o $+\frac{1}{2}$) da un total de 6. **Que n sea 2 es indiferente, da lo mismo 2p que 3p o 6p, siempre podrá haber $6e^-$ en un orbital p.**

c) **Falso.** Elemento 31 $\rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^1$ el e^- diferenciador es el $4p^1 \rightarrow n = 4$ $l = 1$ (es p) y si $l = 1 \rightarrow m$ solo puede ser $-1, 0, y +1$ y no -2

Hubiera bastado con decir $(4, 1, -2)$ no es posible porque si $l = 1$ m solo puede ser $-1, 0, y +1$ y no -2 .

6)

Teniendo en cuenta que el elemento Ne precede al Na en la Tabla periódica, justifique razonadamente si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

a) El número atómico del ión Na^+ es igual al del átomo de Ne.

b) El número de electrones del ión Na^+ es igual al del átomo de Ne.

c) El radio del ión Na^+ es menor que el del átomo de Ne.

a) **No** b) **Si.**

El número atómico Z se corresponde con el número de protones del núcleo, y como el átomo es neutro coincidirá con el de protones. La conf. elect. del Na^+ coincide con la del Ne ya que el Na tiene $11 p^+$ y $11 e^-$ y el Ne tiene $10 p^+$ y $10 e^-$, pero el Na^+ ha perdido $1e^-$ y por tanto tiene $11 p^+$ y $10 e^-$ es decir, **tiene distinto Z el Na^+ que el Ne, pero ambos igual número de e^-** y en consecuencia igual configuración electrónica.

c) **Cierto.** Ambos tienen una misma estructura electrónica pero el Na^+ tiene $11p^+$ en el núcleo frente a los solo 10 del He. En consecuencia, están más atraídos los electrones en el caso del Na^+ y su radio atómico disminuye.

7)

Conteste de forma razonada a las siguientes cuestiones:

a) ¿Cuántos orbitales hay en el nivel de energía $n = 2$?

b) ¿Cuál es el número máximo de electrones que puede encontrarse en el nivel de energía $n = 3$?

c) ¿En qué se diferencian y en qué se parecen los orbitales $3p_x, 3p_y$ y $3p_z$?

a) Si $n = 2 \rightarrow l = 0$ y 1 ($0 \rightarrow s$) $m = -l$ a $l \rightarrow$ solo 0

($1 \rightarrow p$) $m = -l$ a $l \rightarrow -1, 0, +1$ **Total 4** (uno del s y 3 del p)

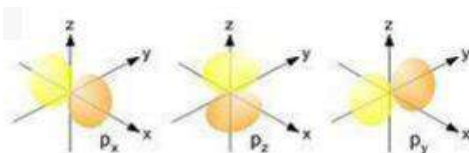
b) Si $n = 3 \rightarrow l = 0, 1$ y 2 ($0 \rightarrow s$) $m = -l$ a $l \rightarrow$ solo 0

($1 \rightarrow p$) $m = -l$ a $l \rightarrow -1, 0, +1$

($2 \rightarrow d$) $m = -l$ a $l \rightarrow -2, -1, 0, +1, +2$ **Total 9 orbitales**

Pero como cada orbital admite $2e^-$, cada uno con el spin $-\frac{1}{2}$ o $+\frac{1}{2} \rightarrow$ **Total $9 \cdot 2 = 18 e^-$**

c) Los tres orbitales $3p$ (o $2p$ o $4p$...) se diferencian en la orientación (n° cuántico m) que son las correspondientes a los valores $p \rightarrow l = 1 \rightarrow m = -l$ a $l \rightarrow -1, 0, +1$ (que se denominan x, y y z)



8)

Sean los siguientes orbitales: 3p, 2s, 4p, 3d.

- Ordénelos justificadamente de forma creciente según su energía.
- Escriba una posible combinación de números cuánticos para cada orbital.
- Razone si el 3p y el 4p son exactamente iguales.

a) Usando el diagrama de Moeller vemos que el orden de energía (el orden de rellenado) es:

	s	p	d	f
1	2			
2	2	6		
3	2	6	10	
4	2	6		
5				
6				
7				

1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p

- 3p puede ser (3,1,0,+1/2)
2s puede ser (2,0,0,-1/2)
4p puede ser (4,1,-1,+1/2)
3d puede ser (3,2,-2,+1/2) En negro son valores fijos

c) 3p y 4p se diferencian en el n° cuántico n en el primer caso es 3 y el 2° es 4

9)

Sean las siguientes combinaciones de números cuánticos para un electrón:

(1,0,2,-1/2) (5,0,0, +1/2) (3,2,-2, -1/2) (0,0,0,+1/2)

- Justifique cuál o cuáles de ellas no están permitidas.
- Indique el orbital en el que se encuentra el electrón para las que sí son permitidas.
- Ordene, razonadamente, dichos orbitales según su valor de energía creciente.

a) Recordemos el orden n,l,m,s y que n = 1,2,3 l=0 a n-1 m = -l a +l y s = -1/2 o +1/2

- (1,0,2,-1/2) como m = -l a +l → si l = 0 m solo puede ser 0 → **No permitida**
 (5,0,0,+1/2) cumple con todo → **Permitida**
 (3,2,-2,-1/2) cumple con todo → **Permitida**
 (0,0,0,+1/2) n no puede ser 0 → **No permitida**

- (5,0,0,+1/2) → 5s m=0 → s
(3,2,-2,-1/2) → 3d m=2 → d

c) Usando el diagrama de Moeller → 3d 5s

10) (dos ejercicios)

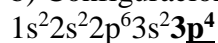
Sean los átomos $^{33}\text{X}_{16}$ y $^{133}\text{Y}_{55}$. Indicar: A) Número de electrones, protones y neutrones. B) Configuración electrónica. C) Situación en la tabla periódica. D) ¿es metal o no metal?. E) Valencia iónica. F) Nombre del elemento (sólo si es representativo).

	s	p	d	f
1	2			
2	2	6		
3	2	4		
4				
5				
6				
7				

${}_{16}\text{X}^{33}$

a) $p^+ = 16$ $e^- = 16$ ${}^0n = 17$ ($33 - 16$)

b) Configuración electrónica:



(o bien $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ coincide al ser pocos e^-)

c) Situación en tabla periódica:

Periodo 3º grupo p^4 (anfígenos)

d) y f) No metal. Azufre

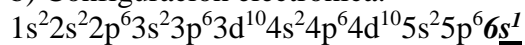
e) **2-** debe ganar $2e^-$ para conseguir $3s^2 3p^6$

	s	p	d	f
1	2			
2	2	6		
3	2	6	10	
4	2	6	10	
5	2	6		
6	1			
7				

${}_{55}\text{X}^{133}$

a) $p^+ = 55$ $e^- = 55$ ${}^0n = 78$ ($133 - 55$)

b) Configuración electrónica:



(o bien $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^1$)

c) Situación en tabla periódica:

Periodo 6º grupo s^1 (alcalinos)

d) y f) Metal. Cesio

e) **1+** debe perder el e^- de $6s^1$ para adquirir $4s^2 4p^6$

11) (cuatro ejercicios)

Sean los átomos ${}_{34}\text{X}^{79}$, ${}_{21}\text{X}^{45}$, ${}_{55}\text{X}^{131}$, ${}_{49}\text{X}^{115}$

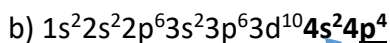
Indicar: A) Número de electrones, protones y neutrones. B) Configuración electrónica. C) Situación en la tabla periódica (periodo y grupo). D) ¿es metal o no metal? E) Valencia iónica. F) Posibles covalencias. (esto será una vez dado el enlace covalente). G) Nombre del elemento (sólo si es representativo (siendo los representativos los s^1 , s^2 y p^1 a p^6)).

${}_{34}\text{X}^{79}$

a) $Z =$ número atómico \rightarrow número de protones = nº de electrones (si hablamos de átomos, no iones)

$A =$ número másico = $Z + N$ (nº de neutrones)

Por tanto tiene **$34 p^+$ $34 e^-$ y $45 n$** ($A = Z + N \rightarrow 79 = 34 + N \rightarrow N = n = 45$)



c) Periodo 4º grupo p^4 (anfígenos)

d) Situemos X en su zona de la tabla periódica:

Como cae en la zona de no metales \rightarrow **No metal**

e) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^4$ tenderá a ganar $2e^-$ para

conseguir la configuración de gas noble $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$

Por tanto, su valencia iónica es **2-** (adquirirá dos cargas negativas más)

g) Se corresponde con el **Selenio**

	p^1	p^2	p^3	p^4	p^5	p^6	Periodo
1							
2							
3							
4				X			
5							
6							

${}_{21}\text{X}^{45}$

a) $21 \text{ p}^+ 21 \text{ e}^- 24 \text{ n}$ (45-21)

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

c) periodo 4º y grupo d¹ (metal de transición)

d) Al no ser un p → **Metal**

e) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^1 4s^2$ al ser metal deberá perder electrones en concreto tres ($3d^1 4s^2$) para quedar el nivel 3 con configuración $s^2 p^6$ de gas noble $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$. Su valencia iónica será por tanto **3+**

g) No es representativo, pero se corresponde con el **Escandio**

	s	p	d	f
1	2			
2	2	6		
3	2	6	1	
4	2			
5				
6				

último electrón colocado

${}_{55}\text{X}^{131}$

a) Tiene **55 p⁺ 55 e⁻ y 76 n** (131-55)

b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^6 6s^1$

c) Está en el **periodo 6º grupo s¹ (alcalinos)**

d) Al ser sus últimos electrones tipo s → **metal**

e) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^6 6s^1$ tenderá a perder un electron para conseguir la configuración de gas noble $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^6$. Por tanto su valencia iónica será **1+** (al perder un electrón se quedará con una carga positiva más)

g) Se corresponde con el **Cesio**

${}_{49}\text{X}^{115}$

a) En consecuencia **49 p⁺ 49 e⁻ y 66 n** (115 – 49)

b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^1$

c) Tiene configuración de **periodo 5º y grupo p¹ (térreos o boroides)**

d) Situemos X en su zona de la tabla periódica:
Como cae fuera de la zona de no metales → **Metal**

	p ¹	p ²	p ³	p ⁴	p ⁵	p ⁶	
1							
2							
3							
4							
5	X						
6							

e) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^1$ deberá perder 3e⁻ para quedar con configuración

$s^2 p^6$ de gas noble $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10}$ (los d¹⁰ están igualmente llenos)

Su valencia iónica será por tanto **3+** (al perder tres electrones se quedará con tres cargas positivas más)

g) Se corresponde con el **Indio**

Ejemplo 4

Sea el ión ${}_{52}\text{X}^{128^{2-}}$. ¿Cuál es el elemento del que procede? ¿A qué elemento corresponde la configuración electrónica de ese ión

Hay que tener en cuenta que es un ión (2-) por tanto tiene dos electrones más. Pero el átomo original tenía 52 e^- (${}_{52}\text{X}^{128}$)

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^4 \rightarrow$ periodo 5º grupo p⁴ (anfígenos)

Se corresponde con el **Teluro**.

La configuración del ión (con 2e^- más) será:

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^6$ que se corresponde con el Xenón.

	p ¹	p ²	p ³	p ⁴	p ⁵	p ⁶	
1							
2							
3							
4							
5				X			
6							

12)

A) De las siguientes configuraciones electrónicas indicar las que corresponden a un estado fundamental (F) a un estado excitado (E) o no permitida (N) para un átomo?

a) $1s^2 2s^2 2p^2$ b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^3$ c) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^9 4s^2$ d) $1s^2 2p^4$ e) $1s^2 2p^1$

B) Dos de las configuraciones anteriores pertenecen a un mismo elemento, ¿Cuáles son y por qué?

C) ¿Cuántos electrones tiene el primer elemento que corresponda a (n,2,m,s)?

D) ¿(3,3,+1,+1/2) es un electrón de un orbital 3f? Si/no y por qué.

A) a) **Fundamental** b) **No permitida**, hay un s^3 de un máximo de 2 c) **Fundamental** el último electrón es el d^9

d) **Excitado**, hay 2e^- en nivel superior al que le corresponde (los $2s^2$) e) **Excitado**, hay un e^- en nivel superior al que le corresponde (el $2s^1$)

B) Para que sean un mismo elemento (átomos no iones) tienen que tener el mismo nº de e^- . Son los casos correspondientes a a) y d)

c) Parece complicado, pero no. Si $l=2 \rightarrow n$ tiene que ser superior a 3 ($l=0$ a $n-1$), pero como dice que sea el primer elemento en ser (n,2,m,s) $\rightarrow n$ tiene que ser el menor, es decir 3. Por tanto, es un $(3,2,m,s) \rightarrow 3d^1$ será el primero y aplicando Moeller resulta ser $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^1 4s^2 \rightarrow 21\text{ e}^-$

D) **No**. $(3,3,+1,+1/2) \rightarrow$ los nº cuánticos $n=3$ y $l=3$ darían un 3f, pero si $n=3 \rightarrow l$ no puede ser 3 ($l=0$ a $n-1$) O simplemente basta con decir que no existe 3f

13)

Dadas las configuraciones electrónicas correspondientes a los átomos neutros que a continuación se escriben:

A) $1s^2 2s^2 2p^1$ B) $1s^2 2s^2 2p^5$ C) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$ D) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ E) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$

a) ¿Cuáles son metales y cuales no metales?

b) ¿qué elemento posee la mayor electronegatividad y cual la menor?

c) ¿qué elemento posee mayor radio atómico y cual menor?

Vamos a utilizar el esqueleto de la Tabla periódica para situar los elementos atendiendo a su configuración electrónica (ya saben que es fundamental conocer el esqueleto de la Tabla Periódica):

c) El A tiene menor E_i ya que: $\text{átomo} + E_i \rightarrow \text{ión}^+ + e^-$

Y en consecuencia en una familia E_i disminuye al aumentar Z puesto que cuanto más alejados están los e^- del núcleo más débilmente están atraídos. En un periodo aumenta con Z debido a la mayor carga del núcleo y menor radio del átomo que hace que los e^- estén más fuertemente atraídos. En T. P. aumenta $\rightarrow \uparrow$

d) El ion más estable es evidentemente el que ha alcanzado la configuración de gas noble:

${}_{14}\text{A} \rightarrow \dots\dots 3s^2 3p^2 \rightarrow \dots\dots 3s^2 3p^6$ será el ion A^{4-} ya que habrá ganado $4e^-$

${}_{38}\text{B} \rightarrow \dots\dots 5s^2 \rightarrow \dots\dots 4s^2 4p^6 4d^{10}$ será el ion B^{2+} ya que habrá cedido $2e^-$

2015 julio - El número de protones presentes en el núcleo de los siguientes elementos es: A (Z = 9), B (Z = 16), C (Z = 17), D (Z = 18) y E (Z = 19). Indica, razonando la respuesta, cuál de ellos es: a) Un metal alcalino. b) El más electronegativo. c) El de menor potencial de ionización. d) Un gas noble.

${}_9\text{A} \rightarrow \dots\dots 2s^2 2p^5$ ${}_{16}\text{B} \rightarrow \dots\dots 3s^2 3p^4$ ${}_{17}\text{C} \rightarrow \dots\dots 3s^2 3p^5$ ${}_{18}\text{D} \rightarrow \dots\dots 3s^2 3p^6$ ${}_{19}\text{E} \rightarrow \dots\dots 4s^1$

a) E grupo $s^1 \rightarrow$ alcalinos

b) La electronegatividad es la tendencia que tiene un elemento a ganar electrones para conseguir la configuración de gas noble. Es tanto mayor cuanto más pequeño es el átomo (ya que de esta forma el núcleo atrae más fuertemente a los e^- , al ser las distancias más cortas entre el núcleo y los electrones) y cuanto más cerca se encuentra el elemento de la configuración $s^2 p^6$.

Por tanto, el más electronegativo es el A, ya que está más arriba (menor n) y más cerca de $s^2 p^6$ (el D, $s^2 p^6$, no tiene electronegatividad, no tiene tendencia ni a ganar ni a ceder electrones). Y el menos electronegativo es claramente el E, con mayor n y más lejos de $s^2 p^6$.

c) El A tiene menor E_i ya que: $\text{átomo} + E_i \rightarrow \text{ión}^+ + e^-$ y por tanto en la T.P. el aumento de la E_i es \rightarrow debido a que cuanto más alejados están los e^- del núcleo más débilmente están atraídos. En un periodo aumenta con Z debido a la mayor carga del núcleo y menor radio del átomo que hace que los e^- estén más fuertemente atraídos.

d) El gas noble será aquel que sea $s^2 p^6$ y ese es el D

2006 junio - Dados los elementos A, B y C de números atómicos 19, 17 y 12, respectivamente. Indica: a) La configuración electrónica de sus respectivos estados fundamentales. b) El grupo de la tabla periódica al que pertenece cada uno de ellos. c) Ordénalos de menor a mayor radio atómico. d) electronegatividad. e) Ordénalos de menor a mayor carácter no metálico.

(Los apartados d y e están cambiados, ya que las preguntas que contenían no se han tratado aún)

a) ${}_{19}\text{A} \rightarrow \dots\dots 4s^1$ ${}_{17}\text{B} \rightarrow \dots\dots 3s^2 3p^5$ ${}_{12}\text{C} \rightarrow \dots\dots 3s^2$

b) $\text{A} \rightarrow s^1 \rightarrow$ alcalino $\text{B} \rightarrow p^5 \rightarrow$ halógeno $\text{C} \rightarrow s^2 \rightarrow$ alcalino térreo

c) **menor radio B, C, A mayor radio.**

Ya que dentro de una familia aumenta al aumentar Z al aumentar el número de capas (n) de electrones.

Dentro de un periodo disminuye con Z ya que el nivel electrónico más externo es el mismo (n), pero al aumentar la carga del núcleo atrae más a los electrones periféricos provocando la contracción

NOTA: influye más el nivel (periodo) n ya que n influye en el radio que el valor de Z dentro del mismo nivel n

d) **menor electronegatividad A, C, B mayor electronegatividad**

Ya que electronegatividad es la tendencia que tiene un elemento a ganar electrones para conseguir la configuración de gas noble.

La electronegatividad es tanto mayor cuanto más pequeño es el átomo (ya que de esta forma el núcleo atrae más fuertemente a los e^- , al ser las distancias más cortas entre el núcleo y los electrones) y cuanto más cerca se encuentra el elemento de la configuración $s^2 p^6$.

e) **menor carácter no metálico A, C, B mayor carácter no metálico**

El carácter no metálico está ligado con la electronegatividad (tendencia a ganar electrones), por eso coincide con el apartado anterior. El carácter metálico es al contrario, los más electropositivos o de más tendencia a ceder electrones.

2009 Sept. - A partir de las series de números cuánticos siguientes: 1) $(1, 0, 0, \frac{1}{2})$; 2) $(1, 1, 0, \frac{1}{2})$; 3) $(1, 1, 0, -\frac{1}{2})$; 4) $(2, 1, -2, \frac{1}{2})$; 5) $(2, 1, -1, \frac{1}{2})$. Responde: a) Cuáles son posibles, y cuáles son imposibles, en este último caso comenta por qué no son posibles para representar el estado de un electrón. b) En qué tipo de orbital atómico estarían situados los electrones de aquellas series que son posibles.

a) Teniendo en cuenta el orden de los números cuánticos: n, l, m, s

$(1, 0, 0, \frac{1}{2})$ Bien. Cumple con los criterios de valores de los n^{os} cuánticos

$(1, 1, 0, \frac{1}{2})$ Mal. l solo puede valer de 0 a $n-1$ y como $n=1 \rightarrow l$ solo vale de 0 a 0 es decir solo puede ser 0

$(1, 1, 0, -\frac{1}{2})$ Mal. La misma razón que antes.

$(2, 1, -2, \frac{1}{2})$ Mal. m solo puede valer de $-l$ (ele) a $+l$ (ele), por tanto si $l = 1 \rightarrow m$ solo puede valer -1, 0 y 1, no -2

$(2, 1, -1, \frac{1}{2})$ Bien. Cumple con los criterios de valores de los n^{os} cuánticos

b) $(1, 0, 0, \frac{1}{2}) \rightarrow 1s$ (m y s solo indican orientación del orbital y sentido de giro sobre sí mismo del e^-)

$(2, 1, -1, \frac{1}{2}) \rightarrow 2p$

¿Cuál o cuáles de las siguientes configuraciones electrónicas corresponden a un estado fundamental (f) a un estado excitado (e) o no permitida (n) para un átomo?

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

Dos de las configuraciones anteriores pertenecen a un mismo elemento, ¿Cuáles son y por qué?

Estado fundamental es el que tiene la configuración electrónica que se obtiene normalmente, es decir, aplicando el diagrama de Moeller. Excitado es el que tiene algún electrón por encima del nivel de energía normal a la configuración fundamental. No permitido es el que tiene algún electrón situado en un lugar no permitido (un p^7 o un s^4 p. ej.)

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

b) $1s^2 2s^1 2p^3$ E un electrón de 2s ha saltado al 2p

c) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^8 4s^1$ N no puede existir un electrón p^8

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

e) $1s^2 3p^2$ E dos electrones 2s han pasado al 4p (que a su vez está excitado pues se ha saltado el 2p y 3s)

Las configuraciones que pertenecen a un mismo elemento (átomo) serán aquellas que, siendo fundamentales o excitadas, contengan el mismo número de electrones, ya que eso significa que tiene el mismo Z . Pero cuidado, hablamos de elementos (átomos), no iones ya que estos han ganado o perdido electrones.

Entonces sumando los electrones de cada caso tenemos que el a) y el b) pertenecen al mismo elemento (carbono), a) con configuración fundamental y b) excitada.