

Q2B-PAU-Preparación-Resumen y ejercicios PARA ENTENDER Y APLICAR

T1. ESTRUCTURA ATÓMICA Y SISTEMA PERIÓDICO

Índice

Conceptos de teoría	Páginas 1 a 8
Cuestiones resueltas	Páginas 9 a 14
PAU-Conceptos clave y pautas	Páginas 15 a 17 (A modo de resumen muy simple)
PAU-Valencia-Enunciados	Páginas 18 a 21

T1-A: ÁTOMO

Lo que se suele preguntar

Números cuánticos: Especificar (n, l, m_l, m_s) para un electrón concreto

Decir si un electrón está en estado fundamental, excitado o prohibido

Hallar configuraciones electrónicas de átomos e iones

Hallar la valencia más probable o el ion más estable a partir de la configuración de la última capa

Composición de los átomos

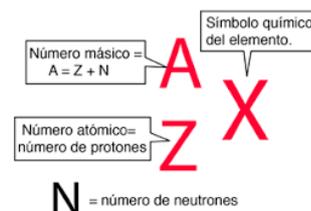
Núcleo: Protones (p⁺) (Z)
 Neutrones (n⁰)

Corteza: Electrones (e⁻)

El número másico A es la suma de protones y neutrones, $A = Z + N$

El número de electrones es el mismo que el número de protones, porque el átomo es neutro

En química sólo nos interesa la corteza, los electrones.



Los números cuánticos y sus posibles valores

- **n: número cuántico principal** que determina el tamaño y energía del orbital.
Valores: $n = 1, 2, 3, 4, \dots$
- **l: número cuántico del momento angular que determina la forma del orbital**
Valores: todos los comprendidos desde 0 hasta $(n-1)$
- **m_l: número cuántico magnético** determina la orientación del orbital.
Valores: todos los comprendidos desde $-l$ hasta $+l$
- **m_s: número cuántico de espín**
Valores: $+1/2$ y $-1/2$

Un orbital está definido por los tres primeros números cuánticos (n, l, m_l)

El estado de un electrón se representa así (n, l, m_l, m_s). Ejemplo: (2, 1, 0, +1/2)

Orbitales atómicos

Los orbitales se llaman en función del valor de l

para $l = 0 \rightarrow$ **orbital s**

para $l = 1 \rightarrow$ **orbital p**

para $l = 2 \rightarrow$ **orbital d**

para $l = 3 \rightarrow$ **orbital f**

n = 1	l = 0	m _l = 0	(1, 0, 0)	1s	
n = 2	l = 0	m _l = 0	(2, 0, 0)	2s	
		l = 1	m _l = 1	(2, 1, 1)	2p
			m _l = 0	(2, 1, 0)	2p
n = 3	l = 1	m _l = -1	(2, 1, -1)	2p	
		l = 0	m _l = 0	(3, 0, 0)	3s
			m _l = 1	(3, 1, 1)	3p
	l = 1	m _l = 0	(3, 1, 0)	3p	
		m _l = -1	(3, 1, -1)	3p	
l = 2	m _l = 2	(3, 2, 2)	3d		

		$m_l = 1$	(3, 2, 1)	3d
		$m_l = 0$	(3, 2, 0)	3d
		$m_l = -1$	(3, 2, -1)	3d
		$m_l = -2$	(3, 2, -2)	3d
n = 4	l = 0	$m_l = 0$	(4, 0, 0)	4s
	l = 1	$m_l = 1$	(4, 1, 1)	4p
		$m_l = 0$	(4, 1, 0)	4p
		$m_l = -1$	(4, 1, -1)	4p
	l = 2	$m_l = 2$	(4, 2, 2)	4d
		$m_l = 1$	(4, 2, 1)	4d
		$m_l = 0$	(4, 2, 0)	4d
		$m_l = -1$	(4, 2, -1)	4d
		$m_l = -2$	(4, 2, -2)	4d
	l = 3			

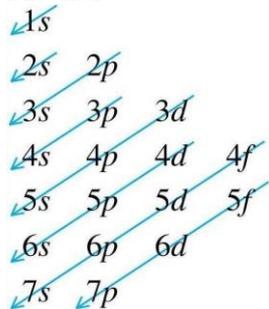
... y así sucesivamente

Los orbitales se representan con el valor de **n** seguido de la **letra** según el valor de l. Ejemplo: 2s, 3p, ...

Si hiciéramos el cuadro de valores según los posibles valores de los números cuánticos (ver resumen A) tendríamos la secuencia: $1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ $3s^2$ $3p^6$ $3d^{10}$ $4s^2$ $4p^6$ $4d^{10}$ $5s^2$ $5p^6$ $5d^{10}$ $5f^{14}$

Pero este orden no se cumple porque deben estar ordenados de menor a mayor energía, que depende de la suma de $n + l$, a menor $(n+l)$ el orbital está antes y a igual $(n+l)$, predomina el "n", el verdadero orden se obtiene del **diagrama de Moeller**:

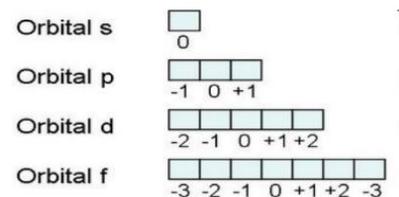
Moeller:



Así, el orden de llenado de los orbitales es: $1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s < 4f$.

En cada tipo de orbital caben un número máximo de electrones:

- orbital s → máximo de 2 e-
- orbital p → máximo de 6 e-
- orbital d → máximo de 10 e-
- orbital f → máximo de 14 e-



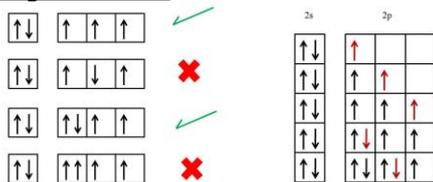
Los orbitales se pueden representar con **diagramas de casillas**:

(En cada casilla caben **dos electrones que siempre deben ser con espines contrarios**)



Principio de exclusión de Pauli: El principio indica que dos electrones de un mismo átomo no pueden tener los cuatro números cuánticos iguales.

Regla de Hund: En los orbitales los electrones se colocan lo más desapareados posible.



Configuración electrónica

Para escribir la configuración electrónica de iones se debe hacer de la siguiente forma:

1. Considerar el número de electrones que se deben distribuir. Recordar que el número de electrones en un átomo neutro viene dado por el número atómico Z.
2. Los electrones se van distribuyendo entre los estados de energía posibles llenando primero los de menor energía.

Cuando un nivel se complete, pasar al siguiente (recordar el principio de exclusión y para establecer el orden de llenado usar el diagrama de Möeller).

La configuración final puede darse ordenada por capas.

Ejemplos		
S	Z = 16	$1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^4$
Ar	Z = 18	$1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6$
Ti	Z = 22	$1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 4s^2 3 d^2 = 1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 d^2 4s^2$
Ga	Z = 31	$1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 4s^2 3 d^{10} 4 p^1 = 1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 d^{10} 4s^2 p^1$
Br	Z = 35	$1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 4s^2 3 d^{10} 4 p^5 = 1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 d^{10} 4s^2 p^5$

Iones

Para los aniones (iones negativos, han cogido electrones), se añade un número de electrones igual a la carga del mismo en el orbital que corresponda.

O (Z=8): $1s^2 2s^2 2p^4$

El ion O^{2-} se forma añadiendo 2 e al O

O^{2-} (Z=8): $1s^2 2s^2 2p^6$

Para los cationes (iones positivos, han perdido electrones), se deben quitar un número de electrones, igual a la carga del mismo, **del orbital más externo del átomo, una vez ordenados en función del valor de n**. (No salen los últimos electrones que han entrado sino los de mayor n).

Mn (Z=25): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^2$

El ion Mn^{2+} se forma quitando 2 e al Mn

Mn^{2+} (Z=25): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5$.

Excepciones

Cuando la diferencia de energía entre dos orbitales sucesivos es muy pequeña, las repulsiones electrónicas hacen que se altere, en algunos casos, la configuración electrónica que debería aparecer.

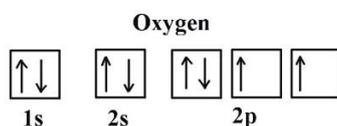
Un orbital d^{10} al estar completo es muy estable, pero también es estable, aunque no tanto, si está justo por la mitad (d^5), entonces hay una tendencia a formarse orbitales d^{10} y d^5

Así, para el Cromo Cr(Z=24) su configuración electrónica debería ser: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^4 4s^2$, sin embargo la configuración real es: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$, es decir salta un electrón del orbital 4s al 3d

29 Cobre $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^9$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{10}$

Ejemplos con diagramas de casillas

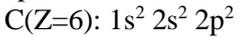
	1s	2s	2p	
Li	↑↓	↑		$1s^2 2s^1$
Be	↑↓	↑↓		$1s^2 2s^2$
B	↑↓	↑↓	↑	$1s^2 2s^2 2p^1$
C	↑↓	↑↓	↑↑	$1s^2 2s^2 2p^2$
N	↑↓	↑↓	↑↑↑	$1s^2 2s^2 2p^3$
O	↑↓	↑↓	↑↑↑	$1s^2 2s^2 2p^4$
F	↑↓	↑↓	↑↑↑↑	$1s^2 2s^2 2p^5$
Ne	↑↓	↑↓	↑↑↑↑↑	$1s^2 2s^2 2p^6$



Posibles estados de un electrón

Q2B-PAU-T1-Átomo y SP

Estado fundamental: Es el estado natural de un átomo, en el que sus electrones se encuentran en los niveles de energía más bajos posibles. Es el normal que sale de aplicar todo lo anterior.

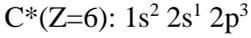


Estado fundamental del carbono



Estado excitado

Ocurre cuando algunos electrones de un átomo se encuentran en niveles de energía superiores debido a la energía comunicada



Estado excitado del carbono



Estado prohibido

Se refiere a aquellas configuraciones electrónicas que no pueden darse debido a que no cumplen las reglas que hemos visto.

Estado ionizado y valencia iónica

Se produce cuando un átomo pierde o gana electrones, adquiriendo una carga eléctrica. Son los iones.

Los átomos tienen una tendencia a ganar estabilidad y los más estables son los que tienen los orbitales completos y en especial los gases nobles, que en la última capa tienen $s^2 p^6$, o sea orbitales completos y capas completas. Para ello pierden o ganan electrones.

Por ejemplo:

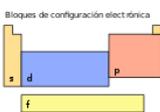
La configuración del Ca (Z=20) (20 electrones) es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$, que en su última capa tiene $4s^2$, pero también están en la capa 4, los p, luego no está completa. Pero si perdiera esos dos electrones del $4s^2$, se quedaría con la anterior ($3s^2 3p^6$) completa, que es la de un gas noble. Eso es lo que quiere el Ca, ser más estable. Si pierde los dos electrones, se formaría el ion Ca^{2+} y se dice que su valencia iónica es 2+. Ca^{2+} (ha perdido 2 electrones) tiene 18 electrones ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$)

De la misma manera el Cl (Z=17) 17 electrones ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$) tiene $3p^5$, si cogiera un electrón completaría su capa y se convertiría en gas noble, muy estable. Luego quiere ganar un electrón, formándose el ion Cl^- ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$). Se dice que su valencia iónica es 1-.

T1-B: SISTEMA PERIÓDICO

El Sistema Periódico o Tabla Periódica actual y la configuración electrónica de los elementos.

Tabla periódica de los elementos



Notas
 • 1 kJ/mol = 96.485 eV.
 • Todos los elementos tienen un estado de oxidación implícito cero.
 • Los estados de oxidación de los elementos 119, 120, 111, 112, 113, 114, 115, 116, 117 y 118 son predicciones.
 • Las configuraciones electrónicas de los elementos 105, 106, 107, 108, 109, 110, 111, 112, 113, 114, 115, 116, 117 y 118 son predicciones.

138.90547	140.116	140.90768	144.24260	(145)	61	150.36	62	151.96463	63	157.25	64	158.92535	65	162.50066	66	164.93032	67	167.25968	68	168.93426	69	172.05470
La Lantano	Ce Cerio	Pr Praseodimio	Nd Neodimio	Pm Prometio	Sm Samario	Eu Europio	Gd Gadolinio	Tb Terbio	Dy Disproscio	Ho Holmio	Er Erbio	Tm Tulio	Yb Ytterbio									
(227)	(232)	(231)	(238)	(237)	(244)	(243)	(247)	(247)	(251)	(252)	(257)	(258)	(259)	(223)	(226)	(228)	(228)	(228)	(228)	(228)	(228)	(228)
Ac Actinio	Th Torio	Pa Protactinio	U Uranio	Np Neptunio	Pu Plutonio	Am Americio	Cm Curcio	Bk Berkelio	Cf Californio	Es Einstenio	Fm Fermio	Md Menndelevio	No Nobelevio									

Attribution: 2012c
 Edit (translation to Spanish) by The Photographer
 Edit (Updated) by EnderMK
 Original File: http://commons.wikimedia.org/wiki/File:Periodic_table_large-es.svg

GRUPOS: Filas verticales

Son familias de propiedades similares

Tienen la última capa con la misma configuración electrónica

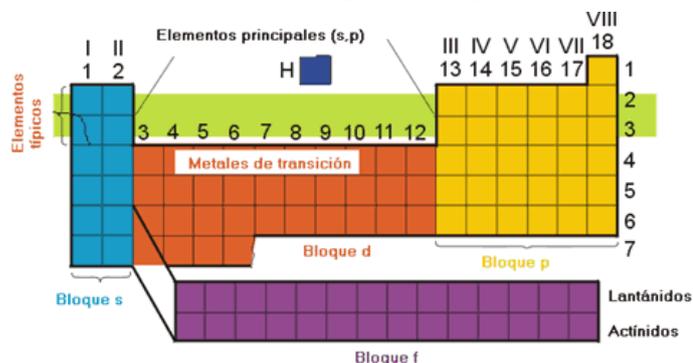
Son 18

Se designan actualmente por un número del 1 al 18

PERIODOS: Filas en horizontal

Son 7

Se designan por su número (periodo 1, periodo 2, 3, etc).



Última capa, electrones de valencia y valencia

ÚLTIMA CAPA O CAPA DE VALENCIA

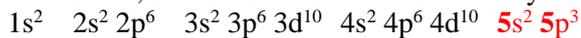
La de mayor "n"

Ejemplo: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^3$, la de

mayor es $n = 5$

Luego la última capa es $5s^2 5p^3$ (los orbitales $4d^{10}$ son de la capa anterior)

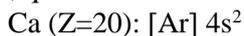
Esto se vería mejor si después de hacer el llenado por la regla de Moeller, se reordenan de n menor a n mayor:



Para no escribir las configuraciones muy largas, en muchas ocasiones se escribe el gas noble anterior (retrocediendo en la tabla periódica, el gas noble inmediatamente anterior) y después la última capa. Ejemplo:

Ca (Z=20): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$ El Ca tiene Z=20, el gas noble anterior es el Ar (Z=18)

Los 18 primeros electrones del Ca se sustituyen por el Ar, quedando así:



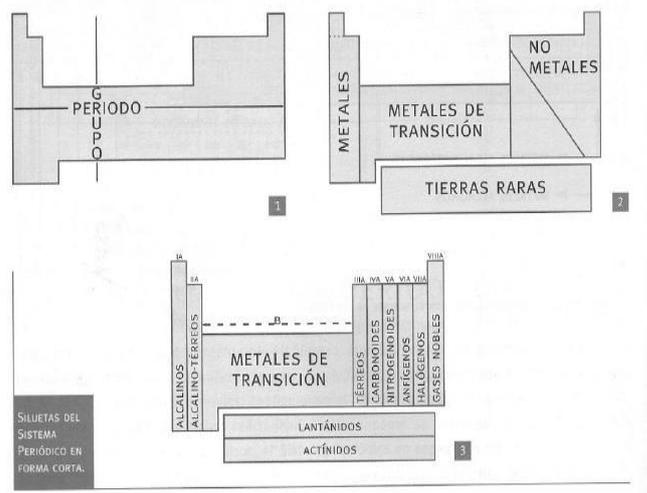
Si una configuración tiene orbitales "d" incompletos (menos de 10), se considera que pertenecen a la última capa:

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}$ El orbital 3d (de la capa anterior a la última, 3) está completo $3d^{10}$, no es de la última capa, aunque lo hayamos llenado después, físicamente está más interno que $4s^2$, la capa más externa es la 4.

Capa de Valencia: $4s^2$

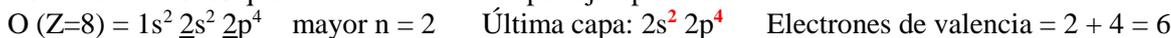
$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$ El orbital 3d (de la capa anterior a la última, 3) está incompleto $3d^6$ (cabén 10), se considera de la última capa, aunque físicamente la más externa es la capa 4.

Capa de Valencia: $4s^2 3d^6$



ELECTRONES DE VALENCIA:

Total de electrones que tiene en la última capa. Ejemplo:



VALENCIA O ION MÁS PROBABLE QUE PUEDE PRODUCIR

Son los electrones que puede recibir o perder un átomo para ser más estable.

La mayoría de los elementos deben tener 8 electrones en el último nivel, menos el H, He, Li. Deben tener todos los subniveles llenos.

Si tenemos una configuración de la última capa $3s^2 3p^5$, para completar el orbital p y tener los 8 electrones, debe coger un electrón y convertirse en $3s^2 3p^6$, como coge un electrón su ion más probable o su valencia es 1-

Si tenemos una configuración de la última capa $2s^2 2p^4$, para completar el orbital p y tener los 8 electrones, debe coger 2 electrones y convertirse en $2s^2 2p^6$, como coge dos electrones su ion más probable o su valencia es 2-

Si tenemos una configuración de la última capa $4s^2$, para ser más estable y tener los 8 electrones, tiene dos posibilidades, o coger 6 e- o perder los 2 del $4s^2$, (hay que tener en cuenta que la capa anterior a $4s^2$, es $3s^2 3p^6$ que ya tiene los 8); es más fácil perder 2 que ganar 6, y tiene tendencia a perder los dos electrones del $4s^2$ y quedarse como $3s^2 3p^6 4s^2$; como pierde dos electrones, su ion más probable o su valencia es $2+$

GRUPO Y PERIODO DE UN ELEMENTO SEGÚN LA CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA DE LA ÚLTIMA CAPA

Dado el Cl ($Z=17$); $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

Última capa (la de mayor n): $3s^2 3p^5$

El número de electrones de esta última capa es $2 + 5 = 7$

Número de periodo (horizontal): El n mayor (3)

Número de grupo; El número de electrones de valencia (7)

El Cl está en el periodo 3.

Respecto al grupo, en la nomenclatura antigua, sería el VII, pero para pasarlo a la nomenclatura actual, se suman 10, luego pertenece al grupo 17.

ACTIVIDAD DESARROLLADA					
Indicar a qué grupo y período pertenecen los siguientes elementos: ^{12}Mg , ^{27}Co , ^{36}Kr , ^{38}Sr , ^{46}Pd , ^{53}I .					
Configuración electrónica	Capa de valencia	Nº de electrones de valencia	Última capa n	Periodo	Grupo
Mg ($Z=12$): [Ne] $3s^2$	$3s^2$	2	3	3º	2 o IIA
Co ($Z=27$): [Ar] $3d^7 4s^2$	$3d^7 4s^2$	9	4	4º	9 u VIIIB
Cl ($Z=17$): [Ne] $3s^2 3p^5$	$3s^2 3p^5$	7	3	3º	17 o VIIA
Sr ($Z=38$): [Ar] $5s^2$	$5s^2$	2	5	5º	2 o IIA

Hay elementos con configuración electrónica irregular en los que, por razones de estabilidad, se hace necesario promover un electrón desde un nivel anterior.

Dos ejemplos que ilustran lo anterior son los siguientes:

El Cu ($Z = 29$) se espera que tenga esta configuración: [Ar] $4s^2 3d^9$. Su configuración real es [Ar] $4s^1 3d^{10}$ (Siempre que hay un d^9 , salta un electrón del otro orbital para convertirse en d^{10} , que es mucho más estable)

El Au ($Z = 79$) se espera que tenga esta configuración: [Xe] $6s^2 4f^{14} 5d^9$. Su configuración real es [Xe] $6s^1 4f^{14} 5d^{10}$.

También ocurre con el d^4 , que se estabiliza en d^5

^{24}Cr : $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^4$: es incorrecto.

^{24}Cr : $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^1, 3d^5$: es correcto.

LAS PROPIEDADES PERIÓDICAS.

Debemos tener en cuenta:

- En los períodos, al avanzar hacia la derecha, aumenta en una unidad la carga nuclear y se añade un electrón a la corteza, por lo que los electrones de la capa de valencia serán cada vez más atraídos por la carga positiva del núcleo.
- En los grupos, al bajar en los mismos, los electrones entran cada vez en capas de mayor valor de n, por lo que irá aumentando su distancia al núcleo y por tanto, se sentirán menos atraídos.

Variación del radio atómico o el volumen atómico (tamaño)

Cuando **bajamos en un grupo**, ya que un elemento tiene una capa más que el anterior (el de arriba), su radio atómico aumenta.

Y al ir de izquierda a derecha en un periodo (mismo número de capas) el **radio atómico disminuye un poco**. Aun teniendo el mismo número de capas, cada elemento se diferencia del anterior en que tiene un protón y un electrón más, por lo que se atraen un poco más y el tamaño atómico se hace un poco más pequeño.



Variación de los radios iónicos (tamaño de los iones)

Un **catión** (ion positivo) siempre tiene menos electrones y el mismo número de protones que el átomo padre; es más pequeño que el átomo del que deriva porque los electrones externos están más atraídos por el núcleo.

Un **anión** (ion negativo) se forma por la adición de uno o más electrones a la capa de valencia de un átomo. El resultado es una mayor repulsión entre los electrones y por tanto un aumento del tamaño.



El radio de un catión es menor que el del átomo padre (Al), debido a los electrones perdidos; el radio de un anión es mayor que el del padre (S), debido a los electrones ganados.

Los átomos e iones que tienen la misma configuración de electrones se dicen que son **isoelectrónicos**. Ejemplos de especies isoelectrónicas son N³⁻, O²⁻, F⁻, Ne, Na⁺, Mg²⁺ y Al³⁺, todos tienen configuración (1s²2s²2p⁶) y por tanto el mismo número de electrones de valencia.

Otra serie isoelectrónica son P³⁻, S²⁻, Cl⁻, Ar, K⁺, Ca²⁺ y Sc³⁺ ([Ne]3s²3p⁶).

Para los átomos o iones que son isoelectrónicos, el número de protones determina el tamaño. **Cuanto mayor sea la carga nuclear, menor será el radio en una serie de iones y átomos isoelectrónicos.**

Variación de las energías de ionización

La energía de ionización (EI) es la energía necesaria para quitar el electrón más externo de un átomo gaseoso en su estado fundamental.

$X(g) + EI \rightarrow X^+(g) + e^-$ Ten en cuenta que es una energía dada por nosotros al átomo y él nos da un electrón, formando un catión.

Cuanto mayor es un átomo, el electrón más suelto se encuentra más lejos del núcleo y, por tanto, menos atraído, es más fácil de eliminar, le debemos dar menos energía para quitar ese electrón. Por lo tanto, a medida que el tamaño (radio atómico) aumenta, la energía de ionización debe disminuir.

Luego, la regla general es que cuando bajamos en un grupo, al aumentar el tamaño, disminuye la EI. Y cuando vamos de izquierda a derecha en un periodo, al disminuir el tamaño, aumenta la EI.

Pero hay irregularidades dentro de un periodo, en general la EI aumenta con el Z, de izquierda a derecha, pero con excepciones.

Por ejemplo, la EI del O(Z=8) es menor que la del N(Z=7)

Para explicarlo, debemos ver las configuraciones de la última capa:

	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Z	3	4	5	6	7	8	9	10
EI	520	899	801	1086	1400	1314	1680	2080
	2s ¹	2s ²	2s²2p¹	2s ² 2p ²	2s ² 2p ³	2s²2p⁴	2s ² 2p ⁵	2s ² 2p ⁶

El O tiene un valor un poco más pequeño de lo que le correspondería o bien el N tiene un valor un poco más alto de lo que le correspondería (es lo mismo).

Cuanto más estable es la configuración electrónica de la última capa, más difícil es quitarle un electrón (mayor EI). Las configuraciones con la última capa llena son las más estables. Se ve que el que más EI necesita es el Neon, gas noble, totalmente estable, capa completa (2s²2p⁶)

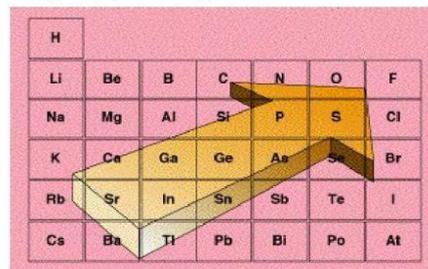
Aunque no tanto, también son estables, los orbitales llenos (s²) y los orbitales semillenos (justo por la mitad) (p³) (d⁵). Si le queremos quitar un electrón a un orbital lleno (s²) o semilleno (p³) necesitamos un poco más de energía extra.

También podemos decir, que si tenemos una configuración 2s²2p¹ y le queremos quitar un electrón, como el átomo siempre tiende a la estabilidad, si le quitamos el electrón 2p¹, se favorece que se forme una configuración más estable (2s²) lo cual requiere menos energía. O bien, que si tenemos una configuración 2s²2p⁴ y le queremos quitar un electrón, como el átomo siempre tiende a la estabilidad, si le quitamos el último electrón 2p⁴, se favorece que se forme una configuración más estable semillena (2p³) lo cual requiere menos energía.

Cuando debemos comparar dos elementos que no están en el mismo periodo ni en el mismo grupo, siempre prevalece el tamaño debido a "n", luego cuanto más capas tenga, mayor volumen y menor EI.

La electronegatividad

La electronegatividad es la tendencia o capacidad de un átomo, en una molécula, para atraer hacia sí los electrones. **Cuanto más pequeño es el radio atómico, mayor es la energía de ionización y mayor la electronegatividad y viceversa.**



Por ello, al F (el más electronegativo, el que más tendencia tiene a atraer electrones) se le dio el valor 4. Y así se calcularon las EN de los demás, siempre respecto al valor EN (F) = 4.

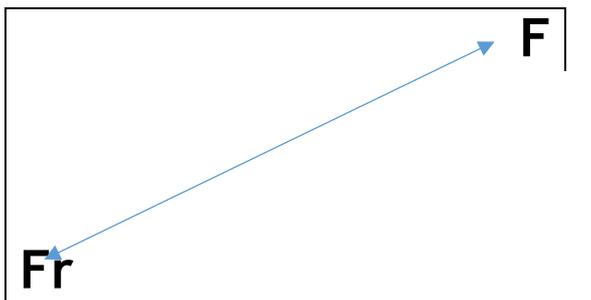
Carácter metálico

En general los metales tienen menores EI que los no metales.

Los metales forman fácilmente iones positivos y los no metales negativos.

Por eso cuanto menor EI, mayor carácter metálico.

Aumento del radio atómico Disminución de la energía de ionización Disminución de electronegatividad Aumento del carácter metálico	Disminución del radio atómico Aumento de la energía de ionización Aumento de electronegatividad Disminución del carácter metálico Más no metálico
--	--



A excepción de los GN:

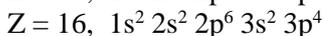
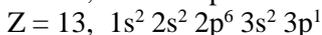
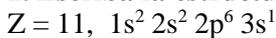
F: El más no metal, el más EN, el de mayor EA, el más pequeño

Fr: El más metal, el de menor EI, el más grande, el de menor EN

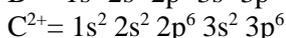
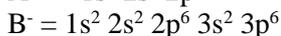
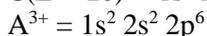
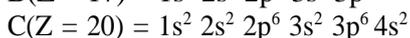
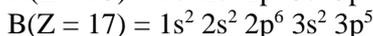
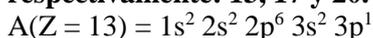
CUESTIONES RESUELTAS

ÁTOMO

1. Escriba la estructura electrónica de los átomos de los elementos cuyos números atómicos son 11, 13 y 16.



2. Indique la configuración electrónica de los átomos de los elementos A, B y C cuyos números atómicos son respectivamente: 13, 17 y 20. Escriba la configuración electrónica del ion más estable de cada uno de ellos.



3. Dados los valores de números cuánticos: (4, 2, 3, -1/2); (3, 2, 1, 1/2); (2, 0, -1, 1/2); y (1, 0, 0, 1/2):

Indique cuáles de ellos no están permitidos.

Indique el nivel y el orbital en el que se encontrarían los electrones definidos por los valores de los números cuánticos permitidos.

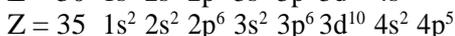
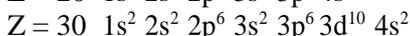
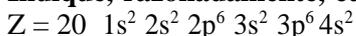
(4, 2, 3, -1/2) pues $m_l > l$ y esto no es posible.

(2, 0, -1, 1/2), pues para $l = 0$, sólo puede haber $m_l = 0$.

(3, 2, 1, 1/2) corresponde al nivel 3 y es un orbital 3d. (1, 0, 0, 1/2) corresponde al nivel 1 y es el orbital 1s.

4. Escriba la configuración electrónica de los átomos de los elementos con números atómicos 20, 30 y 35.

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

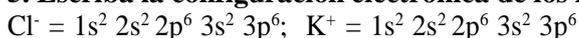


$Z(20)^{2+}$, pues si pierde dos electrones alcanza la configuración de gas noble: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

$Z(30)^{2+}$, pues al perder dos electrones alcanza una configuración estable con una capa llena: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10}$

$Z(35)^-$, pues al ganar un electrón alcanza configuración de gas noble: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$

5. Escriba la configuración electrónica de los iones Cl^- ($Z = 17$) y K^+ ($Z = 19$)

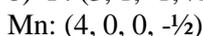
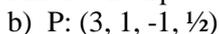
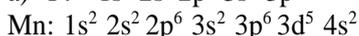
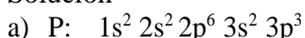


6. Los números atómicos de los elementos P y Mn son 15 y 25, respectivamente.

Escriba la configuración electrónica de cada uno de ellos.

Indique los números cuánticos que correspondan a los electrones situados, en cada caso, en los orbitales más externos.

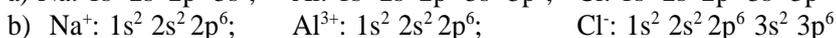
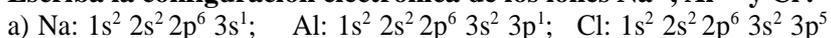
Solución



7. Los elementos Na, Al, y Cl tienen de números atómicos 11, 13 y 17, respectivamente,

Escriba la configuración electrónica de cada elemento.

Escriba la configuración electrónica de los iones Na^+ , Al^{3+} y Cl^- .



8. Los números atómicos de los elementos Br y Rb son 35 y 37, respectivamente.

Escriba la configuración electrónica de ambos elementos.

Indique el ion más estable de cada elemento y su configuración electrónica

- a) Br: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$
 Rb: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 5s^1$
 b) Br : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$ Rb⁺: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$

9. Escriba las configuraciones electrónicas del átomo e iones siguientes: Al(Z=13), Na⁺(Z=11), O²⁻ (Z=8).

¿Cuáles son isoelectrónicos?

¿Cuál o cuáles tienen electrones desapareados?

Al: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$; Na⁺: $1s^2 2s^2 2p^6$; O²⁻: $1s^2 2s^2 2p^6$

Na⁺ y O²⁻

Al

10. Los elementos X, Y y Z tienen números atómicos 13, 20 y 35, respectivamente.

Escriba la configuración electrónica de cada uno de ellos.

¿Serían estables los iones X²⁺, Y²⁺ y Z²⁻? Justifique las respuestas.

a) X: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$; Y: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$;

Z: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$

b) X²⁺: no, pues quedaría $3s^1$ y por tanto la tendencia sería a alcanzar una configuración de gas noble y por tanto X³⁺.

Y²⁺: sí, pues tendría en su última capa una configuración de gas noble.

Z²⁻: no, pues la tendencia de Z será a captar un electrón y alcanzar así la configuración de gas noble.

11. Dados los siguientes grupos de números cuánticos (n, l, m): (3, 2, 0); (2, 3, 0);

(3, 3, 2); (3, 0, 0); (2, -1, 1); (4, 2, 0). Indique:

Cuáles no son permitidos y por qué.

Los orbitales atómicos que se corresponden con los grupos cuyos números cuánticos sean posibles.

a) (2, 3, 0) ya que el valor de l sólo puede llegar hasta (n-1). (3, 3, 2) ya que el valor de l sólo puede llegar hasta (n-1).

(2, -1, 1) Ya que el valor de l no puede ser negativo.

b) (3, 2, 0): 3d; (3, 0, 0): 3s; (4, 2, 0): 4d.

12. Razone si las siguientes configuraciones electrónicas son posibles en un estado fundamental o en un estado excitado:

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

b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$.

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

Será un estado excitado de $1s^2 2s^2 2p^5$, pues en los orbitales p se pueden albergar hasta seis electrones.

Esta será la configuración electrónica en estado fundamental del elemento con Z = 13, pues todos los electrones están ordenados en orbitales de energía creciente.

No es posible esta configuración electrónica, pues no existe el orbital 2d.

13. Dados los elementos cuyos números atómicos son 7, 17 y 20.

Escriba sus configuraciones electrónicas.

¿Cuál será el ion más estable de cada uno? Justifique la respuesta.

Z(7): $1s^2 2s^2 2p^3$; Z(17): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$; Z(20): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$.

Z (7): tendería a dar X³⁻, pues en este ion alcanzaría la configuración de gas noble, $2s^2 2p^6$.

Z (17): tendería a dar X⁻, pues en este ion alcanzaría la configuración de gas noble, $3s^2 3p^6$.

Z (20): tendería a dar X²⁺, pues al perder dos electrones alcanzaría la configuración de gas noble, $3s^2 3p^6$.

14. Indique cuáles de los siguientes grupos de números cuánticos son posibles para un electrón en un átomo:

(4,2,0,+1/2); (3,3,2,-1/2); (2,0,1,+1/2); (3,2,-2,-1/2); (2,0,0,-1/2).

De las combinaciones de números cuánticos anteriores que sean correctas, indique el orbital donde se encuentra el electrón.

Enumere los orbitales del apartado anterior en orden creciente de energía.

a) (4, 2, 0, +1/2), (3, 2, -2, -1/2), (2, 0, 0, -1/2)

b) 4d, 3d, 2s.

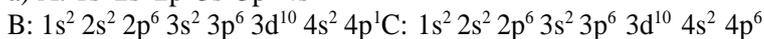
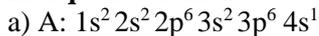
$2s < 3d < 4d$

15. Los números atómicos de los elementos A, B y C son, respectivamente, 19, 31 y 36.

Escriba las configuraciones electrónicas de estos elementos.

Indique qué elementos, de los citados, tienen electrones desapareados.

Indique los números cuánticos que caracterizan a esos electrones desapareados.



b) A y B

c) A: (4, 0, 0, $\frac{1}{2}$); B: (4, 1, 1, $\frac{1}{2}$)

16. Dados los siguientes grupos de números cuánticos:

A: (2, 2, 1, $\frac{1}{2}$); B: (3, 2, 0, $-\frac{1}{2}$); C: (4, 2, 2, 0); D: (3, 1, 1, $\frac{1}{2}$)

Razone qué grupos no son válidos para caracterizar un electrón.

Indique a qué orbitales corresponden los grupos permitidos.

a) A: (2, 2, 1, $\frac{1}{2}$); el valor de l como máximo puede llegar a (n-1).

b) B: 3d; C: 4d; D: 3p.

17. Indique si existe algún subnivel de n = 5 con energía menor que algún subnivel de n = 4, diga cuál.

El 5s tiene menos energía que el 4d y el 5p menos que el 4f.

18. Indique el número de electrones desapareados que hay en los siguientes átomos: As (Z = 33); Cl (Z = 17); Ar (Z = 18)

a) As: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^3$, tiene 3 en los tres orbitales 4p. Cl: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$, tiene 1 en uno de los orbitales 3p.

Ar: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$, no tiene ninguno.

19. Razone si para un electrón son posibles las siguientes series de números cuánticos: (0, 0, 0, $-\frac{1}{2}$); (1, 1, 0, $+\frac{1}{2}$); (2, 1, -1, $+\frac{1}{2}$); (3, 2, 1, $-\frac{1}{2}$)

Indique a qué tipo de orbital corresponden los estados anteriores que sean posibles.

Indique en cuál de ellos la energía es mayor.

(0, 0, 0, $-\frac{1}{2}$) no puede ser, pues el valor de n siempre es distinto de cero.

(1, 1, 0, $+\frac{1}{2}$) no puede ser, pues el valor de l, para un determinado valor de n, puede llegar a (n-1), como máximo. 2p y 3d.

3d, que es el de mayor valor de n y por tanto de mayor energía.

SISTEMA PERIÓDICO Y PROPIEDADES PERIÓDICAS

Normalmente las preguntas incluyen las dos partes: el átomo y el SP. Por eso se completan aquí algunas cuestiones propuestas en el tema anterior.

20. Para cada una de las siguientes parejas: a) K (Z = 19) y Cl (Z = 17);

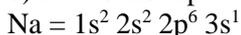
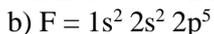
b) F (Z = 9) y Na (Z = 11);

c) Cl⁻ y K⁺.

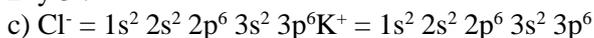
Indique de forma razonada, qué átomo o ion tiene un radio mayor.



El radio del K es mayor que el del Cl, ya que en él se inicia una nueva capa con respecto al cloro, ya que el electrón de valencia está en la capa cuarta, mientras que los del cloro se quedan en la tercera.



El radio del Na es mayor que el del F por las mismas razones que en el caso anterior, pero esta vez con las capas 2^a y 3^a.

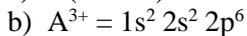
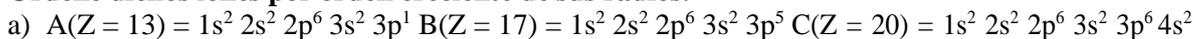


El radio del ion cloruro es mayor que el ion potasio, aun cuando ambos iones tienen la misma configuración electrónica. Al ser el K⁺ un catión, el número de protones en el núcleo es mayor que el de electrones en las capas, por lo que quedan más atraídos por el núcleo y se cierran sobre su tamaño. En el Cl⁻ el radio es mayor pues teniendo la misma configuración electrónica el número de protones que atraen a los electrones es menor, al mismo tiempo que la repulsión de los electrones entre sí en la capa de valencia es mayor que en el átomo neutro.

21. Indique la configuración electrónica de los átomos de los elementos A, B y C cuyos números atómicos son respectivamente: 13, 17 y 20.

Escriba la configuración electrónica del ion más estable de cada uno de ellos.

Ordene dichos iones por orden creciente de sus radios.

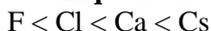


22. Ordene los elementos químicos Ca, Cl, Cs y F en sentido creciente de su:

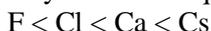
Carácter metálico.

Radio atómico.

Justifique las respuestas.



Los no metales tendrán menor carácter metálico que los metales. Entre los no metales el de mayor afinidad electrónica, será el de mayor carácter no metálico que en este caso es el F, por estar por encima del Cl en el grupo y ser más electronegativo. Entre Ca y Cs, al estar éste en el grupo 1 con un solo electrón en la capa de valencia y tener mucho mayor tamaño que el Ca, tendrá más tendencia a ceder el electrón y por tanto mayor carácter metálico.



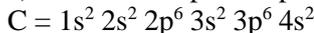
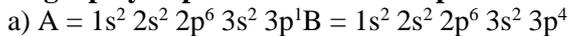
En este orden aumenta el período en el que están y por tanto tienen mayor número de capas de electrones y por tanto mayor tamaño.

23. Indique para los elementos A, B y C cuyos números atómicos son, respectivamente, 13, 16 y 20:

Configuración electrónica.

Justifique cuál tendrá mayor energía de ionización.

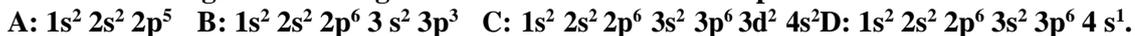
El grupo y el período del sistema periódico en que se encuentra cada elemento.



El de mayor E. I. es el elemento B, pues el electrón que hay que arrancar está en la capa de menor radio que la de C y con relación a A, al estar más a la derecha del período está más atraído por una mayor carga nuclear.

A está en el período 3 y en el grupo 13. B está en el período 3 y en el grupo 16. C está en el período 4 y en el grupo 2.

24. Dadas las siguientes configuraciones electrónicas correspondientes a átomos neutros:



Indique razonadamente:

Grupo y período a que pertenece cada elemento.

Qué elemento posee mayor energía de ionización y cuál menor.

Qué elemento tiene mayor radio atómico.

A: por el mayor valor de n, está en el período 2 y dado que se han llenado 5 electrones en el orbital p, en el grupo 17.

B: por el mayor valor de n, está en el período 3 y dado que se han llenado 3 electrones en el orbital p, en el grupo 15.

C: por el mayor valor de n, está en el período 4 y dado que se han llenado 2 electrones en el orbital 3d y 2 en el 4s, en el grupo 4.

D: por el mayor valor de n, está en el período 4 y dado que se han llenado 1 electrón en el orbital s, en el grupo 1.

El de mayor E. I. es el A, ya que es el más pequeño y tiene mayor número de electrones en la capa de valencia.

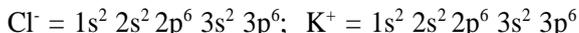
El de menor E. I. es el D, ya que es el más voluminoso y sólo tiene un electrón en la capa de valencia.

El de mayor radio es el D, ya que es el primero del período cuarto, con el mayor número de capas y menor número de electrones en la capa de valencia.

25. Escriba la configuración electrónica de los iones Cl^- ($Z = 17$) y K^+ ($Z = 19$)

Razone cuál de los dos iones tendrá mayor radio.

Razone cuál de los dos elementos neutros tendrá mayor energía de ionización.



$r(Cl^-) > r(K^+)$, ya que los dos tienen la misma configuración electrónica, pero en el K^+ hay un protón más en el núcleo, por lo que los electrones estarán más atraídos y el tamaño será menor.

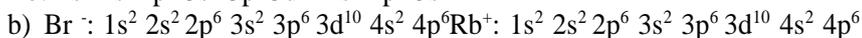
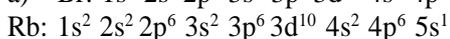
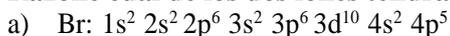
De los dos elementos neutros el de mayor E. I. será el Cl ya que el electrón a arrancar está en la capa 3 y es el penúltimo elemento del período, mientras que el K es el primero del período siguiente y por tanto más voluminoso.

26. Los números atómicos de los elementos Br y Rb son 35 y 37, respectivamente.

Escriba la configuración electrónica de ambos elementos.

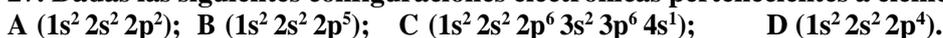
Indique el ion más estable de cada elemento y su configuración electrónica

Razone cuál de los dos iones tendrá mayor radio.



c) El mayor radio es el del Br⁻, pues aunque los dos iones tienen la misma configuración electrónica, en éste los electrones están atraídos por 35 protones y en el Rb⁺, por 37.

27. Dadas las siguientes configuraciones electrónicas pertenecientes a elementos neutros:



Indique razonadamente:

El grupo y período al que pertenece cada elemento.

El elemento de mayor y el de menor energía de ionización.

El elemento de mayor y el de menor radio atómico.

A: grupo 14 por tener dos electrones en el subnivel p en la capa de valencia y período 2, por ser el mayor valor de n.

B: grupo 17 por tener cinco electrones en el subnivel p en la capa de valencia y período 2, por ser el mayor valor de n.

C: grupo 1 por tener un electrón en el subnivel s en la capa de valencia y período 4, por ser el mayor valor de n.

D: grupo 16 por tener cuatro electrones en el subnivel p de la capa de valencia y período 2, por ser el mayor valor de n.

El de mayor E. I. es el B, ya que dentro de los que están en el segundo período con los electrones más cerca del núcleo, es el que tiene mayor número de electrones en la capa de valencia, será en el que están más atraídos por tener la mayor carga positiva en el núcleo.

El de menor E. I. es el C, ya que el electrón a arrancar está en la capa más alejada del núcleo de todos y el ion obtenido presenta configuración de gas noble.

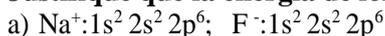
El de mayor radio es el C, ya que es el que tiene mayor número de capas electrónicas y es el primero del período.

El de menor radio es el B, ya que dentro de los del segundo período, los más pequeños, es el que tiene mayor número de electrones y por tanto mayor número de protones que los atraigan.

28. Escriba las configuraciones electrónicas de los iones siguientes: Na⁺(Z=11) y F⁻(Z=9).

Justifique que el ion Na⁺ tiene menor radio que el ion F⁻.

Justifique que la energía de ionización del sodio es menor que la del flúor.



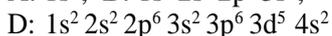
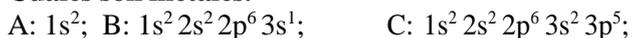
Los dos iones tienen la misma configuración electrónica, pero en el Na⁺ los electrones están atraídos por los 11 protones del núcleo, mientras que en el F⁻ sólo hay 9.

Por que en el sodio neutro su capa de valencia es 3s¹, que está en una capa más que en el flúor y por tanto más lejos del núcleo y menos atraído que en el flúor.

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

El grupo y el período al que pertenecen.

Cuáles son metales.



A: grupo 18, período 1; B: grupo 1, período 3; C: grupo 17, período 3; D: grupo 7, período 4.

B y D.

30. Defina el concepto de energía de ionización de un elemento.

Justifique por qué la primera energía de ionización disminuye al descender en un grupo de la tabla periódica.

Dados los elementos F, Ne y Na, ordénelos de mayor a menor energía de ionización

Es la energía necesaria para arrancar un mol de electrones a un mol de átomos de ese elemento en estado fundamental y gaseoso.

Al bajar en un grupo los elementos tienen la misma configuración electrónica en la capa de valencia pero en una capa cada vez más alta, por lo que al estar el electrón a arrancar cada vez más lejos del núcleo, se necesitará menos energía

para ello.
Ne > F > Na

31. Dadas las especies: Cl⁻ (Z = 17), K⁺(Z = 19) y Ar (Z = 18):

Escriba la configuración electrónica de cada una de ellas.

Justifique cuál tendrá un radio mayor.

a) Cl⁻: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$; K⁺: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

Ar: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

b) El mayor radio lo tendrá el ion Cl⁻, ya que como todos tienen la misma configuración electrónica, los electrones del cloruro son los que están atraídos por el menor número de protones.

32. Considere la serie de elementos: Li, Na, K, Rb y Cs.

Defina Energía de ionización.

Indique cómo varía la Energía de Ionización en la serie de los elementos citados.

Explique cuál es el factor determinante de esta variación.

Es la energía necesaria para arrancar un mol de electrones a un mol de átomos en estado gaseoso y fundamental. Disminuye al desplazarnos en la serie.

El tamaño, pues el electrón a arrancar cada vez está más lejos del núcleo y por tanto menos atraído.

33. Los números atómicos de los elementos A, B y C son, respectivamente, 20, 27 y 34.

Escriba la configuración electrónica de cada elemento.

Indique qué elemento es el más electronegativo y cuál el de mayor radio.

Indique, razonadamente, cuál o cuáles de los elementos son metales y cuáles no metales.

a) A: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$; B: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^7 4s^2$; C: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^4$.

El más electronegativo es el C y el de mayor radio, el A.

A es un metal del grupo 2, el de los alcalinotérreos y tiende a dar M²⁺. El B es un metal del grupo 9 y su principal tendencia es a perder los dos electrones 4s, dando M²⁺, aunque puede dar más iones. El C es no metal del grupo 16 y con tendencia a dar iones C²⁻.

34. Dadas las siguientes especies: Ar, Ca²⁺ y Cl⁻

Escriba sus configuraciones electrónicas.

Ordénelas, razonando la respuesta, en orden creciente de sus radios. Números atómicos: Ar = 18; Ca = 20; Cl = 17.

Ar: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$; Ca²⁺: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$; Cl⁻: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.

b) Ca²⁺ < Ar < Cl⁻, los tres tienen la misma configuración electrónica, pero cuantos menos protones los atraigan desde el núcleo, más grande será el átomo o ion.

PAU-CONCEPTOS CLAVE Y PAUTAS

Número atómico:

El número atómico (Z) indica el número de protones que tiene un elemento en su núcleo. También indica el número de electrones del elemento en el caso de que se trate de un átomo neutro y no de un ion.

Número másico:

El número másico (A) indica el número de protones y de neutrones que tiene un elemento en su núcleo.

Cálculo de protones, neutrones y electrones, número atómico (Z) y número másico (A)

El cálculo de protones, neutrones y electrones es fácilmente deducible teniendo en cuenta que el número atómico (Z) es igual al número de protones (y de electrones si el átomo está en estado neutro) y que el número másico (A) es igual al número de protones más neutrones.

Orbital:

Región del espacio donde existe una alta probabilidad de encontrar al electrón. Una combinación de tres números cuánticos (n, l, m) describen a un orbital determinado en un átomo y una combinación de cuatro números cuánticos (n, l, m, s) describen al electrón o a los electrones que lo ocupan.

Números cuánticos:

Son las soluciones de la ecuación de onda de Schrödinger que describen un orbital en un átomo (n, l, m) o un electrón en un orbital (n, l, m, s). Hay 4 números cuánticos distintos:

1) Número cuántico principal, n : indica la capa o nivel de energía. Toma valores enteros y positivos ($n = 1, 2, 3, 4, \dots$)

2) Número cuántico secundario, l : indica el subnivel energético y el tipo de orbital. Toma valores desde 0 hasta $n-1$.

3) Número cuántico magnético, m : indica la disposición espacial del orbital. Toma valores desde $-l$ hasta $+l$.

4) Número cuántico de espín, s : indica el sentido de giro del electrón. Toma valor $+1/2$ o $-1/2$.

Es importante conocer el significado de los números cuánticos que definen a un orbital (n, l, m) o un electrón (n, l, m, s) así como sus valores posibles y el número de orbitales y/o electrones que puede albergar cada nivel o subnivel.

También podremos comparar orbitales, energéticamente, teniendo en cuenta el diagrama de Moeller (ordenación energética –de menor a mayor– de los orbitales) o mediante la regla $n+l$ (el que tenga mayor suma, es más energético). En caso de empate, es más energético el que tenga mayor n).

Principio de exclusión de Pauli:

El principio de exclusión de Pauli establece que: “no pueden existir en un mismo átomo dos electrones con los valores de los cuatro números cuánticos iguales”. Esto implica que en cada orbital solo puede haber 2 electrones como máximo y que estos deben tener espines opuestos (deben estar apareados).

Principio de máxima multiplicidad de Hund:

“Cuando en un subnivel energético hay varios orbitales disponibles, los electrones tienden a ocupar primero el máximo número de orbitales con espines paralelos”. Esto implica que primero debemos colocar los electrones ocupando todos los orbitales en paralelo, y después se completan con electrones con el espín opuesto hasta completar el subnivel.

Configuración electrónica:

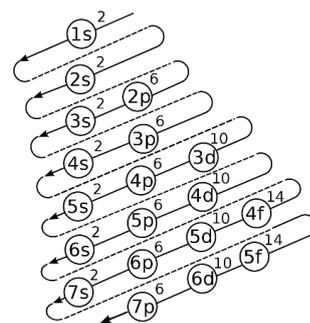
Distribución de los electrones en los orbitales de un átomo siguiendo el orden de llenado que indica el diagrama de Möeller (los orbitales se ocupan en orden creciente de energía, puesto que el orbital con menor energía es el más estable).

Hay tres tipos de configuraciones electrónicas:

1) Configuración fundamental: sigue el orden de llenado del diagrama de Möeller.

2) Configuración excitada: algún electrón se encuentra en un orbital que no le corresponde según el orden de llenado del diagrama de Möeller. Esto ocurre porque el electrón absorbe suficiente energía para saltar a otra capa más externa del átomo.

3) Configuración prohibida: algún electrón se encuentra en un orbital inexistente (por ejemplo en un orbital 2d), o se



encuentra excediendo la capacidad máxima de un orbital (habiendo 3 electrones en un orbital s, por ejemplo). Si quieres saber más sobre configuraciones electrónicas y la información que podemos sacar de ella sobre los elementos, pincha en el siguiente vídeo para ver la explicación <https://youtu.be/Wf85oXsrkE8>

Configuraciones electrónicas de átomos de un elemento dado y notación orbital

Sabiendo su Z, podremos escribir la configuración electrónica de cualquier elemento o de sus iones, aplicando el diagrama de Moeller. Sin embargo, en los casos en los que no conozcamos el número atómico podremos deducirla a partir de su posición en la tabla periódica.

Teniendo en cuenta el principio de exclusión de Pauli (2 electrones por cada orbital) y máxima multiplicidad de Hund (los electrones se sitúan en el subnivel lo más desapareado posible y luego apareados) podremos representar en notación orbital su configuración.

Distinguir una configuración incorrecta de una correcta en estado fundamental o excitado

Nos pueden proponer configuraciones incorrectas (por incumplir alguno de los principios anteriormente citados) o correctas en estado fundamental (los electrones se sitúan siguiendo el orden de mínima energía indicado en el diagrama de Moeller) o en estado excitado.

Justificar el estado de oxidación (ion más estable) de un elemento

Su ion más estable es el que haga coincidir su configuración electrónica con la del gas noble en cuestión (excepto metales de transición) de manera que por ejemplo los grupos 1 y 2 formarán los iones +1 y +2 y los grupos 16 y 17 formarán los iones -2 y -1 respectivamente.

Ion:

Molécula o átomo que presenta carga positiva o negativa. Dependiendo de cómo sea su carga puede ser:

- * **Catión:** presenta carga positiva por déficit de electrones (por ejemplo el catión Na^+ o el ion Mg^{2+}).
- * **Anión:** presenta carga negativa por tener electrones de más (por ejemplo el anión Cl^- o el anión SO_4^{2-}).

Tabla periódica:

La tabla periódica recoge todos los elementos químicos ordenados según su número atómico. Está organizada en grupos (cada una de las 18 columnas) y en periodos (cada una de las 7 filas). Dentro de cada grupo se encuentran elementos con características y comportamiento similar. Los grupos de la tabla periódica son:

- * **Grupo 1:** metales alcalinos
- * **Grupo 2:** metales alcalinotérreos
- * **Grupos del 3 al 12:** metales de transición
- * **Grupo 13:** Boroideos
- * **Grupo 14:** Carbonoideos
- * **Grupo 15:** Nitrogenoideos
- * **Grupo 16:** Anfígenos
- * **Grupo 17:** Halógenos
- * **Grupo 18:** Gases nobles

Tabla Periódica de los Elementos. La imagen muestra una tabla periódica completa con colores que indican propiedades químicas. Una leyenda a la izquierda define los colores: Gases nobles (verde), Metales de transición (azul), Halógenos (amarillo), Alcalinotérreos (naranja), No metales (rojo), Metales alcalinos (naranja claro), Metaloides (verde claro), Lantánidos (verde oscuro), Otros metales (púrpura), y Actínidos (rojo oscuro). El elemento Oxígeno (O) está destacado con un círculo naranja y sus datos: Número atómico 8, Masa atómica 15.9, Símbolo químico O, y Nombre Oxígeno.

Si quieres aprenderte los elementos fundamentales de la tabla periódica y sus valencias en pocos minutos pincha en el siguiente vídeo <https://youtu.be/jiPBQoABn80>

Justificar grupo y periodo de un elemento a partir de su configuración electrónica sabiendo la relación que existe entre ellos

Para los casos en los que no conozcamos el Z del elemento, es importante saber relacionar la configuración electrónica de la última capa de un elemento con su grupo y periodo correspondiente. Para ello es fundamental conocer la posición del elemento en la tabla.

El periodo corresponde al "n" de la capa más externa y el grupo a las terminaciones s para los grupos 1-2; p para los

grupos 13-18 (excepto el He) y d para los metales de transición (grupos 3-12). Especial cuidado con estos últimos.

Propiedades periódicas:

Las propiedades periódicas son las características de los elementos químicos que están relacionadas con su ubicación en la tabla periódica. Las más importantes son: la energía de ionización, la electroafinidad, la electronegatividad y el radio.

Si quieres aprender más sobre propiedades periódicas y cómo justificarlas pincha en el siguiente vídeo

<https://youtu.be/j6Gbqi2PpFE>

Comparar propiedades periódicas (radio atómico/iónico, Energía de ionización, Afinidad electrónica, electronegatividad, carácter metálico/no metálico)

Debemos justificar dichas propiedades en base a la carga nuclear y la distancia al núcleo ya que recuerda que decir que un elemento está más arriba, izquierda... en la tabla periódica **no es una justificación correcta**. En muchos casos hay una relación entre los elementos que se comparan: Se encuentran en el mismo grupo o periodo o la formación de sus iones hace que adquieran el mismo número de electrones (especies isoelectrónicas). Ello nos ayudará a comparar su propiedades periódicas.

Radio atómico:

Es la mitad de la distancia entre núcleos de dos átomos adyacentes iguales que forman un compuesto. En una molécula covalente formada por átomos distintos puede definirse como la **distancia desde el núcleo hasta el electrón más externo de ese átomo**.

En el sistema periódico, el radio aumenta a medida que bajamos en un grupo (porque aumenta el número de niveles energéticos ocupados con electrones), por tanto también aumenta el volumen atómico y a medida que nos dirigimos a la izquierda en un periodo (porque disminuye la carga nuclear efectiva y los electrones están menos fuertemente atraídos por el núcleo haciendo que se alejen un poco más de este).

Energía de ionización o potencial de ionización:

Energía mínima necesaria para arrancar el electrón más externo de un átomo que se encuentra en su estado fundamental y en estado gaseoso.

En el sistema periódico, la energía de ionización aumenta a medida que subimos en un grupo, debido a que el electrón más externo se encuentra en un nivel energético más cercano al núcleo, por lo que se encuentra fuertemente atraído por este. En un periodo aumenta hacia la derecha por el aumento de la carga efectiva nuclear, que atrae con mayor fuerza al electrón haciendo que cueste mayor energía arrancarlo.

Electroafinidad o afinidad electrónica:

Energía (normalmente desprendida) cuando un átomo gaseoso y en su estado fundamental capta un electrón para formar un anión.

En el sistema periódico, la electroafinidad aumenta en un grupo hacia arriba, porque el electrón captado entra en un nivel energético más cercano al núcleo por lo que estará más atraído y estabilizado y se desprenderá mayor energía. Aumenta en un periodo hacia la derecha, por el aumento de la carga nuclear efectiva que hace que el electrón que entra esté más fuertemente atraído por el núcleo y más estabilizado.

Electronegatividad:

Tendencia de un átomo de atraer hacia sí mismo el par de electrones que comparte con otro átomo en un enlace covalente.

La electronegatividad aumenta en el sistema periódico hacia arriba en un mismo grupo debido a que el par de electrones compartido se encuentra más cercano al núcleo del átomo y por ello está atraído con mayor fuerza. Aumenta hacia la derecha en un mismo periodo debido al aumento de la carga efectiva nuclear (atracción del núcleo hacia los electrones).

PAU Valencia-PARA RESOLVER-T1-ÁTOMO Y SISTEMA PERIÓDICO
--

1-2023 Julio Cuestión 1. Estructura atómica. Propiedades periódicas.

- a) Escriba las configuraciones electrónicas de los iones Mg^{2+} , Ca^{2+} , y Fe^{2+} e identifique el número de grupo y periodo al que pertenecen los elementos correspondientes. (1,2 puntos)
- b) Compare razonadamente el radio atómico del yodo, I, con el radio iónico del yoduro, I^- . (0,4 puntos)
- c) Ordene de menor a mayor la primera energía de ionización de los siguientes elementos: Mg, Si y S. Razone la respuesta. (0,4 p)

Datos: Números atómicos, Z: Mg = 12; Si = 14; S = 16; Ca = 20; Fe = 26; I = 55.

2-2023 Junio Cuestión 1. Estructura atómica y molecular. Propiedades periódicas.

Considere los elementos A, B, C y D, cuyos números atómicos son 12, 15, 17 y 19, respectivamente. Responda a las siguientes cuestiones: (0,5 puntos cada apartado)

- a) Escriba la configuración electrónica de cada uno de los elementos propuestos e indique en qué grupo y periodo de la tabla periódica se encuentra cada uno.
- b) Ordene justificadamente los elementos por orden creciente de su primera energía de ionización.
- c) Elija dos elementos entre los cuales se formaría un compuesto iónico y obtenga su fórmula molecular. Justifique la respuesta.
- d) Deduzca la fórmula molecular del compuesto que se formaría entre los elementos B y C aplicando la regla del octeto y discuta el tipo de enlace que se establece entre dichos átomos.

3-2022 Julio Cuestión 1. Configuración electrónica. Propiedades atómicas y periódicas.

Responda razonadamente a las cuestiones siguientes:

- a) ¿Qué átomo tiene mayor la primera energía de ionización, el calcio ($Z = 20$) o el germanio ($Z = 32$)? (0,7 puntos)
- b) ¿Qué átomo tiene mayor electronegatividad, el potasio ($Z = 19$) o el arsénico ($Z = 33$)? (0,7 puntos)
- c) ¿Qué átomo tiene mayor radio, el magnesio ($Z = 12$) o el cloro ($Z = 17$)? (0,6 puntos)

4-2022 Junio Cuestión 1. Configuración electrónica. Propiedades atómicas y periódicas.

Considere los elementos A, B, C y D, cuyos números atómicos son 16, 17, 18 y 19, respectivamente. Responda razonadamente a las siguientes cuestiones: (0,5 puntos cada apartado)

- a) Escriba la configuración electrónica en estado fundamental de cada uno de los elementos propuestos, e indique a qué grupo y periodo de la tabla periódica pertenece cada uno.
- b) Ordene los elementos por orden creciente de su primera energía de ionización.
- c) Indique el ion más estable que podría formarse a partir de cada uno de los cuatro elementos propuestos y escriba su configuración electrónica.
- d) Deduzca la fórmula molecular del compuesto que se formaría entre los elementos A y B aplicando la regla del octeto y discuta el tipo de enlace que les une.

5-2021 Julio Cuestión 1. Configuración electrónica. Propiedades atómicas y periódicas.

Considere dos átomos, A y B, con la siguiente distribución de partículas atómicas: 12 electrones, 12 protones y 14 neutrones para A; y 17 electrones, 17 protones y 20 neutrones para B. (0,5 puntos cada apartado)

- a) Calcule el número atómico y másico de cada átomo y escriba su configuración electrónica en estado fundamental.
- b) Razone en cuál de ellos será mayor la primera energía de ionización.
- c) Compare los radios de los iones más estables que forman los átomos A y B. Justifique la respuesta.
- d) ¿Qué tipo de enlace se producirá entre ambos átomos? Razone qué fórmula tiene el compuesto resultante.

6-2021 Junio Cuestión 1. Configuración electrónica. Propiedades atómicas y periódicas.

Considere los elementos A ($Z = 16$) y B ($Z = 19$) y conteste a las siguientes cuestiones: (0,5 puntos cada apartado)

- a) A partir de la configuración electrónica, indique el grupo y el periodo de la tabla periódica al que pertenece cada elemento.
- b) Indique razonadamente el elemento que, previsiblemente, tendrá un mayor radio atómico.
- c) Indique razonadamente el elemento que, previsiblemente, tendrá una menor primera energía de ionización.
- d) Proponga la fórmula molecular del compuesto que se formará, de manera preferente, cuando se combinen ambos elementos. Indique qué tipo de enlace se establece. Razone las respuestas.

7-2020 Septiembre Cuestión 1.- Estructura atómica. Propiedades periódicas.

Considere los elementos A, B, C y D cuyos números atómicos son 8, 12, 17 y 18, respectivamente. Responda las siguientes cuestiones. (0,5 puntos cada apartado)

- Escriba la configuración electrónica de cada elemento en su estado fundamental, así como la del ion más estable que, en su caso, pueden formar.
- Compare el radio de los iones formados por A y B, indicando cuál de los dos es mayor. Justifique la respuesta.
- Aplicando la regla del octeto, deduzca la fórmula molecular del compuesto formado por A y C.
- Proponga un compuesto iónico formado por dos de los elementos propuestos, deduciendo su fórmula molecular.

8-2020 Junio Cuestión 1.- Estructura atómica. Propiedades periódicas.

Considere los elementos con número atómico A = 9, B = 11, C = 15 y D = 17. Responda las siguientes cuestiones:

- Escriba la configuración electrónica de cada uno de los elementos propuestos en su estado fundamental e indique el ion más estable que formará cada uno de ellos. (0,8 puntos)
- Defina energía de ionización y ordene razonadamente los elementos en función de su primera energía de ionización. (0,8 puntos)
- Proponga un compuesto iónico y otro molecular formado por el elemento A combinado con cualquier otro de los propuestos. (0,4 puntos)

9-2019 Julio Opción B CUESTIÓN 1

Indique, razonadamente, si son verdaderas o falsas cada una de las siguientes afirmaciones. (0,5 puntos cada apartado)

- Los isótopos 12 y 14 del carbono, $^{12}_6\text{C}$ y $^{14}_6\text{C}$, se diferencian en el número de electrones que poseen.
- La configuración electrónica: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1$ corresponde a un elemento alcalinotérreo.
- El conjunto de números cuánticos (3, 1, 0, $-\frac{1}{2}$) corresponde a un electrón del átomo de Na en su estado fundamental.
- Considerando el cobre, Cu, y sus iones Cu^+ y Cu^{2+} , la especie con mayor radio es el Cu^{2+} .

10-2018 Julio Opción A CUESTIÓN 1

Considere los elementos siguientes: Al, S, Cl y Ca cuyos números atómicos son 13, 16, 17 y 20, respectivamente. Responda las siguientes cuestiones: (0,5 puntos cada apartado)

- Ordene razonadamente los cuatro elementos por orden creciente de su primera energía de ionización.
- Aplicando la regla del octeto, deduzca la fórmula molecular del compuesto formado por S y Cl y discuta la naturaleza del enlace (iónico o covalente) entre ambos átomos.
- Escriba la configuración electrónica de los iones siguientes: Al^{3+} , S^{2-} , Cl^- y Ca^{2+} .
- Considerando los iones Cl^- y Ca^{2+} , razone cuál de los dos tendrá un radio iónico mayor.

11-2018 Junio Opción B CUESTIÓN 1

Dados los elementos A ($Z = 5$), B ($Z = 9$), C ($Z = 11$) y D ($Z = 19$), conteste razonadamente las siguientes cuestiones: (0,5 puntos cada apartado)

- Indique el grupo y período al que pertenece cada uno de los elementos.
- Ordene los elementos propuestos por orden creciente de electronegatividad.
- Ordene los elementos propuestos por orden creciente de su primera energía de ionización.
- Escriba los valores posibles que pueden tomar los cuatro números cuánticos del electrón más externo del elemento D.

12-2017 Junio Opción B CUESTIÓN 1

a) Escriba la configuración electrónica de cada una de las siguientes especies en estado fundamental: S^{2-} , Cl , Ca^{2+} y Fe. (1,2 puntos)

b) Explique, justificando la respuesta, si son ciertas o falsas las afirmaciones siguientes:

- La primera energía de ionización del átomo de azufre es mayor que la del átomo de cloro. (0,4 puntos)
- El radio atómico del cloro es mayor que el radio atómico del calcio. (0,4 puntos)

Datos.- Números atómicos: S = 16, Cl = 17; Ca = 20; Fe = 26.

13-2016-Julio Opción B Cuestión 1

a) Escriba la configuración electrónica de cada una de las siguientes especies químicas: Ca^{2+} , Cl , Se^{2-} (0,9 puntos)

b) Explique, justificando la respuesta, si son ciertas o falsas las siguientes afirmaciones:

- La primera energía de ionización del átomo de selenio es mayor que la del átomo de cloro. (0,6 puntos)
- El radio del átomo de calcio es menor que el del átomo de cloro. (0,5 puntos)

Datos- Números atómicos: Cl (17) ; Ca (20) ; Se (34).

14-2015-Julio Opción A Cuestión 1

Considere los elementos A, B y C cuyos números atómicos son 17, 18 y 20, respectivamente. Responda razonadamente las siguientes cuestiones:

- Ordene los tres elementos indicados por orden creciente de la energía de ionización de sus átomos. (0,6 puntos)
- Razone si cada uno de estos elementos forma algún ión estable e indique la carga de dichos iones. (0,6 puntos)
- Deduzca la fórmula molecular del compuesto formado por A y C. ¿Será este compuesto soluble en agua? (0,8 puntos)

15-2015-Junio Opción B Cuestión 1

Considere los elementos con número atómico $A = 9$, $B = 10$, $C = 20$ y $D = 35$. Responda razonadamente las siguientes cuestiones: (0,5 puntos cada apartado)

- Justifique si los elementos A, B y C forman algún ión estable e indique la carga de dichos iones.
- Ordene por orden creciente de su primera energía de ionización los elementos A, B y D.
- Identifique el elemento cuyos átomos tienen mayor radio atómico.
- Proponga un compuesto iónico formado por la combinación de dos de los elementos mencionados.

16-2014-Julio Opción B Cuestión 1

Cuatro elementos A, B, C y D tienen números atómicos 2, 11, 17 y 25 respectivamente. Responda a las siguientes cuestiones:

- Escriba la configuración electrónica de cada uno de ellos. (0,8 puntos)
- Explique cuál o cuáles, de los elementos indicados, son metales. (0,6 puntos)
- Defina afinidad electrónica y razone cuál es el elemento, de los indicados, que tiene mayor afinidad electrónica. (0,6 puntos)

17-2014-Junio Opción A Cuestión 1

Considere los elementos Na, P, S, Cl, y explique, justificando la respuesta, si son ciertas o falsas las siguientes afirmaciones:

- El de mayor radio atómico es el cloro.
- El de mayor electronegatividad es el fósforo.
- El de mayor afinidad electrónica es el sodio.
- El ión Na^+ tiene la misma configuración electrónica que el ión Cl^-

DATOS.- Números atómicos: Na = 11 ; P = 15 ; S = 16 ; Cl = 17 .

18-2013-Julio-Opción A Cuestión 1

Considere los elementos A, B, y C, de números atómicos $A=33$, $B=35$, $C=38$, y responda razonadamente a las siguientes cuestiones: (0,5 puntos cada apartado)

- Escriba la configuración electrónica de cada uno de estos elementos.
- Explique cuál será el ión más estable que formará cada uno de estos elementos
- Compare el tamaño atómico de cada elemento con el tamaño de su correspondiente ión más estable.
- Ordene los elementos según el valor creciente de su primera energía de ionización.

19-2013-Junio-Opción A y B Cuestión 1

Considere los elementos X e Y cuyos números atómicos son 8 y 17, respectivamente, y responda razonadamente a las cuestiones siguientes: (0,5 puntos cada apartado)

- Escriba las configuraciones electrónicas de cada uno de los elementos X e Y.
- Deduzca la fórmula molecular más probable del compuesto formado por X e Y.
- Escriba las configuraciones electrónicas de las siguientes especies químicas: Be^{2+} , Cl , Cl^- , C^{2-} . (0,8 puntos)

DATOS.- Números atómicos: H = 1; Be = 4; C = 6; N = 7; O = 8; Cl = 17

20-2012-Septiembre-Opción A Cuestión 1

Considere los elementos A, B, C y D de números atómicos $A=17$, $B=18$, $C=19$, $D=20$. A partir de las configuraciones electrónicas de estos elementos responda, razonadamente, a las cuestiones siguientes:

- Ordene los elementos A, B, C y D en orden creciente de su primera energía de ionización. (1 punto)
- Escriba la configuración electrónica del ión más estable que formará cada uno de estos elementos. (1 punto)

21-2012-Junio Opción A Cuestión 1

Considere los elementos A, B, C y D de números atómicos $A=2$, $B=11$, $C=17$, $D=34$, y responda razonadamente a las siguientes cuestiones:

- a) Escriba la configuración electrónica de cada uno de estos elementos e indique el grupo y período al que pertenecen. (1 punto)
- b) Clasifique cada uno de los elementos en las siguientes categorías: metal, no metal o gas noble. (0,5 puntos)
- c) Ordene los elementos según valor creciente de su primera energía de ionización. (0,5 puntos)

22-2011-Septiembre Opción B Cuestión 1

Responda razonadamente a las siguientes cuestiones:

- a) Asigne los valores de los radios atómicos 74, 112 y 160 (en picómetros) a los elementos cuyos números atómicos (Z) son 4, 8 y 12. (1 punto)
- b) Relacione los valores de la primera energía de ionización 496, 1680 y 2080 (en kJ/mol) con los elementos cuyos números atómicos (Z) son 9, 10 y 11. (1 punto)

23-2011-Junio-Opción A Cuestión 1

a) Explique razonadamente, justificando la respuesta, si son ciertas o falsas las siguientes afirmaciones:

- a1) La segunda energía de ionización del helio es más elevada que la primera. (0,6 puntos)
- a2) El radio del ión sodio, Na⁺, es mayor que el radio del ión potasio, K⁺. (0,6 puntos)

24-2010-Septiembre-Opción A Cuestión 1

Considere los elementos con número atómico 4, 11, 16 y 17, y responda, razonadamente, a las siguientes cuestiones: (0,5puntos cada una)

- a) Nombre cada uno de estos elementos, escriba su configuración electrónica y especifique el número de electrones de la capa de valencia.
- b) Indique a qué periodo y grupo del sistema periódico pertenece cada elemento y si es o no un metal.
- c) Justifique cual es el elemento más electronegativo y cuál el de menor electronegatividad.
- d) Explique cuál es el ión más estable formado por cada uno de ellos.

25-2010-Junio-Opción B Cuestión 1

Considere los elementos A, B y C de números atómicos 10, 11 y 12, respectivamente, y responda razonadamente las siguientes cuestiones:

- a) Asigne los valores siguientes, correspondientes a la primera energía de ionización, a cada uno de los tres elementos del enunciado: 496 kJ/mol, 738 kJ/mol, 2070 kJ/mol. (1 punto)
- b) Indique el ión más probable que formarán los elementos B y C, y justifique cuál de ellos tendrá mayor radio iónico. (1 punto)