

G1&2. ESTRUCTURA ATÓMICA Y ELECTRÓNICA. TABLA PERIÓDICA

- 1) A partir de los símbolos de los siguientes nucleidos:



a) Determinar la composición nuclear y el número de electrones.

$\#e = \#p = Z$

¿PLATA?

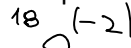
b) Indicar cuáles son isótopos y cuales isobaros entre si.

$(=Z)$

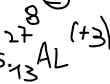
$(=A)$

- 2) Representar con su símbolo a los iones formados por:

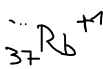
i) 8 protones, 10 neutrones y 10 electrones.



ii) 14 neutrones, 13 protones y 10 electrones.



iii) 36 electrones, 49 neutrones y 37 protones.



iv) 92 protones, 143 neutrones, 90 electrones.

v) 45 neutrones, 35 protones y 36 electrones.

- 3) Completar el siguiente cuadro (puede utilizar la Tabla Periódica en los casos en que no se indique el símbolo del elemento químico).

Símbolo	Carga	Z	A	Número de:		
				Protones	Neutrones	Electrones
$^{64}_{30}\text{Zn}$	0	30	64	30	34	30
$^{79}_{35}\text{Br}^{-}$	-1	35	81	35	46	36
	0			82	126	
	2+				124	80
$^{59}_{27}\text{Co}^{3+}$						
	0		132			54
	2-	8			10	
	4+		118	50		
	1-				74	54
$^{63}_{29}\text{Cu}^{+}$	+1	29	63	29	34	28
$^{202}_{80}\text{Hg}^{2+}$	2+	80	202	80	122	78

- 4) El Cobre natural presenta dos variedades isotópicas, cuyos números másicos son 63 y 65 respectivamente. El isótopo más abundante es el Cu 63 con una distribución en la naturaleza del 64,4%.

$m = 63 \cdot 64,4\% + 65 \cdot (100\% - 64,4\%) = 63,772$

a) Calcular la masa atómica aproximada del cobre.

- 5) El Boro tiene una masa atómica 10,811 u y está formado por dos variedades isotópicas: B 10 y B 11. Sus respectivas masas isotópicas son 10,0129 u y 11,0093 u.

a) Calcular la abundancia natural de cada uno de estos isótopos.

$10,811 = 10 \cdot p + 11 \cdot (1-p)$ $\xrightarrow{NFM} p = 19,91$

- 6) Si el número cuántico n de un electrón es 2 ¿Cuáles son los valores que podrían adoptar sus números cuánticos l , m y s ? Justificar la respuesta. $l = 0 \text{ ó } 1, m = -1, 0, 1, s = \pm 1/2$ $L: 2$ subniveles posibles
- 7) Indicar cuáles de los siguientes conjuntos de números cuánticos NO son posibles. Justificar:
- i) $(0, 1, 1, +1/2)$ $(L < m)$ $m: \text{para } L=1, \text{ tenga 3 orientaciones}$
- ii) $(2, 1, 0, +1/2)$
- iii) $(3, 3, 0, -1/2)$
- iv) $(4, 2, -1, +1/2)$
- 8) Escribir las configuraciones electrónicas de los siguientes átomos: $S: spim$
- i) $O: 1s^2 2s^2 2p^4$ ii) $Ca: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 [Ar] 4s^2$ iii) Mn
- iv) Mg^{2+} v) $Fe^{3+}: 1s^2 2s^2 2p^6 3p^6 4s^2 3d^5 [Ar] 4s^2 3d^6$ vi) $F: 1s^2 2s^2 2p^6$
- 9) Para las siguientes configuraciones electrónicas correspondientes a átomos neutros:
- i) $1s^2 2s^2 2p^3$ $G=15, P=2$ ii) $1s^2 2s^2 2p^5$ $G=17, P=2$
- iii) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ $G=19, P=4$ iv) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ $G=2, P=3$
- a) Indicar grupo y período de cada elemento.
- b) Indicar cuál es el elemento de mayor tamaño y cuál el de menor.
- 10) La configuración electrónica del ion X^{3-} es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.
- a) Identificar al elemento X y a su número atómico. $F \text{ ó } Cl, 1s^2$
- b) Identificar a qué grupo y período pertenece este elemento $G=15, P=3$
- 11) Dadas las siguientes especies atómicas: O^{2-} , C , F , Na^+ , Ge^{2+} , B^- , Zn
- a) Agrupar a las especies que son isoelectrónicas entre sí.
- 12) Sean 4 elementos (A, B, C y D) que se encuentran en su estado electrónico fundamental y cuyos números atómicos son 7, 10, 19 y 31 respectivamente.
- a) Escribir la configuración electrónica externa (CEE) de cada elemento, e indicar a qué especie química corresponden. $A: 2s^2 2p^3, N$. $B: 2s^2 2p^6, Ne$. $C: 4s^1, K$. $D: 4s^2 3d^5 4p^1, Ga$
- b) Indicar cuáles de los elementos citados tienen electrones desapareados, y cuantos.
- c) Indicar los números cuánticos que caracterizan a los electrones desapareados de los elementos C y D. $K: (4, 0, 0, \pm 1/2)$ $Ga: (4, 1, -1, 0, 1, \pm 1/2)$
- d) Para un electrón que se aloja en el orbital 3d del elemento D, ¿podría el número cuántico magnético (m) tener un valor de 3? $(3, 2, m \in \{-2, -1, 0, 1, 2\}, \pm 1/2)$ $\rightarrow No$
- 13) El elemento A es un metal alcalinotérreo perteneciente al tercer período, mientras el elemento B es un halógeno del segundo período. (Mg) (F)
- a) Escribir la configuración electrónica del ión más estable del elemento A y del elemento B. $Mg^{2+}: 1s^2 2s^2 2p^6, F^-: 1s^2 2s^2 2p^6$
- b) ¿el radio atómico del elemento B es mayor que el del anión B^- ? Justificar la respuesta. $No, \text{ Los radios de los aniones son mayores}$
- c) ¿el ion B^- y el elemento A son isoelectrónicos? Justificar la respuesta. No .
- 14) Para los siguientes elementos: Cl ($Z = 17$), Sr ($Z = 38$), S ($Z = 16$), Rb ($Z = 37$)
- a) Predecir cuál es el ión sencillo más estable que forma cada uno
- Cl^- , Sr^{2+} , S^{2-} , Rb^+
 At , Kr , Ar , Kr

b) Indicar qué noble tiene una configuración electrónica análoga a cada uno de estos iones

15) Para los siguientes tres elementos: As, Br y Rb: $As: [Ar] 4s^2 3d^{10} 4p^3$ $Br: [Ar] 4s^2 3d^{10} 4p^5$ $Rb: [Kr] 5s^1$

a) Escribir la configuración electrónica abreviada e indicar grupo y período al que pertenece cada uno.

b) Ordenar los tres elementos en orden creciente de carácter metálico $Br < As < Rb$

16) Indicar cuál especie es más pequeña (tiene menor diámetro) para cada uno de los siguientes pares, justificando la elección en términos de la estructura electrónica y la posición en la tabla periódica.

$r_{cat} < r_{an}$
i) H o H⁻ ii) Al o Al³⁺ iii) N o N³⁻ iv) F o Cl v) Li⁺ o F⁻
vi) Mg²⁺ o Mg vii) Na⁺ o Cl⁻ viii) Cs⁺ o I⁻ ix) K⁺ o Ca²⁺ x) Br o K

17) Para los siguientes doce elementos: Al, F, Mg, Li, Ar, S, Mn, H, Se, Rb, Br, Ne

a) Asociar cada una de las siguientes afirmaciones con el elemento químico correspondiente de la lista:

a1) Elemento no metálico que forma aniones monovalentes con una configuración electrónica externa de $3d^{10}4s^24p^6$. $Br \rightarrow Br^-$

a2) Elemento que presenta una configuración electrónica externa de $3s^23p^4$. S

a3) Metal que forma iones divalentes isoelectrónicos con el neón. Mg (F^-)

a4) Elemento que forma cationes trivalentes isoelectrónicos con el anión monovalente del primer halógeno. $Al \rightarrow Al^{3+}$

a5) Elemento que forma aniones divalentes isoelectrónicos con el cuarto gas noble. Se (Kr)

a6) Elemento que es isoelectrónico con el catión divalente del tercer metal alcalinotérreo. Ar (Ca^{2+})

a7) Metal alcalino que en su estado fundamental no posee electrones cuyo número cuántico principal (n) es mayor a 2. Li

a8) Elemento que tiene parcialmente llena la subcapa de orbitales d más externa. Mn

b) Identificar al elemento químico de la lista que posee:

b1) Menor radio atómico. H

b2) Mayor energía de ionización. Ne

b3) Menor electronegatividad. Rb

b4) Mayor afinidad electrónica (en valores absolutos) F

18) Responder si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas, justificando cada respuesta:

a) El ion Cl^- ($Z = 17$) tiene la misma configuración electrónica que el gas noble argón ($Z = 18$). \checkmark

b) La cantidad total de electrones que puede haber en todos los orbitales del nivel $n = 3$ de un átomo es 16. $F, en 18 3s^2 3p^6 3d^{10}$

c) El Br ($Z = 35$) necesita ganar 1 electrón para adquirir la configuración externa típica de un gas noble. \checkmark

d) El Na ($Z = 11$) tiene 6 electrones que presentan el número cuántico secundario (l) igual a 0. $F, son 5 (s^2)$

e) Los números cuánticos del electrón de mayor energía (más externo) del Al ($Z = 13$) son $(3, 2, 0, +\frac{1}{2})$. F

f) Los iones Zr^{4+} ($Z = 40$) y Se^{2-} ($Z = 34$) tienen la misma configuración electrónica. \checkmark

$e.s. (m=3, l=1, m=0)$
 $s = 1/2$

g) Un átomo de Ge ($Z = 31$) tiene tres electrones desapareados en su configuración electrónica fundamental. **F**, 10m 2

h) El ion Fe^{3+} tiene 5 electrones en los orbitales 3d. **F** 10m 3 $\rightarrow [\text{Ar}] 3d^6 4s^2 \rightarrow \text{Fe}^{3+} 3d^5$ CEE 241 Fe

19) Responder si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas, justificando cada respuesta:

a) Los elementos de los grupos 1 y 2 tienen electronegatividades más altas que los del grupo 17. **F**

b) El radio iónico de un catión es mayor que el de su átomo neutro. **F** $r_{\text{cat}} < r_{\text{at}}^{\text{neutro}}$

c) El cesio (Cs) tiene una electronegatividad más alta que el flúor (F). **F**

d) La segunda energía de ionización de un elemento siempre es mayor que la primera. **V** $I_2 > I_1$

e) El carácter metálico de los elementos aumenta de derecha a izquierda en un período. **V**

f) El oxígeno tiene un radio atómico mayor que el sodio. **F**

g) Los gases nobles tienen valores de energía de ionización altos porque sus capas electrónicas están completas. **V**

h) Los elementos con electronegatividades altas por lo general tienen valores de energía de ionización bajos. **V** \times $(I_1 > \chi)$

Respuestas:

- 1) a) i) 12 p+, 12 n, 12 e- ii) i) 56 p+, 74 n, 56 e- iii) 20 p+, 20 n, 20 e- iv) 14 p+, 14 n, 14 e- v) 19 p+, 21 n, 19 e- vi) 12 p+, 13 n, 12 e- vii) 9 p+, 10 n, 9 e- viii) i) 47 p+, 61 n, 47 e- ix) 19 p+, 20 n, 19 e-
b) i) y vi) son isótopos, v) y ix) son isótopos, v) y viii) son isóbaros

- 2) i) $^{18}_8\text{O}^{2-}$ ii) $^{27}_{13}\text{Al}^{3+}$ iii) $^{86}_{37}\text{Rb}^{+}$ iv) $^{235}_{92}\text{U}^{2+}$ v) $^{80}_{35}\text{Br}^{-}$

3)

Símbolo	Carga	Z	A	Número de:		
				Protones	Neutrones	Electrones
$^{64}_{30}\text{Zn}$	0	30	64	30	34	30
$^{81}_{35}\text{Br}^{-}$	1-	35	81	35	46	36
$^{208}_{82}\text{Pb}$	0	82	208	82	126	82
$^{208}_{82}\text{Pb}^{2+}$	2+	82	206	82	124	80
$^{59}_{27}\text{Co}^{3+}$	3+	27	59	27	32	24
$^{132}_{54}\text{Xe}$	0	54	132	54	78	54
$^{18}_8\text{O}^{2-}$	2-	8	18	8	10	10
$^{118}_{50}\text{Sn}^{4+}$	4+	50	118	50	68	46
$^{127}_{53}\text{I}^{1-}$	1-	53	127	53	74	54
$^{63}_{29}\text{Cu}^{+}$	1+	29	63	29	34	28
$^{202}_{80}\text{Hg}^{2+}$	2+	80	202	80	122	78

- 4) a) masa atómica Cu = 63,7 u
- 5) a) abundancia B-10 = 19,91%, abundancia B-11 = 80,09%
- 6) l puede valer 0 o 1, m puede valer -1, 0 o 1, s puede valer +1/2 o -1/2
- 7) i) y iii) no son posibles
- 8) i) O: $1s^2 2s^2 2p^4$ ii) Ca: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$ iii) Mn: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$ iv) Mg^{2+} : $1s^2 2s^2 2p^6$
v) Fe^{3+} : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^3$ vi) F: $1s^2 2s^2 2p^6$
- 9) a) i) G: 15, P: 2 ii) G: 17, P: 2 iii) G: 1, P: 4 iv) G: 2, P: 3 b) el mayor es iii) y el menor es ii)
- 10) a) el elemento es Fósforo (P) b) G: 15, P: 3
- 11) a) C y B⁻ son isoelectrónicas (6 e-), O²⁻, F⁻ y Na⁺ son isoelectrónicas (10 e-), Ge²⁺ y Zn son isoelectrónicas (30 e-)
- 12) a) A: $[\text{He}]2s^2 2p^3$ corresponde a N, B: $[\text{He}]2s^2 2p^6$ corresponde a Ne, C: $[\text{Ar}]4s^1$ corresponde a K, D: $[\text{Ar}]3d^{10} 4s^2 4p^1$ corresponde a Ga b) N, K y Ga tienen 3, 1, 1 electrones desapareados respectivamente c) K: (4, 0, 0, 1/2), Ga: (4, 1, 0, 1/2), (4, 1, -1, 1/2), (4, 1, 1, 1/2) d) no es posible, el número cuántico m puede adoptar los valores -2, -1, 0, 1 o 2.
- 13) a) elemento A (Mg): $1s^2 2s^2 2p^6$ (ión Mg^{2+}) elemento B (F): $1s^2 2s^2 2p^6$ (ión F⁻) b) no, el radio del anion es mayor que el radio del elemento c) no son isoelectrónicos

- 14) a)** Cl^- , Sr^{2+} , S^{2-} , Rb^+ **b)** $\text{Cl}^- \rightarrow \text{Ar}$, $\text{Sr}^{2+} \rightarrow \text{Kr}$, $\text{S}^{2-} \rightarrow \text{Ar}$, $\text{Rb}^+ \rightarrow \text{Kr}$
- 15) a)** As: $[\text{Ar}]4s^23d^{10}4p^3$ G: 15, P:4 Br: $[\text{Ar}]4s^23d^{10}4p^5$ G: 17, P:4 Rb: $[\text{Kr}]5s^1$ G: 1, P:5 **b)** $\text{Br} < \text{As} < \text{Rb}$
- 16) i)** H **ii)** Al^{3+} **iii)** N **iv)** F **v)** Li^+ **vi)** Mg^{2+} **vii)** Na^+ **viii)** I^- **ix)** Ca^{2+} **x)** Br
- 17) a)** a1) Br a2) S a3) Mg a4) Al a5) Se a6) Ar a7) Li a) Mn **b)** b1) H b2) Ne b3) Rb b4) F
- 18) a)** Verdadero **b)** Falso **c)** Verdadero **d)** Verdadero **e)** Falso **f)** Verdadero **g)** Falso **h)** Verdadero
- 19) a)** Falso **b)** Falso **c)** Falso **d)** Verdadero **e)** Verdadero **f)** Falso **g)** Verdadero **h)** Falso