

QUÍMICA 2º BACHILLERATO**HOJA Nº 6****SOLUCIONES****ESTRUCTURA ATÓMICA. SISTEMA PERIÓDICO Y PROPIEDADES**

- 1.-/ a) $\lambda = 3,03 \cdot 10^{-6} \text{ m} = 30300 \text{ \AA}$
- 2.-/ a) $\nu = 6,9 \cdot 10^{14} \text{ Hz}$ b) $\nu = 8,24 \cdot 10^{14} \text{ Hz}$
- 3.-/ a) $\lambda = 4,86 \cdot 10^{-7} \text{ m} = 4862 \text{ \AA}$ b) Serie de Balmer: espectro visible.
- 4.-/ a) $\nu = 4,57 \cdot 10^{14} \text{ Hz}$; $\lambda = 6,56 \cdot 10^{-7} \text{ m} = 6563 \text{ \AA}$ b) $\lambda_{1^a} = 1,21 \cdot 10^{-7} \text{ m} = 1215 \text{ \AA}$
 $\lambda_{2^a} = 1,025 \cdot 10^{-7} \text{ m} = 1025 \text{ \AA}$
- 5.-/ a) Sí, estado excitado del Ne.
- 6.-/ a) a y c
- 7.-/ a) $(2, 1, -1, \frac{1}{2})$; $(2, 1, 0, \frac{1}{2})$; $(2, 1, 1, \frac{1}{2})$ b) $(3, 1, 0, -\frac{1}{2})$
- 8.-/ a) O (Z=8) ; $(2, 1, -1, -\frac{1}{2})$ b) Na (Z=11) ; $(3, 0, 0, \frac{1}{2})$ c) Si (Z=14) ; $(3, 1, 0, \frac{1}{2})$
d) Ti (Z=22) ; $(3, 2, -1, \frac{1}{2})$ e) Co (Z=27) ; $(3, 2, -1, -\frac{1}{2})$ f) Cl (Z=17) ; $(3, 1, 0, -\frac{1}{2})$
g) Ca (Z=20) ; $(4, 0, 0, -\frac{1}{2})$
- 9.-/ a) $(2, 1, -1, \frac{1}{2})$; $(2, 1, 0, \frac{1}{2})$; $(2, 1, 1, \frac{1}{2})$; $(2, 1, -1, -\frac{1}{2})$
- 10.-/ a) Sí. (4d) b) No c) No d) Sí. (4f) e) No
- 11.-/ a) 1s b) 2s c) 3p d) 2p_x
- 12.-/ a) Na < K < Rb b) Na > K > Rb c) Na < K < Rb
- 13.-/ a) Al > B > C b) Al < B < C
- 14.-/ a) Ne > Cl > I > B > Co > Na > Rb
- 15.-/ a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ c) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^7 4s^2$
- 16.-/ a) Excitado (He) b) Fundamental (N) c) Excitado (S)
d) Imposible e) Excitado (Ti) f) Excitado (F)
- 17.-/ a) F > N > Be > Li
- 18.-/ a) Ver teoría
- 19.-/ a) Br > H b) F > Li c) F > Ne

20.-/ a)

Elemento	Periodo	Grupo	Nombre Grupo	Símbolo
A	2	14	Carbonoideos	C
B	2	17	Halógenos	F
C	2	18	Gases Nobles	Ne
D	3	1	Alcalinos	Na
E	3	2	Alcalinotérreos	Mg

- b) Elemento B c) Elemento D d) Elemento B e) Elemento C
f) A: 6 ; B: 9 ; C: 10 ; D: 11 ; E: 12. f) A: C ; B: F ; C: Ne ; D: Na ; E: Mg

21.-/ a)

Elemento	Periodo	Grupo	Nombre Grupo	Símbolo
Z = 11	3	1	Alcalinos	Na
Z = 14	3	14	Carbonoideos	Si
Z = 35	4	17	Halógenos	Br
Z = 38	5	2	Alcalinotérreos	Sr
Z = 54	5	18	Gases Nobles	Xe

- b) Z=11: +1 ; Z=14: +4 ; Z=35: -1 ; Z=38: +2 ; Z=54: 0
c) Metales: Z= 11 y Z= 38. No Metales: Z= 14 y Z= 35
d) Más Electronegativo: Z=35. Menos Electronegativo: Z=11.
e) Z=11: Na ; Z=14: Si ; Z=35: Br ; Z=38: Sr ; Z=54: Xe

22.-/ a) Rb > Sr > Ca b) Ca > Sr > Rb

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

24.-/ a) Ver teoría

25.-/ a) ${}_{25}\text{A}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^2$; ${}_{35}\text{B}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$;
 ${}_{38}\text{C}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 5s^2$

- b) A: Periodo= 4, Grupo= 7 ; B: Periodo= 4, Grupo= 17 ; C: Periodo= 5, Grupo= 2
c) C > A > B

26.-/ a) Ver teoría b) Ver teoría

27.-/ a) ${}_{15}\text{P}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$; ${}_{25}\text{Mn}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^2$
b) P: (3, 1, -1, 1/2) ; (3, 1, 0, 1/2) ; (3, 1, 1, 1/2). Mn: (4, 0, 0, 1/2) ; (4, 0, 0, -1/2)28.-/ a) ${}_{35}\text{Br}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$; ${}_{37}\text{Rb}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 5s^1$
b) ${}_{35}\text{Br}^-: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$; ${}_{37}\text{Rb}^+: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$
c) Br^-

29.-/ a) Metal b) El B c) El A

30.-/ a) ${}_{17}\text{Cl}^-: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$; ${}_{19}\text{K}^+: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ b) Cl^- c) Cl31.-/ a) Ver teoría b) El Li sólo tiene 3 e⁻ c) Ver teoría32.-/ a) ${}_{13}\text{A}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$; ${}_{16}\text{B}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$; ${}_{20}\text{C}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$ b) El B
c) A: Periodo= 3, Grupo= 13 ; B: Periodo= 3, Grupo= 16 ; C: Periodo= 4, Grupo= 2

- 51.-/ a) El A b) El C c) El B
- 52.-/ a) ${}_{7}\text{N}^{3-}$: $1s^2 2s^2 2p^6$; ${}_{12}\text{Mg}^{2+}$: $1s^2 2s^2 2p^6$; ${}_{17}\text{Cl}^-$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$;
 ${}_{19}\text{K}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$; ${}_{18}\text{Ar}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
b) Cl^- y Ar; N^{3-} y Mg^{2+} c) K
- 53.-/ a) El A b) El D c) El B
- 54.-/ a) ${}_{12}\text{Mg}^{2+}$: $1s^2 2s^2 2p^6$; ${}_{16}\text{S}^{2-}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ b) S^{2-} c) S
- 55.-/ a) Gráfica II b) Gráfica I c) Gráfica III
- 56.-/ a) Verdadera b) Falsa c) Verdadera
- 57.-/ a) $Z = 15$; P (fósforo) b) Gr.: 15; Per.: 3 c) 3 electrones desapareados.
- 58.-/ a) 50 p.; 76 n; 50 e^- b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^2$
c) Gr.: 14; Per.: 5 (Sn = estaño)
- 59.-/ a) Ver teoría b) Ver teoría c) El Li sólo tiene 3 electrones.
- 60.-/ a) $Z = 24$ (Cr) b) $[\text{Ar}] 3d^3$ c) $n = 3$; $l = 2$; $m = -2, -1, 0, 1, 2$; $s = \pm \frac{1}{2}$
- 61.-/ a) Falsa b) Verdadera c) Verdadera
- 62.-/ a) ${}_{16}\text{S}^{2-}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$; ${}_{26}\text{Fe}^{2+}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6$
b) ${}_{17}\text{Cl}^-$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$; ${}_{19}\text{K}^+$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
c) $\text{La E.I}_2 > \text{E.I}_1$ porque al arrancar el primer e^- el radio iónico es menor, la atracción es mayor y cuesta más energía arrancar el segundo electrón.
- 63.-/ a) $2080 \text{ kJ/mol} = 1s^2 2s^2 2p^6$; $496 \text{ kJ/mol} = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ b) Mayor
- 64.-/ a) $4 e^-$. **2s**: (2, 0, 0, $\frac{1}{2}$); **2p**: (2, 1, -1, $\frac{1}{2}$); (2, 1, 0, $\frac{1}{2}$); (2, 1, 1, $\frac{1}{2}$).
b) $10 e^-$. **3d**: (3, 2, -2, $\frac{1}{2}$); (3, 2, -1, $\frac{1}{2}$); (3, 2, 0, $\frac{1}{2}$); (3, 2, 1, $\frac{1}{2}$); (3, 2, 2, $\frac{1}{2}$);
(3, 2, -2, $-\frac{1}{2}$); (3, 2, -1, $-\frac{1}{2}$); (3, 2, 0, $-\frac{1}{2}$); (3, 2, 1, $-\frac{1}{2}$); (3, 2, 2, $-\frac{1}{2}$).
c) $2 e^-$. **4f**: (4, 3, -2, $\frac{1}{2}$); (4, 3, -2, $-\frac{1}{2}$).
- 65.-/ a) Rellenan orbitales **d**: $(n-1)d$
b) ${}_{26}\text{Fe}^{2+}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6$; pierde los **2 e^- más externos**.
c) En el orbital **f**, el nº cuántico **l = 3** y el nº cuántico magnético "**m**" varía desde **-l** hasta **+l**. Por lo tanto **m = -3, -2, -1, 0, 1, 2, 3**. Hay **7 orbitales** posibles.
- 66.-/ a) ${}_{11}\text{Na}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$; ${}_{12}\text{Mg}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ b) $R_{\text{Mg}} < R_{\text{Na}}$ c) $R_{\text{Na}^+} < R_{\text{Mg}^+}$
- 67.-/ a) ${}_{4}\text{Be}$: $1s^2 2s^2$; ${}_{8}\text{O}$: $1s^2 2s^2 2p^4$; ${}_{30}\text{Zn}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$; ${}_{18}\text{Ar}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
b) **Be** = 0 e^- desapareados; **O** = 2 e^- desapar.; **Zn** = 0 e^- desapar.; **Ar** = 0 e^- desapar.
c) **Be**²⁺: $1s^2$; **O**²⁻: $1s^2 2s^2 2p^6$; **Zn**²⁺: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10}$; **Ar**: No forma iones estables.
- 68.-/ a) **A**²⁺: $1s^2 2s^2 2p^6$; **D**: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 5s^1$ ([Kr] 5s¹) b) El A c) El C
- 69.-/ a) Nitrógeno b) (2, 1, -1, $\frac{1}{2}$); (2, 1, 0, $\frac{1}{2}$); (2, 1, 1, $\frac{1}{2}$).

- 82.-/ a) **Verdadera.** Son isoelectrónicos: $_{10}\text{Ne}: 1s^2 2s^2 2p^6$; $_{8}\text{O}^{2-}: 1s^2 2s^2 2p^6$
 b) **Falsa.** El Ne tiene de nº atómico 10 y por lo tanto 10 protones y el O tiene de $Z = 8$.
 c) **Verdadera.** En especies isoelectrónicas tiene mayor radio la de menor número atómico, pues tiene menos protones, menor carga nuclear efectiva, por tanto menor atracción y mayor radio.
- 83.-/ a) **Rb:** $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 5s^1$ ([Kr] $5s^1$)
 b) **Cs:** [Xe] $6s^1$; (6, 0, 0, $\frac{1}{2}$) ó (6, 0, 0, $-\frac{1}{2}$)
 c) **Fe³⁺:** $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5$. Tiene **5 electrones desapareados**.
- 84.-/ a) (0, 0, 0, $+\frac{1}{2}$): **No es posible.** El nº cuántico principal 'n' no puede valer cero.
 (1, 1, 0, $+\frac{1}{2}$): **No es posible.** El nº cuántico secundario 'l' toma valores desde 0 a (n-1).
 (2, 1, -1, $+\frac{1}{2}$): **Sí es posible.** Para $n = 2$; $l = 0, 1$ y $m = -1$ hasta $+1 = -1, 0, 1$.
 (3, 2, 1, $-\frac{1}{2}$): **Sí es posible.** Si $n = 3$; $l = 0, 1, 2$; $m = -2, -1, 0, 1, 2$ y $s = \pm \frac{1}{2}$
 b) (2, 1, -1, $+\frac{1}{2}$): orbital **2p**.
 (3, 2, 1, $-\frac{1}{2}$): orbital **3d**.
 c) La energía de los orbitales viene establecida por la regla de Madelung: tiene mayor energía aquel orbital cuya suma de (n+l) sea mayor:
2p: $n+l = 2+1 = 3$
3d: $n+l = 3+2 = 5$. **El orbital 3d tiene mayor energía que el 2p.**
- 85.-/ a) **1) Grupo 1** (alcalinos). **2) Grupo 13** (térreos).
 b) **1) Sodio (Na) y Potasio (K).** **2) Aluminio (Al) y Galio (Ga).**
 c) **1) A⁺:** pierde un electrón para adquirir la configuración de gas noble.
2) B³⁺: pierde tres electrones para adquirir la configuración de gas noble.
- 86.-/ a) **Falsa.** El cloro está más a la derecha que el aluminio en el periodo 3 y por tanto tiene mayor carga nuclear efectiva y su radio es menor, por ello cuesta más energía arrancar el e⁻.
 b) **Falsa.** Ambos se encuentran en el periodo 4, y al avanzar hacia la derecha en el periodo aumenta la carga nuclear efectiva, aumenta la atracción y el radio disminuye.
 c) **Verdadera.** Ambas especies son isoelectrónicas ($1s^2 2s^2 2p^6$) pero el Na⁺ tiene 11 protones y el Ne sólo 10, por ello el radio del ion Na⁺ es más pequeño y el e⁻ está más atraído.
- 87.-/ a) (4, 2, 0, $+\frac{1}{2}$): **Sí es posible.**
 (3, 3, 2, $-\frac{1}{2}$): **No es posible.** El nº cuántico secundario 'l' toma valores desde 0 a (n-1).
 (2, 0, 1, $+\frac{1}{2}$): **No es posible.** Para $n = 2$; $l = 0$ y $m = -1$ hasta $+1 = 0$.
 (4, 1, 1, $-\frac{1}{2}$): **Sí es posible.**
 b) (4, 2, 0, $+\frac{1}{2}$): orbital **4d**.
 (4, 1, 1, $-\frac{1}{2}$): orbital **4p**.
 c) La energía de los orbitales viene establecida por la regla de Madelung: tiene mayor energía aquel orbital cuya suma de (n+l) sea mayor:
4d: $n+l = 4+2 = 6$
4p: $n+l = 4+1 = 5$. **El orbital 4d tiene mayor energía que el 4p.**
- 88.-/ a) **X:** $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 5s^2$ (**Sr**)
Y: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$ (**Br**)
 b) **X²⁺.** Pierde 2 e⁻ para alcanzar la configuración de gas noble.
Y⁻. Gana 1e⁻ para alcanzar la configuración de gas noble.
 c) **Tiene mayor radio el Y⁻.** Ambos iones son isoelectrónicos, entre ellos tiene mayor radio el de menor nº atómico (Y) ya que su carga nuclear efectiva es menor.

- 89.-/ a) Verdadera. ${}_{25}\text{Mn}^{2+}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5$; ${}_{26}\text{Fe}^{3+}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5$
 b) Verdadera. Ambos tienen **23** electrones.
 c) Falsa. Los isótopos son átomos de un mismo elemento (igual nº atómico Z, igual nº de protones) y difieren en el nº de neutrones.
- 90.-/ a) (3, **2**, 2). Al ser $m = 2$ el único valor posible de “l” es **2**.
 (≥ 2 , 1, 1). Si $l = 1$, n puede tomar valores igual o mayor que 2, $n \geq 2$
 (4, 1, **(-1, 0, 1)**). Si $l = 1$, m puede tomar valores: **-1, 0, 1**.
 b) (5, 2, **(-2, -1, 0, 1, 2)**). Para un orbital 5d, $n = 5$ y $l = 2$. Por lo tanto $m =$ **-2, -1, 0, 1, 2**.
 c) ${}_{25}\text{Mn}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^2$. Tiene **5 e⁻ desapareados** (los 5 del orbital 3d).
 ${}_{33}\text{As}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^3$. Tiene **3 e⁻ desapareados** (los 3 del orbital 4p).
- 91.-/ a) A= **Argón** (Ar); C= **Magnesio** (Mg).
 b) A: $1527 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$; B: $419 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$; C: $735 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$. A menor radio mayor energía de ionización.
 c) A: 97 pm; B: 235 pm; C: 160 pm. El de mayor radio es B pues tiene mayor nº de niveles energéticos. A y C se encuentran en el mismo periodo y los radios disminuyen al avanzar hacia la derecha, ya que aumenta la carga nuclear efectiva y aumenta la atracción.
- 92.-/ a) X: **Z= 34; A= 78 (Se)**
 Y: **Z= 19; A= 39 (K)**
 b) X: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^4$ (**4, 1, [-1, 0, 1], $\pm 1/2$**). Cualquier combinación es válida.
 Y: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ (**4, 0, 0, $\pm 1/2$**)
 c) X^{2-} : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^2 4p^6$. Gana 2 e⁻ y alcanza la configuración de gas noble.
 Y^+ : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$. Pierde un e⁻ para alcanzar la configuración de gas noble.
- 93.-/ a) El **Helio**. Ambas especies son isoelectrónicas, y tiene mayor radio el de menor Z, ya que tiene menos atracción al tener una carga nuclear efectiva menor.
 b) El **Oxígeno**. El O tiene menor radio y atrae el e⁻ con mayor facilidad. En el periodo la A.E. aumenta hacia la derecha al disminuir el radio.
 c) El **Cloro**. El Cl se encuentra más a la derecha en el periodo y por tanto tiene menor radio, mayor atracción y cuesta más energía quitarle el e⁻.
- 94.-/ a) Falsa. En el nivel $n=3$ caben un máximo de $2n^2$ electrones = **18 e⁻**.
 b) Falsa. De acuerdo con el Principio de máxima multiplicidad de Hund, los e⁻ se colocan en un subnivel lo más desapareados posible, por tanto tiene **3 e⁻ desapareados**.

↑	↑	↑
---	---	---

 c) Verdadera. Cuando $l=0$ (orbital s) hay un máximo de 2 e⁻ con spines antiparalelos $s = \pm 1/2$, y se cumple así el Principio de exclusión de Pauli (*en un átomo no hay 2 e⁻ con el mismo estado cuántico*).
- 95.-/ a) Falsa. El elemento **A** pertenece al grupo 15 (nitrogenoideos) y **Q** al grupo 17 (halógenos). La energía de ionización (*energía necesaria para arrancar un e⁻ a un átomo neutro en estado fundamental*) aumenta hacia la derecha al avanzar en el periodo, pues aumenta la carga nuclear efectiva, aumenta la atracción y hace que el radio disminuya, por tanto cuesta más energía arrancar el electrón.
 b) Verdadera. La afinidad electrónica (*energía que se desprende cuando un átomo neutro en estado fundamental capta un electrón*) aumenta hacia la derecha en el periodo ya que el radio disminuye, por lo tanto **Q** atrae más fácilmente desprendiéndose mayor energía.
 c) Verdadera. Al avanzar hacia la derecha en un periodo aumenta la carga nuclear efectiva, aumentando por ello la atracción y hace que el radio disminuya.

- 96.-/ a) **Falsa.** Si $n = 2$, el número cuántico secundario l puede tomar valores desde 0 a $(n-1)$, es decir 0 ó 1 pero nunca 2. El nivel $n = 2$ no tienen orbitales d ($l = 2$).
- b) **Falsa.** En el nivel 3p el número cuántico principal $n = 3$.
- c) **Verdadera.** Si $n = 4$ para que $m = -2$, l puede tomar valores 2 ó 3 y como el valor del número cuántico de spin, s , puede ser $+\frac{1}{2}$ ó $-\frac{1}{2}$, el número máximo de electrones será 4:
(4, 2, -2, $\frac{1}{2}$); (4, 2, -2, $-\frac{1}{2}$); (4, 3, -2, $\frac{1}{2}$); (4, 3, -2, $-\frac{1}{2}$).
- 97.-/ a) I) (1, 0, 2, $-\frac{1}{2}$): **No permitida.** Si $l=0$, m toma valores desde $-l$ hasta $+l$, $m=0$ y no 2.
II) (5, 0, 0, $\frac{1}{2}$): **Permitida.** Para $n=5$, l puede valer 0, m puede ser 0 y $s = \pm \frac{1}{2}$.
III) (3, 2, 2, $-\frac{1}{2}$): **Permitida.** Si $n=3$, l puede valer 0, 1, ó 2 y $m = -2, -1, 0, 1, 2$ y $s = \pm \frac{1}{2}$.
IV) (0, 0, 0, $\frac{1}{2}$): **No permitida.** El valor de n no puede ser 0. Toma valores 1, 2, 3,....
- b) II) (5, 0, 0, $\frac{1}{2}$): **5s**
III) (3, 2, 2, $-\frac{1}{2}$): **3d**
- c) **3d < 5s.** La energía viene determinada por la regla de Madelung: tiene menor energía el orbital con menor valor de $(n + l)$, en ambos casos $(n + l) = 5$, entonces tiene menor energía el de menor número cuántico principal n .
- 98.-/ a) ${}_{19}\text{A}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ – grupo 1 (*alcalinos*), periodo 4 (*Potasio, K*)
 ${}_{36}\text{B}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$ – grupo 18 (*gas noble*), periodo 4 (*Kriptón, Kr*)
- b) (4, 0, 0, $-\frac{1}{2}$): **4s¹**
- c) **El elemento B**, ya que al ser un gas noble (*grupo 18*) y tener su último orbital completo con 8 electrones (**4s² 4p⁶**) presenta menos reactividad química que un alcalino del grupo 1.
- 99.-/ a) Al avanzar hacia la derecha en la Tabla Periódica (aumenta el nº atómico), **aumenta la carga nuclear efectiva** y como se encuentran en el mismo nivel energético, aumenta la atracción y por tanto el radio disminuye.
- b) Al descender en un grupo (aumenta el nº atómico), se va **añadiendo cada vez un nivel energético más** y por ello el radio atómico aumenta.
- c) ${}_{11}\text{Na}^+ : 1s^2 2s^2 2p^6$; ${}_{11}\text{Na} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$. El átomo de Na tiene un nivel energético más que el ion Na^+ y como el nº atómico es 11 (11 protones), la carga nuclear efectiva $Z^* = Z - \sigma$ aumenta en el ion Na^+ , aumenta la atracción y su radio es más pequeño. El radio de un catión siempre es menor que el radio del átomo neutro.
- 100.-/ ${}_{11}\text{Na} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$; ${}_{11}\text{Na}^+ : 1s^2 2s^2 2p^6$; ${}_{10}\text{Ne} : 1s^2 2s^2 2p^6$
- a) **Falsa.** El nº atómico del Na es 11 (11 protones) y el de Ne es 10.
- b) **Verdadera.** El ion Na^+ ha perdido un e^- y tiene 10 e^- , al igual que el átomo de Ne. Son isoelectrónicos.
- c) **Verdadera.** El ion Na^+ tiene un protón más que el átomo de Ne, por lo tanto la carga nuclear efectiva es mayor, hay por ello mayor atracción y el radio disminuye. Entre especies isoelectrónicas tiene menor radio la de mayor nº atómico. $R_{\text{Na}^+} < R_{\text{Ne}}$
- 101.-/ a) **Menor radio: C.** Los 3 elementos se encuentran en el 2º periodo. Al avanzar hacia la derecha en un periodo (aumenta Z), aumenta la carga nuclear efectiva, aumenta la atracción y disminuye el radio.
- b) **Mayor E.I.: C.** Al avanzar hacia la derecha en un periodo aumenta la carga nuclear efectiva y disminuye el radio, por lo que la E.I. aumenta ya que cuesta más energía arrancar el e^- , que se encuentra más atraído.
- c) **Menor Electronegatividad: A.** La Electronegatividad es la tendencia que tiene un átomo de atraer hacia él el par de e^- compartidos. En un periodo disminuye hacia la izquierda ya que aumenta el radio y disminuye la E.I.

102.-/ a) **Periodo 4:** El último nivel que rellena es el 4.

Grupo 15: Tiene 5 e⁻ en su última capa, rellena el orbital p³. (**As**)

b) (4, 1, 1, ½). Valdría cualquier combinación de: (4, 1, [-1,0,1], ±½)

c) **As⁵⁺**. Pierde 5 e⁻ de la última capa y adquiere la configuración de gas noble.

As³⁻. Gana 3 e⁻ en la última capa y adquiere la configuración de gas noble.

103.-/ a) **Falsa.** En el orbital 3p, n = 3 y ℓ = 1, y como m solamente puede tomar valores desde -ℓ hasta +ℓ, m puede tomar los valores: -1, 0, 1.

b) **Verdadera.** Se trata del orbital 2p. En un orbital p entran un máximo de 6 e⁻, que tendrán números cuánticos distintos ya que m = -1, 0, 1 y s = ±½: **total 6 e⁻**.

c) **Falsa.** El elemento de Z = 31 es el Galio. **₃₁Ga:** 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 3d¹⁰ 4s² 4p¹.

El e⁻ diferenciador es el 4p¹, en el que n = 4, ℓ = 1 y m = -1, 0, 1, pero nunca puede tomar el valor -2.

104.-/ a) **Dos.** Orbital 2s y 2p, ya que si n = 2, ℓ = 0, 1.

b) **18.** El número máximo de e⁻ que entran en un nivel viene determinado por 2n². Si n = 3, el número máximo de e⁻ será 2·3² = **18**: (3s² 3p⁶ 3d¹⁰).

c) **Se parecen** en que tienen el mismo valor de n = 3, el mismo valor de ℓ = 1. Tienen la misma simetría y forma.

Se diferencian en el valor de m = -1, 0, 1. Tienen diferentes orientaciones en el espacio.

-----oOOo-----