

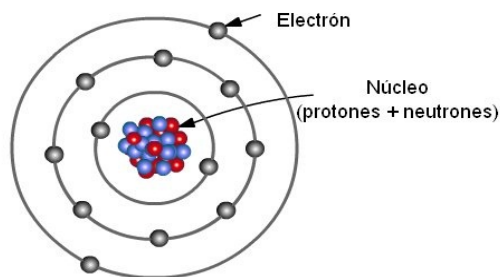
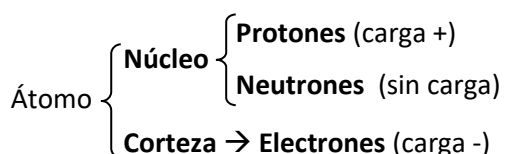
TEMA 3. EL ÁTOMO

¿Cómo vamos a estudiar este tema? ¡Sigue el diagrama!



Advertencia: Este tema pertenece al libro “Una química para todos. Tercera edición. Versión ampliada” cuyo contenido se encuentra registrado en la propiedad intelectual, reservándose derechos de autor. De esta manera, no se consentirá el plagio y/o distribución sin consentimiento del propietario.

1. Estructura Atómica



Cálculo del número de protones, neutrones y electrones:

***Z → Número atómico** = Número de **protones**
= Número de **electrones** (Cuando el átomo está en estado neutro)

Si no está en estado neutro (forma iónica) podemos calcular el número de electrones sumando los electrones ganados (aniones) o perdidos (cationes) a su Z correspondiente.
Recuerda que los protones de un ion siguen siendo los mismos que los del átomo neutro.

***A → Número másico** = protones (Z) + neutrones
Por lo tanto, **neutrones** = A-Z

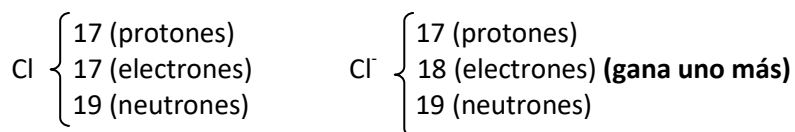
Recuerda que los neutrones de un ion siguen siendo los mismos que los del átomo neutro.

Problema 1...

Un ejercicio muy típico es el cálculo de protones, electrones y neutrones fácilmente deducible de las equivalencias que ya hemos estudiado.

¿Qué cantidad de cada uno de ellos posee el Cl sabiendo que Z=17 y A=36? ¿Y Cl⁻?

...Solución



2. Orbitales atómicos y números cuánticos

Como consecuencia del principio de incertidumbre, se establece la imposibilidad de establecer con precisión la trayectoria del electrón en el espacio. Definimos, por tanto, **un orbital atómico como la región del espacio donde existe una alta probabilidad de encontrar al electrón.**

Los números cuánticos podemos entenderlos como “las herramientas” que vamos a usar para describir un orbital determinado del átomo y al electrón (o electrones) que los ocupa.

Los 3 primeros (n, l, m) nos dan información acerca del orbital y el 4º número cuántico (s) acerca del electrón (o electrones) que los ocupa. Se explican a continuación:

***n → Número cuántico principal:**

Indica la capa o nivel de energía. Está relacionado con el tamaño del orbital.

VALORES que puede tomar: Desde 1 hasta 7

***l → Número cuántico secundario o del momento angular:**

Indica la subcapa o subnivel de energía.

VALORES que puede tomar: Desde 0 hasta (n-1)

También nos indica la forma (tipo) del orbital:



l=0 → Orbital tipo s
l=1 → Orbital tipo p
l=2 → Orbital tipo d
l=3 → Orbital tipo f

***m → Número cuántico magnético:**

Indica las posibles orientaciones espaciales de los orbitales.

VALORES que puede tomar: Desde -l hasta +l

***s → Número cuántico magnético de espín:**

Indica las dos posibles orientaciones que puede adoptar el campo magnético creado por el electrón al girar sobre sí mismo.

VALORES que puede tomar: $+\frac{1}{2}$ y $-\frac{1}{2}$

Problema 2...

¿Son posibles las siguientes combinaciones de números cuánticos?

(2,2,0, +½); (2,1,-2, -½); (3,2,0, 0); (4,3,-1, +½)

Solución...

(2, 2, 0, +½): **No**, porque los valores de **l** pueden ser desde 0 hasta (n-1), luego podría ser tanto 0 como 1 pero no podría ser 2 como en este caso.

(2, 1,-2, -½): **No**, porque los valores de **m** pueden ser desde -l hasta +l, luego podría ser tanto -1, 0, +1 pero no -2 como en este caso.

(3, 2, 0, 0): **No**, porque los valores de **s** solo pueden ser +½ o -½.

(4, 3,-1,+½): **Si**, esta combinación es posible según las reglas que hemos dado anteriormente, luego es correcto y define un orbital tipo 4f y al electrón que alberga en su interior.

Problema 3...

¿Cuántos orbitales son posibles como máximo para n=3? ¿Y cuántos electrones?

...Solución

n	l	m	Orbitales	Para n=3 son posibles 9 orbitales como máximo
3	0	0	(3,0,0)	
	1	-1,0,1	(3,1,-1); (3,1,0); (3,1,1)	
	2	-2,-1,0,1,2	(3,2-2); (3,2,-1); (3,2,0); (3,2,1); (3,2,2)	
Si para cada orbital hay dos posibles electrones (+½ y -½), para 9 orbitales → 18 electrones				

...Otra Solución

En cada nivel son posibles como máximo n^2 orbitales, es decir $3^2 = 9$ orbitales
 Por tanto, en cada nivel son posibles $2n^2$ electrones, es decir $2 \times 3^2 = 18$ electrones

Problema 4...

¿Sabrías decir el número de orbitales por cada Subnivel? ¿Y cuántos electrones?

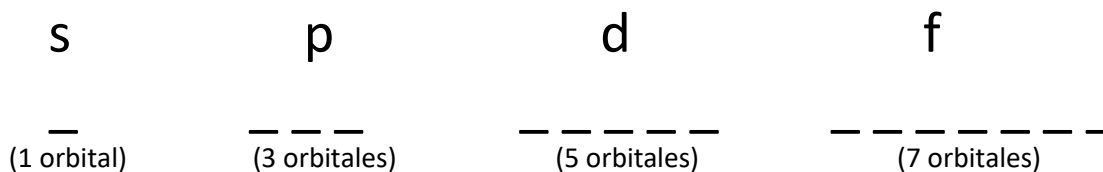
...Solución

En cada **subnivel**, hay **2l+1 orbitales**, es decir:

Para el subnivel s (l=0).....	1 orbital	→	2 electrones
Para el subnivel p (l=1).....	3 orbitales	→	6 electrones
Para el subnivel d (l=2).....	5 orbitales	→	10 electrones
Para el subnivel f (l=3).....	7 orbitales	→	14 electrones

Notación orbital:

Nos va a ser muy útil el saber representar **cada subnivel en notación orbital**:



Cada una de esas “rayas” representa un orbital que va a albergar los electrones (flechas). Para conocer cómo se rellenan estos orbitales expondremos dos principios fundamentales:

***Principio de exclusión de Pauli:**

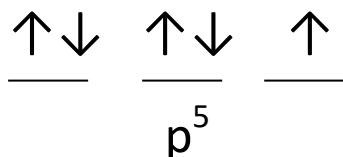
En un mismo átomo no pueden existir dos electrones con los valores de los cuatro números cuánticos iguales. De este principio se deduce que cada orbital solo puede albergar como máximo dos electrones y estos electrones tendrán espines opuestos (apareados).

***Principio de máxima multiplicidad de Hund:**

Cuando en un subnivel energético existen varios orbitales disponibles, los electrones tienden a ocupar el máximo número de ellos y además, con espines paralelos.

Primero se colocan todas las flechas (electrones) en paralelo y después se completan con flechas antiparalelas conforme se van añadiendo electrones hasta completar el subnivel.

Así, por ejemplo, **5 electrones en el subnivel p** se dispondrían de la siguiente manera:



Energía de los orbitales:

Para los átomos polielectrónicos la energía de los orbitales responde a la **regla n+l**

Problema 5...

¿Cuál de los siguientes orbitales es más energético? 5d, 4s, 3p, 3s

Solución...

$5d = 5+2 = 7 \rightarrow$ Más energético.

$4s = 4+0 = 4$

$3p = 3+1 = 4$

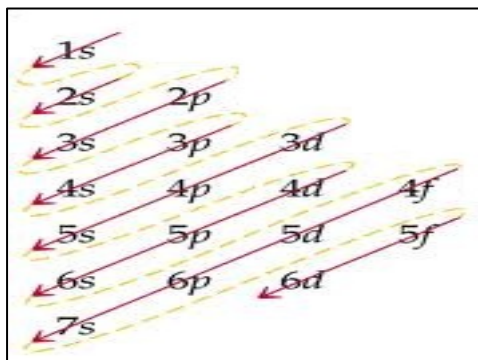
$3s = 3+0 = 3 \rightarrow$ Menos energético.

} Cuando hay “empate”, el que tiene mayor energía es el que tiene mayor n (4s).

Recuerda que el orbital menos energético, también es el más estable.

3. Configuración electrónica

Consiste en la distribución de los electrones que tiene un átomo en sus respectivos orbitales, utilizando el **diagrama de Möeller** (orbitales ordenados en orden creciente de energía):



Veamos algunos ejemplos...

Be (Z=4) $\rightarrow 1s^2 2s^2$
 C (Z=6) $\rightarrow 1s^2 2s^2 2p^2$
 Al (Z=13) $\rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$
 Ca (Z=20) $\rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$
 Fe (Z=26) $\rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$
 Rb (Z=37) $\rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1$
 Rb⁺ (Z=37) $\rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$

Problema 6...

Escribe la configuración electrónica del O (Z=8) y del O²⁻ y represéntala en notación orbital.

Solución...

O $\rightarrow 1s^2$	$2s^2$	$2p^4$	O ²⁻ $\rightarrow 1s^2$	$2s^2$	$2p^6$
$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow \uparrow \uparrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$
2 electrones desapareados			Ningún electrón desapareado		

Problema 7...

Dadas las siguientes configuraciones electrónicas, indica si son correctas o incorrectas, así como el principio que incumplen en el caso de ser incorrectas.

a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ b) $1s^2 2s^2 2p^6 5s^1$ c) $1s^2 2s^3$ d) $1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^0 2p_z^0$

Solución...

- a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 \rightarrow$ **Correcta. Estado fundamental** (sigue el orden del diagrama de Möeller).
- b) $1s^2 2s^2 2p^6 5s^1 \rightarrow$ **Correcta. Estado excitado** (sigue siendo el mismo elemento que antes, sin embargo, un electrón adquiere suficiente energía como para saltar de capa, estado excitado).
- c) $1s^2 2s^3 \rightarrow$ **Incorrecta. Incumple el principio de exclusión de Pauli.**
 La forma correcta sería $\rightarrow 1s^2 2s^2 2p^1$
- d) $1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^0 2p_z^0 \rightarrow$ **Incorrecta. Incumple el principio de máxima multiplicidad de Hund.**
 La forma correcta sería $\rightarrow 1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^0$

4. El sistema periódico

¿Cómo escribir la configuración electrónica de un elemento sin conocer su número atómico?

Todos los elementos del mismo grupo tienen idéntica configuración de la capa electrónica más externa llamada **capa de valencia** y es la responsable de las propiedades químicas del grupo.

Como veremos a continuación, conociendo el grupo y periodo que ocupa el elemento en la tabla periódica no tendremos ningún problema para escribir su configuración electrónica:

En los grupos 1-2 y 13-18	En los metales de transición (grupos 3-12)
El periodo coincide con el número cuántico principal de la capa de valencia	El periodo coincide con el número cuántico principal de la capa más externa
<p>El grupo coincide con las siguientes terminaciones de configuración electrónica:</p> <p>1..... $s^1 \rightarrow$ 1 electrón en la capa de valencia</p> <p>2..... $s^2 \rightarrow$ 2 electrones en la capa de valencia</p> <p>13..... $s^2 p^1 \rightarrow$ 3 electrones en la capa de valencia</p> <p>14..... $s^2 p^2 \rightarrow$ 4 electrones en la capa de valencia</p> <p>15..... $s^2 p^3 \rightarrow$ 5 electrones en la capa de valencia</p> <p>16..... $s^2 p^4 \rightarrow$ 6 electrones en la capa de valencia</p> <p>17..... $s^2 p^5 \rightarrow$ 7 electrones en la capa de valencia</p> <p>18..... $s^2 p^6 \rightarrow$ 8 electrones en la capa de valencia</p> <p><i>(La gran estabilidad de los gases nobles se justifica por tener la capa de valencia completa)</i></p>	<p>El grupo coincide con las siguientes terminaciones de configuración electrónica:</p> <p>3..... d^1</p> <p>4..... d^2</p> <p>5..... d^3</p> <p>6..... d^4</p> <p>7..... d^5</p> <p>8..... d^6</p> <p>9..... d^7</p> <p>10..... d^8</p> <p>11..... d^9</p> <p>12..... d^{10}</p>

Problema 8...

¿Escribe las configuraciones electrónicas de los siguientes elementos: Li, P, Fe?

Solución...

a) Li

Grupo: 1

Periodo: 2

$\Rightarrow 1s^2 2s^1$

b) P

Grupo: 15

Periodo: 3

$\Rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$

c) Fe

Grupo: 8

(Metal de transición)

Periodo: 4

$\Rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$

5. Formación de iones estables

El objetivo de que los átomos formen iones, es conseguir estabilidad, y como lo más estable que hay son los gases nobles, el formar un ion consiste en hacer coincidir su configuración electrónica con la del gas noble en cuestión.

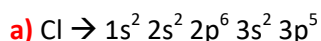
Esta norma la suelen cumplir los elementos de **los grupos representativos (1-2 y 13-17)**, los cuales suelen ganar o perder electrones para adquirir la configuración del gas noble.

Sin embargo, los elementos de **los metales de transición (grupos 3-12)** a menudo incumplen esta norma y suelen hacerse estables perdiendo los electrones de la capa más externa.

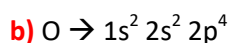
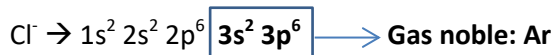
Problema 9...

Justifica el ion más estable que forman los siguientes elementos: Cl, O, Be, K, Fe.

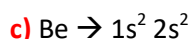
Solución...



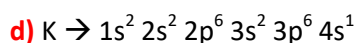
Como le falta 1 electrón para ser gas noble, su ion estable será Cl^- .



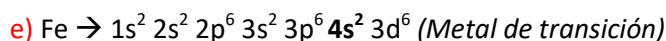
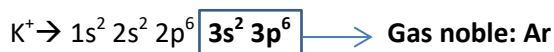
Como le faltan 2 electrones para ser gas noble, su ion estable será O^{2-} .



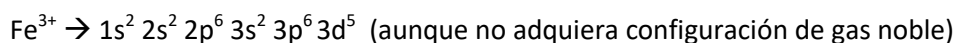
Como le sobran 2 electrones para ser gas noble, su ion estable será Be^{2+} .



Como le sobra 1 electrón para ser gas noble, su ion estable será K^+ .



Se hace más estable perdiendo los electrones de su capa más externa. De esta manera, conociendo sus estados de oxidación, uno de sus posibles **iones estables será:**



6. Propiedades periódicas

Radio atómico:

Definición: Es la mitad de la distancia entre los núcleos de dos átomos adyacentes en un sólido metálico, o bien, en el caso de sustancias covalentes, a partir de la distancia entre los núcleos de los átomos idénticos de una molécula.

Cuánto más abajo y hacia la izquierda se encuentre el elemento en la tabla periódica, mayor será su radio. **Este hecho no es una justificación válida** pero lo iremos mencionando porque nos puede ayudar a hacernos una idea. La justificación adecuada es la siguiente:

Dentro del mismo grupo, el radio atómico aumenta hacia abajo porque de esta manera aumenta el número de capas (ya que aumenta el periodo).

Dentro del mismo periodo (misma capa), el radio atómico aumenta hacia la izquierda ya que con ello disminuye Z (protones) y cuanto menos protones tenga el elemento, la atracción del núcleo hacia los electrones periféricos es menor y el radio aumenta de tamaño.

Radio iónico:

¿Quién tiene mayor radio, un anión o su átomo neutro? ¿Y un catión o su átomo neutro?

Pongamos de ejemplo el Cl y el Cl^- (anión): Al tener un electrón “de más”, teniendo en cuenta que los electrones se repelen entre sí, la nube electrónica o radio iónico se expande.

Un anión tiene, por tanto, mayor radio que su átomo neutro.

Pongamos otro ejemplo: Na y el Na^+ (catión): Pasa al contrario que el caso anterior. Hay menos repulsión y se contrae. **Un catión tiene, por tanto, menor radio que su átomo neutro.**

Y en el caso de especies isoelectrónicas (mismo número de electrones e idéntica configuración electrónica) ¿Cuál tiene mayor y menor radio?

Pongamos de ejemplo las siguientes **especies isoelectrónicas**: $\text{S}^{2-} \leftrightarrow \text{Cl}^- \leftrightarrow \text{Ar} \leftrightarrow \text{K}^+ \leftrightarrow \text{Ca}^{2+}$

Hay que tener en cuenta que aunque tengan el mismo número de electrones (18 electrones), tienen diferente número de protones y esto es lo que marcará la diferencia de radios:

*El S^{2-} es el que tiene menor número de protones de todos ($Z=16$), así que es el que tiene mayor radio porque el núcleo atraerá con menos fuerza a los electrones periféricos.

*El Ca^{2+} es el que tiene mayor número de protones de todos ($Z=20$), así que es el que tiene menor radio porque el núcleo atraerá con más fuerza a los electrones periféricos.

Energía de ionización (potencial de ionización):

Definición: Energía mínima necesaria para arrancar un electrón (el más externo al núcleo) de un átomo neutro en estado gaseoso y en su estado fundamental.

Cuanto más arriba y hacia la derecha se encuentre el elemento en la tabla periódica, mayor será esta energía (al contrario que el radio). La justificación adecuada es la siguiente:

Cuando el átomo tiene un radio pequeño los electrones periféricos están muy atraídos por el núcleo, por lo que cuesta más trabajo (requiere mayor energía de ionización) arrancarlos. Por esa razón, los gases nobles son los elementos que tienen la mayor energía de ionización de su periodo, además, también, por su gran estabilidad.

Existen varias energías de ionización en función de los electrones que se le puedan arrancar al átomo. Si ponemos el caso del Litio, cuya configuración electrónica es $1s^2 2s^1$, podemos hablar hasta de 3 energías de ionización (ya que se le pueden arrancar 3 electrones).

Es interesante saber que **las sucesivas energías de ionización siempre son mayores que las anteriores**, ya que al quitar el primer electrón (tras su primera energía de ionización) hay menos repulsión entre los electrones restantes y así el electrón que vamos a arrancar en segundo lugar se encuentra más atraído por el núcleo (por lo que se requiere más energía de ionización para arrancarlo).

Además, **la energía de ionización que coincide con el cambio de capa es mucho mayor** ya que ese electrón se arranca de una capa más cercana al núcleo y con configuración del gas noble. Por ejemplo, la 3ª energía de ionización del Mg es mucho mayor que la 2ª.

Afinidad electrónica:

Definición: Es la energía desprendida (a veces absorbida) cuando un átomo neutro en estado gaseoso acepta un electrón para formar un ion negativo (anión).

Cuanto más arriba y hacia la derecha se encuentre el elemento en la tabla periódica, mayor será la afinidad. **Se justifica porque, en este sentido, al ser su radio menor, el núcleo atraerá con más fuerza a ese hipotético electrón para crear el anión.**

Electronegatividad:

Definición: Es la capacidad que tiene un átomo de un elemento dado de atraer hacia sí el par o pares de electrones compartidos en un enlace covalente.

$A - B \Rightarrow$ El más electronegativo es el que más los atrae

Cuanto más arriba y hacia la derecha se encuentre el elemento en la tabla periódica, mayor será la electronegatividad. **Se justifica porque, en este sentido, al ser su radio menor, el núcleo atraerá con más fuerza a los electrones compartidos en dicho enlace covalente.**

Si un elemento es + electronegativo = + no metálico \rightarrow Tienen tendencia a ganar electrones formando aniones.

Si un elemento es - electronegativo = + metálico \rightarrow Tienen tendencia a perder electrones formando cationes.

7. REPASO DE EJERCICIOS CLAVE POR CONCEPTOS



¡¡¡ Demuestra lo que sabes !!!

Concepto de repaso: Cálculo del número de protones, neutrones y electrones

1. Para el ion fluoruro cuyo número atómico (Z) es 9 y cuyo número másico (A) es 19:
Calcula el número de protones, electrones y neutrones.

Número atómico (Z) = Número de protones = **9 protones**.

El ion fluoruro (F⁻) ha ganado un electrón, por lo tanto, **10 electrones**.

Número másico (A) = protones (Z) + neutrones → Neutrones = A-Z = 19-9 = **10 neutrones**.

Concepto de repaso: Orbitales atómicos y números cuánticos (I)

2. Dados los conjuntos de números cuánticos: (1, 1, 0, ½), (3, 1, -1, ½), (2, 1, 2, ½), (4, 2, -2, ½):
a) Razona cuáles son permitidos (indicando el tipo de orbital) y cuáles no.
b) Indica, de los orbitales permitidos del apartado anterior, el que sea más energético.

a) (1, 1, 0, ½): **No**, ya que el número cuántico secundario (l) puede tomar valores desde 0 hasta (n-1). Es decir, en este caso solo sería posible l=0 pero no l=1.

(3, 1, -1, ½): **Si**, esta combinación de números cuánticos es correcta y pertenece a un electrón situado en un orbital **tipo 3p**.

(2, 1, 2, ½): **No**, ya que el número cuántico magnético (m) puede tomar valores desde -l hasta +l. Es decir, en este caso podría ser m = -1, 0, +1 pero no m= 2.

(4, 2, -2, ½): **Si**, esta combinación de números cuánticos es correcta y pertenece a un electrón situado en un orbital **tipo 4d**.

b) El orbital con mayor valor de la suma de n y l será también el más energético.

Por lo tanto, el **orbital 4d (4+2 = 6) es más energético que el orbital 3p (3+1=4)**.

También podemos demostrarlo por el diagrama de Möeller, en el que los orbitales aparecen ordenados **de menor a mayor energía** (el 4d aparece después, luego es más energético).

Concepto de repaso: Orbitales atómicos y números cuánticos (II)

3. Razona cuál es el máximo número de orbitales y de electrones para:

a) $n=4$

b) $n=4$ $l=2$

c) $n=4$ $l=3$ $m=-2$

d) $n=4$ $s=-\frac{1}{2}$

a)

n	l	m	Orbitales	16 orbitales como máximo para $n=4$
4	0	0	(4,0,0)	
	1	-1,0,1	(4,1,-1); (4,1,0); (4,1,1)	
	2	-2,-1,0,1,2	(4,2-2); (4,2,-1); (4,2,0); (4,2,1); (4,2,2)	
	3	-3-2,-1,0,1,2,3	(4,3-3); (4,3-2); (4,3,-1); (4,3,0); (4,3,1); (4,3,2); (4,3,3)	
Si para cada orbital hay dos posibles electrones ($+\frac{1}{2}$ y $-\frac{1}{2}$), para 16 orbitales → 32 electrones				

b)

n	l	m	Orbitales	5 orbitales como máximo para n=4 y l=2
4	2	-2,-1,0,1,2	(4,2-2); (4,2,-1); (4,2,0); (4,2,1); (4,2,2)	
Si para cada orbital hay dos posibles electrones (+½ y -½), para 5 orbitales→ 10 electrones				

c)

n	l	m	Orbitales	1 orbital como máximo para n=4, l=3, m= -2
4	3	-2	(4,3,-2)	
Si para cada orbital hay dos posibles electrones (+½ y -½), para 1 orbital→ 2 electrones				

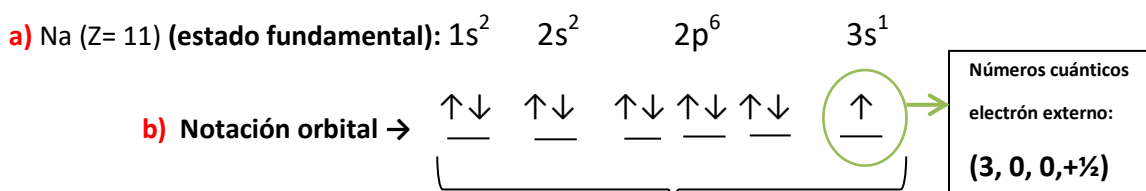
d)

En el apartado a) hemos concluido que para $n=4$ son posibles 16 orbitales y 32 electrones, sin embargo, si añadimos el número cuántico $s=-\frac{1}{2}$ reducimos el número de electrones a la mitad, es decir son posibles **16 electrones** con esa combinación de números cuánticos.

Concepto de repaso: Configuración electrónica

4. Con respecto al elemento Na (Z=11):

- Escribe la configuración electrónica en su estado fundamental e indica el conjunto de números cuánticos que caracteriza al electrón más externo.
- Representa dicha configuración electrónica en notación orbital describiendo el principio de exclusión de Pauli y el principio de máxima multiplicidad de Hund.
- Indica la configuración electrónica de uno de sus posibles estados excitados.



Principio de exclusión de Pauli:

Cada orbital solo puede albergar como máximo dos electrones y estos electrones tendrán espines opuestos (apareados).

Principio de máxima multiplicidad de Hund:

Cuando en un subnivel energético existen varios orbitales disponibles, los electrones tienden a ocupar el máximo número de ellos y además, con espines paralelos.

c) Na (Z= 11) (estado excitado). Por ejemplo: $1s^2 \ 2s^2 \ 2p^6 \ \underline{5s}^1$

Concepto de repaso: Configuración electrónica y sistema periódico

5. Sabiendo que el A es el alcalinotérreo del quinto periodo, B es el halógeno del tercer periodo, C es el elemento con Z= 33, D es el Kriptón y E es el elemento cuya configuración electrónica de la capa de valencia es $5s^1$. **Escribe sus configuraciones electrónicas.**

<p>A) Alcalinotérreo: Grupo 2 Periodo 5</p> <p>$1s^2 \ 2s^2 2p^6 \ 3s^2 3p^6 \ 4s^2 3d^{10} 4p^6 \ \underline{5s^2}$</p>	<p>B) Halógeno: Grupo 17 Periodo 3</p> <p>$1s^2 \ 2s^2 2p^6 \ \underline{3s^2 3p^5}$</p>
<p>C) 33 electrones</p> <p>$1s^2 \ 2s^2 2p^6 \ 3s^2 3p^6 \ 4s^2 3d^{10} 4p^3$</p>	<p>D) Kr. Gas noble: Grupo 18 Periodo 4</p> <p>$1s^2 \ 2s^2 2p^6 \ 3s^2 3p^6 3d^{10} \ \underline{4s^2 4p^6}$ (ordenada)</p>
<p>E) Capa de valencia (última capa): $5s^1$</p> <p>$1s^2 \ 2s^2 2p^6 \ 3s^2 3p^6 \ 4s^2 3d^{10} 4p^6 \ \underline{5s^1}$</p>	

6. Para los siguientes elementos: N, Rb, Al, Ca, Zn, S, Sc, Br

a) Escribe sus configuraciones electrónicas.

b) Indica el número de electrones desapareados de cada uno de los elementos.

c) Escriba las configuraciones electrónicas de sus iones más estables.

N → Periodo: 2 Grupo: 15 → $1s^2 2s^2 2p^3$ → $\uparrow \uparrow \uparrow$ 3 e⁻ desapareados

Su ion más estable es N³⁻. Al ganar 3 electrones adquiere configuración de gas noble: $1s^2 2s^2 2p^6$

Rb → Periodo: 5 Grupo: 1 → $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1$ → \uparrow 1 e⁻ desapareado

Su ion más estable es Rb⁺. Al perder 1 electrón se hace gas noble: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$

Al → Periodo: 3 Grupo: 13 → $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$ → \uparrow 1 e⁻ desapareado

Su ion más estable es Al³⁺. Al perder 3 electrones se hace gas noble: $1s^2 2s^2 2p^6$

Ca → Periodo: 4 Grupo: 2 → $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$ → $\uparrow\downarrow$ 0 e⁻ desapareados

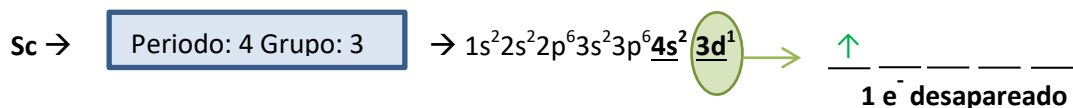
Su ion más estable es Ca²⁺. Al perder 2 electrones se hace gas noble: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

Zn → Periodo: 4 Grupo: 12 → $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}$ → $\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$ 0 e⁻ desapareados

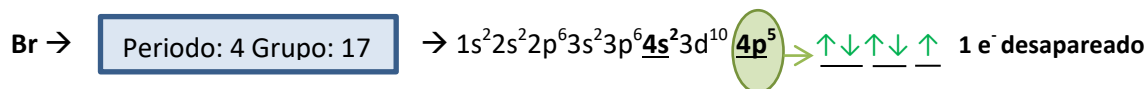
Su estado de oxidación es +2, así que su ion más estable es Zn²⁺. Estos 2 electrones los pierde de su última capa (4) aunque no adquiera la configuración de gas noble: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10}$

S → Periodo: 3 Grupo: 16 → $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ → $\uparrow\downarrow \uparrow \uparrow$ 2 e⁻ desapareados

Su ion más estable es S²⁻. Al ganar 2 electrones se hace gas noble: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$



Su estado de oxidación es +3, así que **su ion más estable es Sc³⁺**. Pierde 2 electrones de su última capa (4) y 1 electrón de la capa 3 (subnivel d): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$



Su ion más estable es Br⁻. Al ganar 1 electrón se hace gas noble: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 \underline{4s^2} 3d^{10} \underline{4p^6}$

Concepto de repaso: Propiedades periódicas (I)

7. Contesta razonadamente a las siguientes cuestiones:

- a) ¿Qué especie tendrá mayor radio, oxígeno o su ion estable correspondiente?
- b) Escribe 4 especies que sean isoelectrónicas con el ion anterior.
- c) Compara los radios de dichas especies isoelectrónicas.

a) El ion estable del O es O²⁻. Al haber ganado 2 electrones, y teniendo en cuenta que los electrones se repelen entre sí, el radio iónico se expande y por tanto **O²⁻ tiene mayor radio**.

b) Las especies isoelectrónicas son aquellas que tienen el **mismo número de electrones**, por tanto, serían isoelectrónicas con O²⁻ las siguientes:

O ²⁻	F ⁻	Ne	Na ⁺	Mg ²⁺
Z= 8	Z= 9	Z= 10	Z= 11	Z= 12
8 Protones	9 Protones	10 Protones	11 Protones	12 Protones
10 Electrones	10 Electrones	10 Electrones	10 Electrones	10 Electrones

c) El ion con menor número de protones (O²⁻) será el que tenga mayor radio, ya que el núcleo atraerá con menos fuerza a los electrones periféricos y el radio aumentará. De esta manera:

O ²⁻	>	F ⁻	>	Ne	>	Na ⁺	>	Mg ²⁺
Z= 8		Z= 9		Z= 10		Z= 11		Z= 12
8 Protones		9 Protones		10 Protones		11 Protones		12 Protones
10 Electrones		10 Electrones		10 Electrones		10 Electrones		10 Electrones

Concepto de repaso: Propiedades periódicas (II)

8. Dados dos elementos del tercer periodo, A y B, con 5 y 7 electrones de valencia, respectivamente, razona si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- a) B tiene mayor radio atómico.
- b) A tiene menor energía de ionización.
- c) El par de electrones del enlace A-B se encuentra desplazado hacia A.

Puesto que están en el periodo 3 y tienen 5 y 7 electrones en la última capa, sus configuraciones electrónicas correspondientes serán:

A: $1s^2 2s^2 2p^6 \underline{3s^2 3p^3}$ (grupo 15)

B: $1s^2 2s^2 2p^6 \underline{3s^2 3p^5}$ (grupo 17)

A partir de este dato, podremos comparar sus propiedades periódicas:

a) Falso. En el mismo periodo, el radio atómico aumenta hacia la izquierda ya que con ello disminuye Z (disminuyen los protones y con ello la carga nuclear), por lo que la atracción del núcleo hacia los electrones periféricos será menor y el radio aumentará de tamaño.

Por lo tanto el elemento **A tiene mayor radio** por estar más a la izquierda en este periodo 3.

b) Verdadero. La energía de ionización, es la energía mínima necesaria para arrancar un electrón de un átomo neutro en estado gaseoso y en su estado fundamental.

El elemento con mayor radio (A), tendrá sus electrones periféricos menos atraídos por el núcleo, por lo que se requerirá menos trabajo (**menor energía de ionización**) para arrancarlos.

c) Falso. La pregunta hace referencia al concepto de electronegatividad, y puesto que hemos concluido que B es el elemento que tiene un radio menor, será el que tenga mayor tendencia a atraer hacia sí el par de electrones compartidos en el enlace (**B es más electronegativo**).

Concepto de repaso: Propiedades periódicas (III)

9. Para los elementos A (Z = 7), B (Z = 9), C (Z = 22) y D (Z = 37):

- a) Ordena los elementos de mayor a menor radio atómico. Justifica la respuesta.
- b) ¿A cuál de ellos se necesitará aplicar menos energía para arrancar un electrón?
- c) ¿Cuál de ellos tendrá más tendencia a captar un electrón para formar un anión?
- d) ¿Cuál de ellos tendrá mayor carácter metálico?

Justificaremos a partir de las configuraciones electrónicas de cada elemento:

A (Z=7) $\rightarrow 1s^2 \underline{2s^2 2p^3}$ (periodo 2, grupo 15)

B (Z=9) $\rightarrow 1s^2 \underline{2s^2 2p^5}$ (periodo 2, grupo 17)

C (Z=22) $\rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 \underline{4s^2 3d^2}$ (periodo 4, grupo 4)

D (Z=37) $\rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 \underline{5s^1}$ (periodo 5, grupo 1)

a) El elemento con mayor radio es D, ya que al tener más capas electrónicas y ser un metal con tendencia a perder electrones, la atracción del núcleo hacia sus electrones periféricos será menor y el radio, por tanto, mayor.

Por el mismo razonamiento, el siguiente con mayor radio es C.

A y B se encuentra en el mismo periodo y puesto que B posee mayor Z (mayor carga nuclear), la atracción del núcleo hacia sus electrones periféricos será mayor y el radio, por tanto, menor. De esta forma, el orden de los radios atómicos es el siguiente: **D > C > A > B**

b) El elemento con mayor radio (D), tendrá sus electrones periféricos menos atraídos por el núcleo, por lo que se requerirá menos trabajo (**menor energía de ionización**) para arrancarlos.

c) La pregunta hace referencia al concepto de afinidad electrónica, y puesto que hemos concluido que **B es el elemento con menor radio, será el que tenga mayor tendencia a aceptar un electrón para formar un anión y así adquirir la configuración estable de gas noble.**

d) El carácter metálico viene determinado por la electronegatividad, de manera que elementos poco electronegativos tienen un mayor carácter metálico y una mayor tendencia a perder electrones para formar cationes. **El mayor radio de D, cuyos electrones periféricos están menos atraídos por el núcleo, hará que sea el elemento con mayor carácter metálico.**

***¿Quieres ampliar más?** En el “cuaderno de ejercicios” encontrarás muchos más ejercicios de este tema clasificados por conceptos, resueltos paso a paso y cuidadosamente diseñados para afianzar la materia y preparar las Pruebas de Acceso a la Universidad... ¡¡Buscando el 10!!*

¡¡YA ESTÁN DISPONIBLES LOS 2 GRANDES MANUALES ACTUALIZADOS PARA EL CURSO 2016/2017!!

BACHILLERATO Y PREPARACIÓN PARA LA PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD

DISPONIBLE EN: WWW.UNAQUIMICAPARATODOS.COM



“UNA QUÍMICA PARA TODOS” LIBRO PRINCIPAL

Temario completo (Teoría y problemas) actualizado para el curso 2016/2017
que abarca **1º de bachillerato**, **2º de bachillerato** y Preparación para las **Pruebas de Acceso a la Universidad**.

1. Formulación inorgánica
DESCARGA GRATUITA

2. Formulación orgánica
DESCARGA GRATUITA

3. Átomo
DESCARGA GRATUITA

4. Enlace Químico
DESCARGA GRATUITA

5. Disoluciones y Estequiometría
DESCARGA GRATUITA

6. Termoquímica
DESCARGA GRATUITA



7. Cinética

8. Equilibrio y solubilidad

9. Ácido-Base

10. Redox

11. Química del Carbono

*Descuentos a grupos
14,00€

CONSÍGUELO



CUADERNO DE EJERCICIOS ¡¡Buscando el 10!!

130 ejercicios clasificados por temas y conceptos, resueltos por pasos y cuidadosamente diseñados y explicados para afianzar la materia y preparar las pruebas de acceso a la Universidad.

1. Formulación inorgánica
DESCARGA GRATUITA

2. Formulación orgánica
DESCARGA GRATUITA

3. Átomo
DESCARGA GRATUITA

4. Enlace Químico
DESCARGA GRATUITA

5. Disoluciones y Estequiometría
DESCARGA GRATUITA

6. Termoquímica
DESCARGA GRATUITA



7. Cinética

8. Equilibrio y solubilidad

9. Ácido-Base

10. Redox

11. Química del Carbono

*Descuentos a grupos
7,00€

CONSÍGUELO

FORMAS DE PAGO ACEPTADAS
(ENVÍOS A TODA ESPAÑA)

INGRESO EN
CUENTA

TRANSFERENCIA
BANCARIA

PAGAR Y RECOGER EN ACADEMIA OSORIO
CALLE SOL. Nº10. BAJO. 18002. GRANADA

**MANDAR UN WHATSAPP AL
644 88 62 59 PARA RESERVAR**