QUÍMICA 2º BACHILLERATO

HOJA Nº 6

SOLUCIONES

ESTRUCTURA ATÓMICA. SISTEMA PERIÓDICO Y PROPIEDADES

1.-/ **a)** $\lambda = 3{,}03\cdot10^{-6}$ m = 30300 Å

2.-/ **a)** $\nu = 6{,}9\cdot10^{14}$ Hz **b)** $\nu = 8{,}24\cdot10^{14}$ Hz

3.-/ **a)** $\lambda = 4{,}86\cdot10^{-7}$ m = 4862 Å **b)** Serie de Balmer: espectro visible.

4.-/ **a)** $\nu = 4{,}57\cdot10^{14}$ Hz ; $\lambda = 6{,}56\cdot10^{-7}$ m = 6563 Å **b)** $\lambda_{1^a} = 1{,}21\cdot10^{-7}$ m = 1215 Å
$\lambda_{2^a} = 1{,}025\cdot10^{-7}$ m = 1025 Å

5.-/ **a)** Sí, estado excitado del Ne.

6.-/ **a)** **a** y **c**

7.-/ **a)** (2, 1, -1, ½) **;** (2, 1, 0, ½) **;** (2, 1, 1, ½) **b)** (3, 1, 0, -½)

8.-/ **a)** **O** (Z=8) ; (2, 1, -1, -½) **b)** **Na** (Z=11) ; (3, 0, 0, ½) **c)** **Si** (Z=14) ; (3, 1, 0, ½)
d) **Ti** (Z=22) ; (3, 2, -1, ½) **e)** **Co** (Z=27) ; (3, 2, -1, -½) **f)** **Cl** (Z=17) ; (3, 1, 0, -½)
g) **Ca** (Z=20) ; (4, 0, 0, -½)

9.-/ **a)** (2, 1, -1, ½)**;** (2, 1, 0, ½) **;** (2, 1, 1, ½) **;** (2, 1, -1, -½)

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

24.-/ a) Ver teoría

25.-/ a) $_{25}$**A:** $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6\ 3d^5\ 4s^2$; $_{35}$**B:** $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6\ 3d^{10}\ 4s^2\ 4p^5$;
$_{38}$**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) $_{15}$**P:** $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^3$; $_{25}$**Mn:** $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6\ 3d^5\ 4s^2$
b) P: (3, 1, -1, ½) ; (3, 1, 0, ½) ; (3, 1, 1, ½). **Mn:** (4, 0, 0, ½) ; (4, 0, 0, -½)

28.-/ a) $_{35}$**Br:** $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6 3d^{10}\ 4s^2 4p^5$; $_{37}$**Rb:** $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6 3d^{10}\ 4s^2 4p^6\ 5s^1$
b) $_{35}$**Br$^-$:** $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6 3d^{10}\ 4s^2 4p^6$; $_{37}$**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) $_{17}$**Cl$^-$:** $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6$; $_{19}$**K$^+$:** $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6$ **b)** Cl^- **c)** Cl

31.-/ a) Ver teoría **b)** El Li sólo tiene 3 e^- **c)** Ver teoría

32.-/ a) $_{13}$**A:** $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^1$; $_{16}$**B:** $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^4$; $_{20}$**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**

33.-/ **a) A:** Per.= **2**, Gr.= **17 ; B:** Per.= **3**, Gr.= **15 ; C:** Per.= **4**, Gr.= **4 ; D:** Per.= **4**, Gr.= **1**
b) Mayor E.I.: **A** ; Menor E.I.: **D** **c)** Mayor Radio: **D ;** Menor Radio: **A**

34.-/ **a)**

Elementos	Na	**Mg**	Al	**P**	S	**Cl**
Radios atómicos (nm)	**157**	136	**125**	110	**104**	99

b) Ver teoría

35.-/ **a)** $_{20}$**A:** $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6\ 4s^2$ **;** $_{30}$**B:** $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6 3d^{10}\ 4s^2$ **;**
$_{35}$**C:** $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6 3d^{10}\ 4s^2 4p^5$
b) $_{20}$**A^{2+}:** $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6$ **;** $_{30}$**B^{2+}:** $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6 3d^{10}$ **;**
$_{35}$**C^{-}:** $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6 3d^{10}\ 4s^2 4p^6$

36.-/ **a)** Ver teoría **b)** Ver teoría

37.-/ **a)** (4, 2, 3, -½) **;** (2, 0 , -1, ½) **b)** 3d y 1s

38.-/ **a)** A > C > B

39.-/ **a)** Ver teoría **b)** Ver teoría **c)** Ver teoría

40.-/ **a)** $_{13}$**X:** $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^1$ **;** $_{20}$**Y:** $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6\ 4s^2$ **;**$_{35}$**Z:** $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6 3d^{10}\ 4s^2 4p^5$
b) X^{2+}: No **;** **Y^{2+}:** Sí **;** **Z^{2-}:** No

41.-/ **a) A:** Per.= **2**, Gr.= **14 ; B:** Per.= **2**, Gr.= **17 ; C:** Per.= **4**, Gr.= **1 ; D:** Per.= **2**, Gr.= **16**
b) Mayor E.I.: **B** ; Menor E.I.: **C** **c)** Mayor Radio: **C ;** Menor Radio: **B**

42.-/ **a) A:** Periodo= **2**, Grupo= **13 ; B:** Periodo= **2**, Grupo= **17 ; C:** Periodo= **3**, Grupo= **2**
b) Y > X > Z **c)** Y > X > Z

43.-/ **a)** No permitidos: (2, 3, 0) **;** (3, 3, 2) **;** (2, -1, 1) **b)** 3d, 3s y 4d

44.-/ **a)** $_{13}$**Al:** $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^1$; $_{11}$**Na^{+}:** $1s^2\ 2s^2 2p^6$ **;** $_{8}$**O^{2-}:** $1s^2\ 2s^2 2p^6$
b) Na^{+} y O^{2-} **c)** Al

45.-/ **a)** Ver teoría **b)** Por el nº atómico (Z) **c)** Ver teoría

46.-/ **a)** 1, 13 y 18 **b) K:** $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6\ \mathbf{4s^1}$ **; Ga:** $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6 3d^{10}\ \mathbf{4s^2 4p^1}$
Kr: $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6 3d^{10}\ \mathbf{4s^2 4p^6}$

47.-/ **a)** $_{33}$**A:** $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6 3d^{10}\ 4s^2 4p^3$ **;** $_{35}$**B:** $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6 3d^{10}\ 4s^2 4p^5$ **;**
$_{37}$**C:** $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6 3d^{10}\ 4s^2 4p^6\ 5s^1$
b) A: Periodo= **4**, Grupo= **15 ; B:** Periodo= **4**, Grupo= **17 ; C:** Periodo= **5**, Grupo= **1**
c) El C.

48.-/ **a)** La B **b)** La D **c)** A y C

49.-/ **a)** $_{2}$**A:** $1s^2$ **;** $_{11}$**B:** $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^1$ **;** $_{17}$**C:** $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^5$ **;** $_{25}$**D:** $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6 3d^5\ 4s^2$
b) El D. **c)** C > B

50.-/ **a)** No Metal (Cl) **b) Mayor P.I.:** F, Ar, Ne… **c) Menor P.I.:** Na, Mg, K…

51.-/ **a)** El **A** **b)** El **C** **c)** El **B**

52.-/ **a)** $_{7}\mathbf{N^{3-}}$**:** $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$ **;** $_{12}\mathbf{Mg^{2+}}$**:** $1s^2\ 2s^2 2p^6$ **;** $_{17}\mathbf{Cl^{-}}$**:** $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6$ **;**
$_{19}$**K:** $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6\ 4s^1$ **;** $_{18}$**Ar:** $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6$
b) Cl^- y Ar **;** N^{3-} y Mg^{2+}
c) **K**: 1 electrón desapareado

53.-/ **a)** El **A** **b)** El **D** **c)** El **B**

54.-/ **a)** $_{12}\mathbf{Mg^{2+}}$**:** $1s^2\ 2s^2 2p^6$ **;** $_{16}\mathbf{S^{2-}}$**:** $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6$ **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)** [Ar] $3d^3$ **c)** **n** = 3 **;** **l** = 2 **;** **m** = -2,-1,0,1,2 **;** **s** = ± ½

61.-/ **a)** Falsa **b)** Verdadera **c)** Verdadera

62.-/ **a)** $_{16}\mathbf{S^{2-}}$**:** $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6$ **;** $_{26}\mathbf{Fe^{2+}}$**:** $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6\ 3d^6$
b) $_{17}\mathbf{Cl^{-}}$**:** $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6$ **;** $_{19}\mathbf{K^{+}}$**:** $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6$
c) La $E.I_2 > E.I_1$ 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 kJ/mol** = $1s^2\ 2s^2 2p^6$ **; 496 kJ/mol** = $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^1$ **b)** Mayor

64.-/ **a) 4 e^-. 2s:** (2, 0, 0, ½); **2p:** (2, 1, -1, ½); (2, 1, 0, ½); (2, 1, 1, ½).
b) 10 e^-. 3d: (3, 2, -2, ½); (3, 2, -1, ½); (3, 2, 0, ½); (3, 2, 1, ½); (3, 2, 2, ½);
(3, 2, -2, -½); (3, 2, -1, -½); (3, 2, 0, -½); (3, 2, 1, -½); (3, 2, 2, -½).
c) 2 e^-. 4f: (4, 3, -2, ½); (4, 3, -2, -½).

65.-/ **a)** Rellenan orbitales **d:** ***(n-1)d***
b) $_{26}\mathbf{Fe^{2+}}$**:** $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6\ 3d^6$ **;** 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)** $_{11}$**Na:** $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^1$ **;** $_{12}$**Mg:** $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2$ **b)** $R_{Mg} < R_{Na}$ **c)** $R_{Na^+} < R_{Mg^+}$

67.-/ **a)** $_{4}$**Be:** $1s^2\ 2s^2$ **;** $_{8}$**O:** $1s^2\ 2s^2 2p^4$ **;** $_{30}$**Zn:** $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6 3d^{10}\ 4s^2$ **;** $_{18}$**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) $\mathbf{Be^{2+}}$**:** $1s^2$ **;** $\mathbf{O^{2-}}$**:** $1s^2\ 2s^2 2p^6$ **;** $\mathbf{Zn^{2+}}$**:** $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6 3d^{10}$ **;** **Ar:** No forma iones estables.

68.-/ **a)** $\mathbf{A^{2+}}$**:** $1s^2\ 2s^2 2p^6$ **;** **D:** $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6 3d^{10}\ 4s^2 4p^6\ 5s^1$ **(**[Kr] $5s^1$**)** **b)** El **A** **c)** El **C**

69.-/ **a)** Nitrógeno **b)** (2, 1, -1, ½)**;** (2, 1, 0, ½)**;** (2, 1, 1, ½).

70.-/ **a)** Verdadera **b)** Verdadera **c)** Verdadera

71.-/ **a)** Periodo **3**, grupo **2**: **Mg ; $\mathbf{Mg^{2+}}$** **b) No metal**: Periodo **4**, grupo **17**: **Br**
c) Aumenta el radio al descender en el grupo y aumenta el efecto pantalla.

72.-/ **a)** 9 protones, 10 electrones y 10 neutrones. **b)** $_9\mathbf{F^-}$: $1s^2\ 2s^2 2p^6$
c) **n** = 2**;** **l** = 1**;** **m** = -1, 0, 1**;** **s** = ± ½

73.-/ **a) Ar**: $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6$ **b) K**: $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6\ 4s^1$ **c) N:** $1s^2\ 2s^2 2p^3$

74.-/ **a)** Na **b)** Cl **c)** Na

75.-/ **a)** Z = **20;** Periodo **4** (Ca) **b)** 2 electrones **c)** Enlace iónico. $\mathbf{AX_2}$

76.-/ **a)** Z (**A**) = 35; A (**A**) = 80. Z (**B**) = 20; A (**B**) = 40
b) **El A (Br) es más electronegativo**. **A**: $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6 3d^{10}\ 4s^2 4p^5$ (Br)
B: $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6 3d^{10}\ 4s^2$ (Ca)
c) $\mathbf{A^-}$: $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6 3d^{10}\ 4s^2 4p^6$ (**Br^-**)
$\mathbf{B^{2+}}$: $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6$ (**Ca^{2+}**)

77.-/ **a) Periodo 6**: Su último nivel es el 6, rellena electrones de valencia de ese periodo (**$6s^2$**).
Grupo 7: Está rellenando electrones "**d**" (**$5d^5$**), grupo 7 [suma de electrones 'ns' y (n-1)d].
Se trata del **Renio** (Re).
b) No es posible. Si n=1, el nº cuántico "l" toma valores desde 0 hasta (n-1) y tiene que ser 0.
c) No. Su estado fundamental sería $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$. Se trata de un estado excitado del Na.

78.-/ **a) A**= **Periodo 4**: Su último nivel es el 4, rellena electrones de valencia de ese periodo (**$4s^2$**).
Grupo 2: Está rellenando electrones "***s***" (**$4s^2$**). Alcalinotérreos. (Ca)
B= **Periodo 4**: Su último nivel es el 4, rellena electrones de valencia de ese periodo (**$4p^5$**).
Grupo 17: Está rellenando electrones "***p***" (**$4p^5$**). Halógenos. (Br)
b) El **B**. El elemento B (Br) tiene menor radio y cuesta más energía arrancar un electrón.
c) El **B**. El elemento B se encuentra más a la derecha en el mismo periodo y tiene mayor carga nuclear efectiva, mayor atracción y por tanto menor radio atómico.

79.-/ **a) Verdadera**. La Energía de ionización aumenta al avanzar en el periodo, pues aumenta la carga nuclear efectiva, aumenta la atracción y disminuye el radio.
b) Falsa. El elemento B se encuentra más a la derecha en el mismo periodo y tiene mayor carga nuclear efectiva, mayor atracción y por tanto menor radio atómico.
c) Falsa. El elemento B es más electronegativo y par de e^- está más desplazado hacia él.

80.-/ **a)** $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6 3d^{10}\ 4s^2 4p^5$ (**Br**)
b) $\mathbf{F^-}$: $1s^2\ 2s^2 2p^6$
c) $1s^2\ 2s^2 2p^2$ (**C**)

81.-/ **a) A**: $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^5$ **(Cl)** ; **B**: $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6 3d^1\ 4s^2$ **(Sc)**
b) $\mathbf{A^-}$ (Cl^-) ; $\mathbf{B^{3+}}$ (Sc^{3+})
c) A^- (ion cloruro Cl^-). Ambos iones son isoelectrónicos. En estos casos tiene mayor radio el de menor número atómico, pues tiene menos protones, menor carga nuclear efectiva, por tanto, menor atracción y mayor radio.

82.-/ **a) Verdadera**. Son isolectrónicos: $_{10}$**Ne:** $1s^2\ 2s^2 2p^6$; $_8\mathbf{O^{2-}}$: $1s^2\ 2s^2 2p^6$
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 isolectrónicas 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] $\mathbf{6s^1}$; **(6, 0, 0, ½)** ó (6, 0, 0, -½)
c) $\mathbf{Fe^{3+}}$: $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6 \mathbf{3d^5}$. Tiene **5 electrones desapareados**.

84.-/ **a)** (0, 0, 0, +½): **No es posible**. El nº cuántico principal '**n**' no puede valer cero.
(1, 1, 0, +½): **No es posible**. El nº cuántico secundario '**l**' toma valores desde 0 a (n–1).
(2, 1, -1, +½): **Sí es posible**. Para **n = 2**; **l** = 0, **1** y m = -l hasta +l = **-1**, 0, 1.
(3, 2, 1, -½): **Sí es posible**. Si n = 3; l = 0, 1, **2**; m = -2, -1, 0. **1**, 2 y s = ± **½**
b) (2, 1, -1, +½): orbital **2p**.
(3, 2, 1, -½): 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) $\mathbf{A^+}$: pierde un electrón para adquirir la configuración de gas noble.
2) $\mathbf{B^{3+}}$: 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 isolectrónicas ($1s^2\ 2s^2 2p^6$) 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, +½): **Sí es posible**.
(3, 3, 2, -½): **No es posible**. El nº cuántico secundario '**l**' toma valores desde 0 a (n–1).
(2, 0, 1, +½): **No es posible**. Para **n = 2**; **l** = 0 y m = -l hasta +l = 0.
(4, 1, 1, -½): **Sí es posible**.
b) (4, 2, 0, +½): orbital **4d**.
(4, 1, 1, -½): 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) $\mathbf{X^{2+}}$. Pierde 2 e^- para alcanzar la configuración de gas noble.
$\mathbf{Y^-}$. Gana 1e^- para alcanzar la configuración de gas noble.
c) Tiene mayor radio el $\mathbf{Y^-}$. 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**. $_{25}\mathbf{Mn^{2+}}$**:** $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6 3d^5$; $_{26}\mathbf{Fe^{3+}}$**:** $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6 3d^5$
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, $\boldsymbol{n \geq 2}$
(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, $\boldsymbol{m}$ **= -2, -1, 0, 1, 2**.
c) $_{25}$**Mn:** $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6 3d^5\ 4s^2$. **Tiene 5** $\mathbf{e^-}$ **desapareados** (los 5 del orbital 3d).
$_{33}$**As:** $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6 3d^{10}\ 4s^2 4p^3$. **Tiene 3** $\mathbf{e^-}$ **desapareados** (los 3 del orbital 4p).

91.-/ **a) A**= **Argón** (Ar); **C**= **Magnesio** (Mg).
b) A: 1527 $kJ\cdot mol^{-1}$; **B**: 419 $kJ\cdot mol^{-1}$; **C**: 735 $kJ\cdot mol^{-1}$. 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: $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6 3d^{10}\ 4s^2 \mathbf{4p^4}$ **(4, 1, [-1, 0, 1], ±1/2)**. Cualquier combinación es válida.
Y: $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6\ \mathbf{4s^1}$ **(4, 0, 0, ±1/2)**
c) $\mathbf{X^{2-}}$: $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6 3d^5\ 4s^2 4p^6$. Gana 2 e^- y alcanza la configuración de gas noble.
$\mathbf{Y^+}$: $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6$. 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** $\mathbf{e^-}$.
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** $\mathbf{e^-}$ **desapareados**.

↑	↑	↑

c) Verdadera. Cuando l=0 (orbital s) hay un máximo de 2 e^- con spines antiparalelos $s = \pm ½$, 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 átono 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 +½ ó –½, el número máximo de electrones será **4**:
(**4**, 2, **–2**, ½); (**4**, 2, **–2**, –½); (**4**, 3, **–2**, ½); (**4**, 3, **–2**, –½).

97.-/ **a)** **I)** (1, 0, 2, –½): **No permitida**. Si l=0, m toma valores desde $-l$ hasta $+l$, m=0 y no 2.
II) (5, 0, 0, ½): **Permitida**. Para n=5, l puede valer 0, m puede ser 0 y $s = \pm$ **½**.
III) (3, 2, 2, –½): **Permitida**. Si n=3, l puede valer 0, 1, ó **2** y m= **–2,** –1, 0, 1, 2 y $s = \pm$ **½**.
IV) (0, 0, 0, ½): **No permitida**. El valor de n no puede ser 0. Toma valores 1, 2, 3,….
b) **II)** (5, 0, 0, ½): **5*s***
III) (3, 2, 2, –½): **3*d***
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)** $_{19}$**A:** $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6\ \mathbf{4s^1}$ – grupo **1** *(alcalinos)*, periodo **4** ***(Potasio, K)***
$_{36}$**B:** $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6 3d^{10}\ \mathbf{4s^2\ 4p^6}$ – grupo **18** *(gas noble)*, periodo **4** ***(Kriptón, Kr)***
b) (4, 0, 0, –½): $\mathbf{4s^1}$
c) El elemento B, ya que al ser un gas noble *(grupo 18)* y tener su último orbital completo con 8 electrones ***($4s^2\ 4p^6$)*** 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) $_{11}\mathbf{Na^+}$: $1s^2\ 2s^2 2p^6$; $_{11}$**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 $\mathbf{Z^* = Z - \sigma}$ 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.-/ $_{11}$**Na**: $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^1$; $_{11}\mathbf{Na^+}$: $1s^2\ 2s^2 2p^6$; $_{10}$**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. $\mathbf{R_{Na^+} < R_{Ne}}$

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 p^3. (***As***)
b) (4, 1, 1, ½). Valdría cualquier combinación de: (**4**, **1**, [-1,0,1], ±½)
c) As^{5+}. Pierde 5 e^- de la última capa y termina en el orbital *3d* lleno.
As^{3-}. Gana 3 e^- en la última capa y adquiere la configuración de gas noble.
As^{3+}. Pierde los 3 e^- más externos ($4p^3$).

103.-/ **a) Falsa**. En el orbital *3p*, $n = 3$ y $\ell = 1$, y como m solamente puede tomar valores desde $-\ell$ hasta $+\ell$, 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 $s = \pm½$: **total 6 e^-**.
c) Falsa. El elemento de Z = 31 es el Galio. $_{31}$**Ga**: $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6 3d^{10}\ 4s^2$**$4p^1$**.
El e^- diferenciador es el ***$4p^1$***, en el que **n** = 4, $\ell = 1$ y $m = -1, 0, 1$, pero nunca puede tomar el valor –2.

104.-/ **a) Cuatro**. El orbital ***2s*** ($n = 2$; $\ell = 0$; $m = 0$) y los **3 orbitales *2p* ($2p_x$, $2p_y$, $2p_z$)**, ya que $n = 2$, $\ell = 1$, y $m = -1, 0, 1$. El número de orbitales en un nivel viene dado por: $\boldsymbol{n^2 = 2^2 = 4}$.
b) 18. El número máximo de e^- que entran en un nivel viene determinado por $\boldsymbol{2n^2}$. Si $n = 3$, el número máximo de e^- será $2 \cdot 3^2 =$ **18**: ($3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}$).
c) Se parecen en que tienen el mismo valor de $n = 3$, el mismo valor de $\ell = 1$. Tienen la misma simetría y forma.
Se diferencian en el valor de $m = -1, 0, 1$. Tienen diferentes orientaciones en el espacio.

105.-/ **a)** (4,2,0,+1/2): **Es posible**.
(3,3,2,-1/2): **No es posible**. ℓ no puede ser igual que n, pues varía desde 0 hasta (n–1).
(2,0,1,+1/2): **No es posible**. m varía desde $-\ell$ hasta $+\ell$. Si $\ell = 0$, $m = 0$.
(2,0,0,-1/2): **Es posible**.
b) (4,2,0,+1/2): Uno de los 5 orbitales **4d**.
(2,0,0,-1/2): Orbital **2s**
c) 2s < 4d. Aplicando la regla de Madelung: "Tiene menor energía el orbital que tenga menor la suma de $n + \ell$. **2s**: 2+0 = 2; **4d**: 4+2 = 6.

106.-/ $_{13}$**Al**: $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^1$; $_{11}$**Na^+**: $1s^2\ 2s^2 2p^6$; $_8$**O^{2-}**: $1s^2\ 2s^2 2p^6$
a) Na^+ y O^{2-} ya que poseen la misma configuración electrónica, ambos tienen 10 e^-.
b) Al. Su configuración electrónica acaba en $3p^1$, y por lo tanto el orbital p_x no está completo (está semicompleto) y el electrón se encuentra solo en ese orbital, en el que cabrían 2 e^-.
c) Al^{3+}: $1s^2\ 2s^2 2p^6$. El Al pierde 3 e^- y pasa a ser ion Al^{3+} y así consigue la configuración estable de gas noble, 8 e^- en su última capa.

107.-/ **a) Z=30:** $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6 \mathbf{3d^{10}}\ 4s^2$; **Periodo 4**, **Grupo 12** (**Zn**)
b) $3d^{10}$: (**3**, **2**, [-2, -1, 0, 1, **2**], ±½) …. **(3, 2, 2, –½)**
c) Zn^{2+}. Pierde los 2 e^- de la capa más externa ($4s^2$) y queda con el orbital *d* lleno.

108.-/ **X** (Z=17): $\mathbf{1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^5}$ (**Cl**)
a) Falsa. El e^- diferenciador es el último que ha rellenado y lo diferencia del elemento anterior en la tabla periódica, se encuentra en el orbital *p*: $\mathbf{3p^5}$.
b) Verdadera. $_{17}X^-$: $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6$; $_{18}$**Ar**: $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6$. Son isoelectrónicos ya que tienen el mismo número de e^- y por lo tanto la misma configuración electrónica.
c) Falsa. El número másico **A = Z + N**, y si Z =17, nunca puede A ser 16 ya que **A>Z**.

109.-/ **a)** Protones = **17**; Electrones = **18**; Neutrones = **19** (A=Z+N; N=A–Z= 36–17=19).
b) $_{17}Cl^-$: $\mathbf{1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6}$
c) $\mathbf{3p^6}$**:** (**3**, **1**, [-1, 0, **1**], ±½) …. **(3, 1, 1, –½)**

110.-/ **a) (4, 0, 0, +½)** y **(4, 0, 0, –½)**. La configuración electrónica es: $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6\ \mathbf{4s^2}$: (Ca)
b) 3 orbitales y **6 e^-**. Para $n = 3$, $\ell = 1$ y $m = -1, 0$ y 1: **3 orbitales**. En cada orbital caben 2 e^- con número cuántico de spin $s = \pm½$, por lo tanto, caben un total **de 6 electrones**.
c) A^{2+} (Ca^{2+}). El ion más estable es aquel en el que se pierden los 2 e^- más externos ($4s^2$) para llegar a alcanzar la configuración de gas noble [Ar] = $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6$.

111.-/ $_{9}$**A** = $1s^2\ 2s^2 2p^5$; $_{17}$**B** = $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^5$; $_{19}$**C** = $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6\ 4s^1$;
$_{20}$**D** = $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6\ 4s^2$
a) C. El elemento C se encuentra en el periodo 4 y en el **grupo 1** (***$4s^1$***) que son los metales alcalinos.
b) A. La electronegatividad es la tendencia o capacidad que tiene un átomo para atraer el par de e^- compartidos en un enlace. Disminuye al descender en un grupo, pues aumentan los niveles energéticos, disminuye la carga nuclear efectiva y aumenta el radio atómico. En un periodo la electronegatividad aumenta al avanzar hacia la derecha, pues aumenta la carga nuclear efectiva y disminuye el radio atómico. El elemento más electronegativo es el **A** (Flúor).
c) C. La energía de ionización es la energía que hay que aplicar a un átomo neutro, gaseoso y en su estado fundamental para quitarle un electrón. La E.I. disminuye al bajar en un grupo ya que va aumentando el radio atómico y cuesta menos energía quitar el e^-. La E.I. aumenta al avanzar hacia la derecha en un periodo pues el radio va disminuyendo y el e^- está más atraído y cuesta más energía desprenderlo. El de menor E.I es el **C** *(Potasio)*.

112.-/ **a) 23 e^-**, ya que ha perdido 3 e^- para llegar a ion **Fe^{3+}**: $\mathbf{1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6 3d^5}$
b) 17 protones (su Z=17, pues gana 1 e^- para llegar a anión X^-) y **18 neutrones** (A=Z+N).
c) A^{2+}. La configuración de $_{38}A$ = $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6 3d^{10}\ 4s^2 4p^6\ 5s^2$ (Sr), pierde los 2 e^- del nivel más externo ($5s^2$) llegando así a la configuración de gas noble.

113.-/ **a) X:** $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6$

Periodo 3: El último nivel que rellena es el **3**.

Grupo 18: Tiene 8 e^- en su última capa, rellena el orbital $\boldsymbol{p^6}$. **(Gases nobles)**

Y: $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^1$

Periodo 3: El último nivel que rellena es el **3**.

Grupo 1: Tiene 1 e^- en su última capa, rellena el orbital $\boldsymbol{s^1}$. **(Alcalinos)**

b) X= 1520 kJ/mol; **Y= 496 kJ/mol**. Ambos están en el mismo periodo, la energía de ionización (energía necesaria para arrancar un e^- a un átomo en su estado fundamental y gaseoso) aumenta al avanzar hacia la derecha en el periodo pues la carga nuclear efectiva aumenta y el radio va disminuyendo, por lo que cuesta más energía arrancar el e^-.

c) Y. Al ser un metal alcalino (grupo 1) tiene tendencia a perder el e^- de su última capa ($3s^1$) para llegar a la configuración estable de gas noble y formar el catión $\mathbf{Y^+}$, que dará lugar a la formación de un enlace iónico al unirse a un anión. El elemento X es un gas noble que tiene su última capa completa y no forma enlaces.

114.-/ **a) Falsa**. Se trata de un **no metal**, ya que es un elemento del grupo 17 (halógenos) pues tiene 7 e^- de valencia y del periodo 4: es el bromo (Br).

b) Falsa. Formará un **anión** monovalente (X^-), pues le falta un electrón, en su última capa, para adquirir la configuración de gas noble.

c) Verdadera. El elemento de Z=32: $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6 3d^{10}\ 4s^2 4p^2$, está en el mismo periodo 4, pero pertenece al grupo 14 (es el germanio) que se encuentra más a la izquierda, por lo tanto, tiene menor carga nuclear efectiva, mayor radio, menor energía de ionización y menor afinidad electrónica, por lo tanto el de Z=32 tiene **menor electronegatividad**, ya que la electronegatividad aumenta hacia la derecha en el periodo. El Br es más electronegativo.

115.-/ **a) Falsa**. Los isótopos son átomos del mismo elemento que tienen el mismo nº de protones y por lo tanto igual nº de electrones. Se diferencian en el número de neutrones.

b) Verdadera. Los elementos que pertenecen al mismo grupo tienen la misma configuración en su última capa lo que hace que tengan propiedades químicas similares.

c) Falsa. El nº de protones del ion K^+ es 19 ya que ese es su número atómico (Z), mientras que el Ar tiene de número atómico Z=18, y por lo tanto posee 18 protones. En lo que coinciden el ion K^+ y el Ar es en el número de electrones, ambos tienen la misma configuración electrónica (isoelectrónicos): $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6$.

116.-/ **a) Z(X) = 19**; **Z(Y) = 17**. $_{19}X$: $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6\ 4s^1$ (**K**); $_{17}Y$: $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^5$ (**Cl**). El elemento X ha perdido un electrón para llegar a X^+, mientras que el elemento Y lo ha ganado para convertirse en el anión Y^-.

b) Y^-. Ambos iones son isoelectrónicos. En dos especies isoelectrónicas tiene mayor radio el de menor número atómico, pues su carga nuclear efectiva es menor, hay menor atracción y ello se traduce un aumento del radio iónico.

c) n = 3; **l = 1**. El elemento Y gana el electrón $\mathbf{3p^6}$, y su número cuántico principal *n* es 3 y su número cuántico secundario *l* = 1, ya que se trata de uno de los orbitales *p*, en los que el número cuántico secundario vale 1.

117.-/ **a) Verdadera**. La primera energía de ionización es aquella que hay que aplicar a un átomo neutro, en su estado fundamental y en estado gaseoso para quitarle un e^-. Al encontrarse ambos elementos en el mismo grupo, tendrá menor energía de ionización el de mayor radio que es el K, pues se encuentra más abajo en el grupo y tienen mayor número de niveles energéticos y por lo tanto el e^- se encuentra más alejado del núcleo y cuesta menos energía quitarlo. La energía de ionización disminuye, por ello, al descender en el grupo.
b) Falsa. $_{11}Na$: $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^1$; $_{11}Na^+$: $1s^2\ 2s^2 2p^6$. **El radio del catión Na^+ < radio átomo Na**, pues el ion Na^+ tiene mayor carga nuclear efectiva al tener menos electrones, tiene un nivel menos de energía y por lo tanto su radio es menor.
c) Falsa. La 2ª energía de ionización de un elemento siempre es mayor que la primera, pues el radio del catión es menor y el e^- se encuentra más cercano al núcleo, más atraído y por lo tanto cuesta más energía quitarlo.

118.-/ **a) $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^4$**. Conocemos que A=Z+N, 33=Z+17, de donde **Z=16**.
b) El ion **X^{2-}** es el más estable porque al elemento le **faltan 2 electrones** que ganar para llegar a tener la configuración estable de gas noble.
c) Azufre (S). Pertenece al **periodo 3** ya que su última capa (nº cuántico más alto) es la 3 y **grupo 16 (anfígenos)**, ya que su electrón diferenciador rellena el orbital $3p^4$ y este elemento tiene 6 e^- de valencia ($3s^2 3p^4$).

119.-/ **$_{10}A$:** $1s^2\ 2s^2 2p^6$; **$_{11}B$**: $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^1$; **$_{12}C$**: $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2$
a) A= 2070 kJ/mol; **B= 496 kJ/mol**; **C= 738 kJ/mol**. El de mayor E.I. será el A pues es el que menor radio tiene al tener menos niveles energéticos (es un gas noble). Los elementos B y C pertenecen al mismo periodo. El B se encuentra más a la izquierda en la tabla periódica (grupo 1), mientras que el C pertenece al grupo 2. En un periodo el radio disminuye al avanzar hacia la derecha, pues aumenta la carga nuclear efectiva y la atracción es mayor, lo que se traduce en un menor radio, y por lo tanto cuesta más energía quitarle el electrón. Por ello el C tiene mayor E.I. que el B.
b) B^+: Pierde 1 electrón para alcanzar la configuración de gas noble, $1s^2\ 2s^2 2p^6$.
C^{2+}: Pierde 2 electrones para alcanzar la configuración de gas noble, $1s^2\ 2s^2 2p^6$.
c) B. El A es el de menor radio de los tres elementos, ya que es el que tiene menos niveles energéticos. Los elementos B y C pertenecen al mismo periodo 3, pero el B se encuentra más a la izquierda en la tabla periódica, grupo 1 *($3s^1$)*, mientras que el C pertenece al grupo 2 *($3s^2$)*. En un periodo el radio disminuye al avanzar hacia la derecha, pues aumenta la carga nuclear efectiva y la atracción es mayor, lo que se traduce en un menor radio. Por ello el de mayor radio de los tres es **B**.

120.-/ **a) $_{30}A$:** $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6 3d^{10}\ 4s^2$ (Zn); **$_{35}B$:** $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6 3d^{10}\ 4s^2 4p^5$ (Br)
b) B. Ambos elementos pertenecen al periodo 4, pero el B se encuentra más a la derecha (grupo 17) que el A (grupo 12). En un periodo el radio disminuye al avanzar hacia la derecha ya que aumenta la carga nuclear efectiva, por lo tanto, el elemento B tiene menor radio lo que supone mayor energía para quitarle un electrón. La E.I. aumenta al avanzar hacia la derecha en un periodo al disminuir el radio.
c) AB_2. Será un compuesto en el que el elemento A pierde 2 electrones para convertirse en un catión A^{2+}, mientras que el elemento B ganará un electrón formando el anión B^-, por ello habrá dos iones B^- y la fórmula sería AB_2 *($ZnBr_2$)*.

121.-/ **a)** Protones: 7; Neutrones: 7; Electrones: 7
b) 3 electrones desapareados. $1s^2\ 2s^2 2p^3$
c) 2 e⁻. Se trata del orbital ***2s*** en el que caben un máximo de 2 e⁻: **(2,0,0,+½)** y **(2,0,0,–½)**.

122.-/ **a) Falsa**. Ambos elementos, Na y Mg, se encuentran en el mismo periodo (3º) y al avanzar hacia la derecha en el periodo, aumenta la carga nuclear efectiva, aumenta la atracción y el radio disminuye, es decir, el radio del Mg es menor que el del Na, por lo que cuesta más energía arrancar el primer electrón de su capa más externa: **EI (Mg) > EI (Na)**
b) Falsa. Los elementos del grupo 2 presentan configuración electrónica ns^2 y por lo tanto forman cationes A^{2+} que tienen un nivel energético menos y por lo tanto su carga nuclear efectiva es mayor y su radio menor: $R_{(A^{2+})} < R_{(A)}$
c) Verdadera. Todos los elementos del grupo 1 *(alcalinos)* tienen configuración ns^1, por lo que tienden a perder un electrón formando iones A^+ , por lo que su energía de ionización es baja y por tanto, tienen electronegatividad baja. La electronegatividad disminuye hacia la izquierda en la tabla periódica, al igual que lo hace la energía de ionización y la afinidad electrónica.

123.-/ $_{19}$**A(K)**: $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6\ 4s^1$; $_{25}$**B(Mn)**: $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6 3d^5\ 4s^2$; $_{30}$**C(Zn)**: $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6 3d^{10}\ 4s^2$; $_{48}$**D(Cd)**: $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6 3d^{10}\ 4s^2 4p^6 4d^{10}\ 5s^2$.
a) $_{19}$**A** y $_{25}$**B**. **A** tiene 1 electrón desapareado $(4s^1)$ y **B** tiene 5 e⁻ desapareados $(3d^5)$.
b) $_{30}$**C** y $_{48}$**D**. Pertenecen al **grupo 12**, ya que la suma de electrones **(s + d) = 12**.
c) $_{19}$**A**. Pierde el electrón más externo $(4s^1)$ para alcanzar la configuración de gas noble, formando un ion estable de carga 1+.

124.-/ **Ar**: $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6$; **Cl**: $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^5$
a) Verdadera. La EI es la energía necesaria para arrancar un e⁻ a un átomo neutro, gaseoso y en estado fundamental. Ambos elementos se encuentran en el mismo periodo (3º) y al avanzar hacia la derecha en un periodo aumenta la carga nuclear efectiva, aumenta la atracción y disminuye el radio: $R_{(Ar)} < R_{(Cl)}$. Por lo tanto, cuesta más energía arrancar el electrón al Ar.
b) Falsa. La AE es la energía que se desprende cuando un átomo neutro, gaseoso y en su estado fundamental gana un electrón. El Fe forma cationes (Fe^{2+} y Fe^{3+}), por lo que su AE es baja, mientras que el O forma el anión O^{2-} y por ello su AE es muy alta. Además, sabemos que el radio del O (periodo 2) es bastante más pequeño que el del Fe (periodo 4), por ello el O atraerá y captará al electrón más fácilmente; a menor radio mayor es la AE. La AE aumenta hacia la derecha y hacia arriba en la tabla periódica.
c) Verdadera. Ambos elementos se encuentran en el mismo periodo (4º) y al avanzar hacia la derecha en el periodo, aumenta la carga nuclear efectiva, aumenta la atracción y disminuye el radio, por ello: $R_{(As)} > R_{(Se)}$.

125.-/ **A**: $1s^2\ 2s^2 2p^6$; **B**: $1s^2\ 2s^2 2p^5\ 3s^1$
a) Falsa. La configuración de B corresponde a un estado excitado de A *(Neón)* en el que un electrón *2p* ha saltado al orbital *3s*. En ambos su número atómico $Z = 10$.
b) Falsa. Corresponde a un átomo del 2º periodo, pues en su estado fundamental su configuración sería $1s^2\ 2s^2 2p^6$ que corresponde al gas noble Neón *(Ne)*.
c) Falsa. Se trata del mismo elemento *(Z=10, Neón)*, gas noble del periodo 2, en el cual la configuración A corresponde a su estado fundamental y la B a un estado excitado del mismo elemento.

126.-/ **a) Ne**. El $_{12}Mg$ tiene una configuración electrónica $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2$. Pertenece al grupo 2 *(alcalinotérreos)* y su catión más estable es el $\mathbf{Mg^{2+}}$: $1s^2\ 2s^2 2p^6$ que se corresponde con la configuración electrónica del $_{10}Ne$.

b) He. La E.I. es aquella que hace falta aplicar a un átomo neutro, gaseoso y en su estado fundamental, para quitarle un electrón. Al tener el He ($1s^2$) un radio más pequeño que el N ($1s^2\ 2s^2 2p^3$), el electrón se encuentra más cercano al núcleo, por lo tanto, más fuertemente atraído y cuesta más energía arrancarlo.

c) Cl^-. La configuración electrónica del $_{17}Cl$ es $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^5$ y la de su anión cloruro, Cl^- es $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6$. La carga nuclear en el Cl es mayor que la del ion Cl^-, pues tiene los mismos protones (17) pero tiene un electrón menos y por ello están más atraídos, lo que se traduce en que el $\mathbf{R_{Cl^-} > R_{Cl}}$. El radio de un anión siempre es mayor que el radio de su átomo neutro.

127.-/ **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], ±1/2)**. Cualquier combinación es válida.
Y: $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6\ 4s^1$ **(4, 0, 0, ±1/2)**

c) $\mathbf{X^{2-}}$: $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6 3d^5\ 4s^2 4p^6$. Gana 2 e^- y alcanza la configuración de gas noble.
$\mathbf{Y^+}$: $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6$. Pierde un e^- para alcanzar la configuración de gas noble.

128.-/ **a) Falsa**. Los elementos del grupo 2 *(alcalinotérreos)* tienen configuración electrónica en su último nivel $\boldsymbol{ns^2}$ por lo que tienden a perder esos 2 e^- para llegar a la configuración de gas noble y por ello darán cationes divalentes M^{2+}.

b) Falsa. Para formar el catión M^{2+} los elementos del grupo 2 pierden sus 2 e^- de valencia. Al bajar en el grupo los radios van aumentando, al ir añadiéndose un nivel electrónico más, por lo tanto, los electrones se encuentran más alejados del núcleo, menos atraídos y cuenta menos energía quitarlos, formando el catión con más facilidad, es decir, la energía de ionización descienda al bajar en un grupo, por ello el **Be** es el de **mayor E.I**.

c) Falsa. La E.I. es aquella que hace falta aplicar a un átomo neutro, gaseoso y en su estado fundamental, para arrancar un electrón. Al avanzar hacia la derecha en la tabla periódica, los radios van disminuyendo, pues la carga nuclear efectiva es mayor, por ello los electrones se encuentran más atraídos y su E.I. será mayor y con valores altos. Quiere decir que los halógenos tienen unos valores de E.I. elevados.

129.-/ **a) Falsa**. En cada orbital caben 2 e^- con spines opuestos, uno de valor $s = +\frac{1}{2}$ y otro, $s = -\frac{1}{2}$.

b) Falsa. La configuración electrónica del oxígeno es $1s^2\ 2s^2 2p^4$ y de acuerdo con el Principio de máxima multiplicidad de Hund los e^- se colocan en un orbital lo más desapareados posible, por tanto, tiene **2 e^- desapareados**. [↑↓] [↑] [↑]

c) Verdadera. Los halógenos tienen configuración electrónica en su última capa $\boldsymbol{ns^2 np^5}$ y de acuerdo con el Principio de máxima multiplicidad, estos electrones estarán distribuidos de la siguiente forma y presentan **un electrón desapareado**: [↑↓] [↑↓] [↑]

130.-/ **a) Falsa**. El número atómico *(Z)* de un elemento es el número de protones de su núcleo, que en el caso del **Na** es 11 y en el **Ne** es 10.

b) Falsa. Para que sean isótopos deben ser átomos del mismo elemento, es decir mismo número atómico (mismo número de protones) y se diferencian en el número de neutrones. El Na y el Ne son átomos de dos elementos distintos.

c) Verdadera. La configuración electrónica del catión Na^+ es $1s^2\ 2s^2 2p^6$ y la del átomo de Ne es $1s^2\ 2s^2 2p^6$, por lo tanto, son **isoelectrónicos** al tener el mismo número de electrones y la misma configuración electrónica.

131.-/ **a) Mg**. Los 3 elementos se encuentran en el mismo periodo (3º). Al avanzar hacia la derecha en el periodo aumenta la carga nuclear efectiva, aumenta la atracción y el radio disminuye. Como el Mg se encuentra en el grupo 2, el Si en el grupo 14 y el P en el 15, es el Mg el que se encuentra más a la izquierda de los tres y por lo tanto será el de mayor radio.
b) Mg. La E.I. es la energía que hace falta aplicar a un átomo neutro, gaseoso y en su estado fundamental, para quitar un electrón. A mayor radio menor E.I., ya que los electrones se encuentran más alejados del núcleo, menos atraídos y cuesta menos energía arrancarlos. Por este motivo la E.I. aumenta al avanzar en un periodo hacia la derecha. Como el Mg es el de mayor radio, será el de menor E.I.
c) P. La afinidad electrónica es la energía que se desprende cuando un átomo neutro, gaseoso y en su estado fundamental gana un electrón. Al disminuir el radio aumenta la afinidad electrónica, pues es más fácil captar al electrón. Como el P es el que se encuentra más a la derecha en el periodo, es el de menor radio y por lo tanto el de mayor afinidad electrónica. La afinidad electrónica aumenta al avanzar hacia la derecha en un periodo.

132.-/ **a)** Protones = **17**; Neutrones = **18**; Electrones = **17** (A=Z+N; N=A–Z= 35–17=18).
b) $_{17}Cl$: $\mathbf{1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^5}$; **1 electrón** desapareado.
c) $\mathbf{3p^5}$: (**3**, **1**, [-1, **0**, 1], ±½) …. **(3, 1, 0, –½)**

133.-/ **a)** Protones = **30**; Electrones = **30**; Neutrones = **35**; (A=Z+N; N=A–Z= 65–30=35).
b) $_{30}Zn$: $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6\ 4s^2\ \mathbf{3d^{10}}$.
El electrón diferenciador es el $\boldsymbol{3d^{10}}$: (**3**, **2**, [-2,-1, 0, 1, **2**], ±½) …. **(3, 2, 2, –½)**
c) $\mathbf{Zn^{2+}}$: Pierde los 2 e^- más externos ($4s^2$).

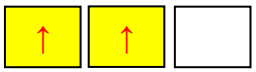
134.-/ **a) Falsa**. La E.I. es la energía que hace falta aplicar a un átomo neutro, gaseoso y en su estado fundamental, para quitar un electrón. A mayor radio menor E.I., ya que los electrones se encuentran más alejados del núcleo, menos atraídos y cuesta menos energía arrancarlos. El Na y el Mg se encuentran en el mismo periodo (*3º*) y al avanzar hacia la derecha en el periodo aumenta la carga nuclear efectiva y disminuye el radio, por lo que el radio del Mg es menor que el radio del Na. Esto se traduce en que la E.I. del Mg es mayor que la del Na ya que cuenta más energía arrancar el electrón que está más atraído por el núcleo.
b) Falsa. El ion $_5B^{3+}$ ($1s^2$) y el ion $_4Be^{2+}$ ($1s^2$) son **isolelectrónicos**. Entre especies isoelectrónicas tiene menor radio del de mayor número atómico (*Z*), ya que su carga nuclear efectiva es mayor y atrae con más fuerza a los electrones: $\mathbf{R(B^{3+}) < R(Be^{2+})}$.
c) Falsa. Los halógenos (*grupo 17*) presentan configuración electrónica $\boldsymbol{ns^2np^5}$ y tienen tendencia a ganar 1 e^- para alcanzar la configuración de gas noble formando un anión monovalente X^-, ya que los halógenos tienen muy alta la afinidad eletrónica, es decir desprenden bastante energía al captar un electrón.

135.-/ $_{12}$**A(Mg)**: $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2$; $_{14}$**B(Si)**: $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^2$; $_{17}$**C(Cl)**: $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^5$;
$_{37}$**D(Rb)**: $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6 3d^{10}\ 4s^2 4p^6\ 5s^1$.
a) $_{14}$**B(Si)**: $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^2$; $_{37}$**D(Rb)**: $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6 3d^{10}\ 4s^2 4p^6\ 5s^1$.
b) $_{12}\mathbf{A^{2+}}$: $1s^2\ 2s^2 2p^6$; $_{17}\mathbf{C^-}$: $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6$.
c) B: 2 e^- desapareados; **C**: 1 e^- desapareado; **D**: 1 e^- desapareado; **A**: no tiene.

136.-/ **a) Mg**. Los 3 elementos pertenecen al período 3. Al avanzar hacia la derecha en un período, aumenta la carga nuclear efectiva, aumenta la atracción y el radio disminuye, por lo tanto el de mayor radio es el que se encuentre más a la izquierda en la tabla periódica: **Mg**.

b) Mg. Para formar cationes hay que aplicar una energía para arrancar el electrón a un átomo neutro, en estado gaseoso y fundamental, llamada energía de ionización. Dentro de un mismo período la energía de ionización aumenta al avanzar hacia la derecha, pues el radio es menor, la atracción es mayor y cuesta más energía arrancar el electrón. El que tiene menor energía de ionización y por tanto mayor tendencia a formar cationes es el de mayor radio: **Mg**.

c) Silicio. $_{14}$**Si**: $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 \mathbf{3p^2}$. El **Si** presenta **2 e⁻ desapareados**:



$_{12}$Mg: $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2$ no tiene e⁻ desapareados.

$_{17}$Cl: $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^5$ tiene 1 e⁻ desapareado.

137.-/ **a) Falsa**. Los isótopos son átomos de un mismo elemento (mismo nº de protones) y se diferencian en el número de neutrones y por ello tienen diferente número másico, A. En los isótopos de un elemento el número de electrones es el mismo al tener el mismo número atómico, es decir, al tener el mismo nº de protones ya que el átomo es neutro.

b) Falsa. La masa atómica relativa de un átomo viene dada por la media ponderada de la masa atómica de cada isótopo por su porcentaje de abundancia en la naturaleza, por lo tanto, no tiene nada que ver con el nº de electrones.

c) Falsa. El nº másico (**A**) es la suma de protones y neutrones del núcleo de un átomo: **A = Z + N**.

138.-/ **a)** $_{7}$**A(N)**: $1s^2\ 2s^2 2p^3$; $_{33}$**B(As)**: $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6 3d^{10}\ 4s^2 4p^3$.

b) $_{7}$**A: Nitrógeno (N).** Período **2** – Grupo **15**

$_{33}$**B: Arsénico (As).** Período **4** – Grupo **15**

c) As. La E.I. es la energía que hace falta aplicar a un átomo neutro, gaseoso y en su estado fundamental, para quitar un electrón. A mayor radio menor E.I., ya que los electrones se encuentran más alejados del núcleo, menos atraídos y cuesta menos energía arrancarlos. El N y el As se encuentran en el mismo grupo (*15*) y al descender en el grupo el radio va aumentando ya que se van adicionando niveles energéticos. Por ello el As tiene mayor radio que el N. Esto se traduce en que la E.I. del As **es menor** que la del N ya que cuesta menos energía arrancar el electrón al estar más alejado del núcleo.

139.-/ **a) Se absorbe energía**. De acuerdo con el tercer postulado de Bohr, cuando un electrón pasa de una órbita superior (más alejada del núcleo) a una órbita inferior (más cercana al núcleo) se emite una energía en forma de onda electromagnética. Por lo tanto, si se pasa de una órbita inferior *n* a una órbita superior *n+1* se absorbe energía.

b) Grupo 16. Los elementos del grupo 16 (anfígenos) tienen configuración electrónica: $\boldsymbol{ns^2\ np^4}$ y al ganar 2 e⁻ para alcanzar la configuración de gas noble forman aniones X^{2-} con 8 electrones externos.

c) $_{25}$**A(Mn)**: $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6 3d^5\ 4s^2$. El electrón (3, 1, 0, -1/2) es un electrón que pertenece al orbital ***3p***, en el que ***n*** = **3**, ***l*** = **1**, ***m*** = –1, **0**, 1 y ***s*** = ± ½. Por lo tanto, sí que existe un electrón con ese estado cuántico y pertenece al orbital *3p*.

140.-/ **a)** $_{11}$**A**(Na): $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^1$

Periodo 3: El último nivel que rellena es el **3**.

Grupo 11: Tiene 1 e^- en su última capa, rellena el orbital ***s*^{1}**. **(Alcalinos)**

$_{17}$**B**(Cl): $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^5$

Periodo 3: El último nivel que rellena es el **3**.

Grupo 17: Tiene 7 e^- en su última capa, rellena el orbital ***p*^{5}**. **(Halógenos)**

b) El A tiene menor E.I. La E.I. es la energía que hace falta aplicar a un átomo neutro, gaseoso y en su estado fundamental, para quitar un electrón. Ambos elementos se encuentran en el mismo período. Dentro de un mismo período la energía de ionización aumenta al avanzar hacia la derecha, pues el radio es menor, ya que va aumentando la carga nuclear efectiva, la atracción es mayor y cuesta más energía arrancar el electrón. El **radio de A > radio de B**, por ello el **A tiene menor energía de ionización**. La energía de ionización aumenta al avanzar hacia la derecha en el período.

c) A. Al encontrarse en el mismo período tendrá mayor radio el que se encuentre más a la izquierda en la tabla periódica. El radio va disminuyendo al avanzar hacia la derecha en el período (aumento de Z), va aumentando la carga nuclear efectiva, aumenta la atracción y el radio va disminuyendo. El **radio de A > radio de B**.

141.-/ $_{25}$**Mn**$^{2+}$: $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6 3d^5$; $_{26}$**Fe**$^{3+}$: $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6 3d^5$

a) Verdadera. El átomo de Mn tiene 25 electrones y el ion Mn^{2+} tiene 23 e^- ya que ha perdido 2 e^-. El átomo de Fe tiene 26 electrones y el ion Fe^{3+} tiene 23 e^- ya que ha perdido 3 e^-.

b) Verdadera. Vista, anteriormente, su configuración electrónica, ambos iones son isoelectrónicos y por lo tanto tienen la misma configuración electrónica.

c) Falsa. Los isótopos son átomos del mismo elemento, es decir mismo nº atómico Z (igual nº de protones), el Mn^{2+} tiene 25 protones y el Fe^{3+} tiene 26 protones. Los isótopos se diferencian en el número de neutrones y no en el de protones. Por lo tanto, estos dos iones no pueden ser isótopos entre sí.

142.-/ **a)** $_{4}$**A**(Be): $1s^2\ 2s^2$; $_{9}$**B**(F): $1s^2\ 2s^2 2p^5$

b) A: Berilio (Be). La E.I. es la energía que hace falta aplicar a un átomo neutro, gaseoso y en su estado fundamental, para quitar un electrón. Ambos elementos se encuentran en el mismo período *(2º)*. Dentro de un mismo período la energía de ionización aumenta al avanzar hacia la derecha, pues el radio es menor, ya que va aumentando la carga nuclear efectiva, la atracción es mayor y cuesta más energía arrancar el electrón. El **radio de Be > radio de F**, por ello el **A tiene menor energía de ionización**. La energía de ionización aumenta al avanzar hacia la derecha en el período.

c) A: Berilio (Be). Al encontrarse en el mismo período *(2º)* tendrá mayor radio el que se encuentre más a la izquierda en la tabla periódica, el de menor número atómico. El radio va disminuyendo al avanzar hacia la derecha en el período (aumento de Z), ya que va aumentando la carga nuclear efectiva, aumenta la atracción y el radio va disminuyendo.

El **radio de A *(Be)* > radio de B *(F)***.

143.-/ **a) Grupo 1** ***(Alcalinos)***. Los elementos del grupo 1 *(alcalinos)* tienen configuración electrónica en su última capa "ns^1", por lo tanto, su ion más estable es el A^+, al perder un electrón para alcanzar la configuración de gas noble.

b) (5, 2, [-2, -1, 0, 1, 2], ± ½)

c) (2, 1, 0, +1/2) < (4, 0, 0, +1/2) < (3, 2, 1, -1/2) < (4, 1, 0, +1/2). La energía de los orbitales viene dada por la regla de Madelung: *"Tiene menor energía el orbital cuya suma de "**n+l**" sea menor; y en caso de igualdad tendrá menor energía el orbital de menor "n"*. Esta regla viene desarrollada en el diagrama de Moeller.

(4, 0, 0, +1/2): $n+l$ = **4** *(orbital 4s)*
(3, 2, 1, -1/2): $n+l$ = **5** *(orbital 3d)*
(2, 1, 0, +1/2): $n+l$ = **3** *(orbital 2p)*
(4, 1, 0, +1/2): $n+l$ = **5** *(orbital 4p)*

2p < 4s < 3d < 4p

144.-/ **a) Falsa**. Los elementos del grupo 17 *(halógenos)* tienen configuración electrónica en su última capa ns^2np^5, por lo que tienen tendencia a ganar un electrón para adquirir la configuración de gas noble formando un anión monovalente, X^-.

b) Verdadera. La configuración del átomo de $_{20}Ca$ es: $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6\ 4s^2$ y su ion más estable es el Ca^{2+} al perder 2 electrones para adquirir la configuración de gas noble ***(Ar)***: $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6$.

c) Verdadera. El radio de un anión es menor que el radio de su átomo neutro. El ion Br^- y el Br tienen el mismo número atómico *(Z)*, pero el ion Br^-, al ganar un e^-, presenta una carga nuclear efectiva más pequeña, por lo que la atracción será menor y su radio es mayor:
$R_{Br^-} > R_{Br}$

145.-/ **a)** $_9$**A(F)**: $1s^2\ 2s^2 2p^5$
Periodo 2: El último nivel que rellena es el **2**.
Grupo 17: Tiene 7 e^- en su última capa, rellena el orbital p^5. ***(Halógenos)***
$_{25}$**B(Mn)**: $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6 3d^5\ 4s^2$
Periodo 4: El último nivel que rellena es el **4**.
Grupo 7: La suma de los electrones $4s^2$ y $3d^5$ = 7. ***(Elementos de transición)***

b) A: **Carácter no metálico**. Al ser un elemento del grupo 17 *(halógenos)* tiene una alta energía de ionización y alta afinidad electrónica y por lo tanto **alta electronegatividad**. Se encuentra a la derecha en el Sistema Periódico y tiene un alto carácter no metálico: es el **F**.

C: **Carácter metálico**. Es un elemento del grupo 2 *(alcalinotérreos)*, pues rellena el orbital $3s^2$ y tiene una baja energía de ionización, baja su afinidad electrónica y por lo tanto **baja electronegatividad**. Se encuentra en la parte izquierda del Sistema Periódico y tiene un alto carácter metálico: es el **Mg**.

c) A^-: $1s^2\ 2s^2 2p^6$
C^{2+}: $1s^2\ 2s^2 2p^6$

146.-/ **a) Falsa**. La E.I. es la energía que hace falta aplicar a un átomo neutro, gaseoso y en su estado fundamental, para quitarle un electrón formándose un catión.
Dentro de un mismo período la energía de ionización aumenta al avanzar hacia la derecha, pues el radio es menor, ya que va aumentando la carga nuclear efectiva, la atracción es mayor y cuesta más energía arrancar el electrón. Por lo tanto, tendrá menor E.I. el elemento de mayor radio atómico y situado más a la izquierda en la tabla periódica que es el **Al**.
b) Falsa. La afinidad electrónica es la energía que se desprende cuando un átomo neutro, gaseoso y en su estado fundamental gana un electrón formándose un ion negativo.
Al disminuir el radio atómico, la afinidad electrónica aumenta, pues es más fácil captar al electrón. Por lo tanto, el elemento de menor radio atómico será el de mayor afinidad electrónica, en este caso es el **F**, ya que se encuentra en el periodo 2, mientras que Al y Cl se encuentran en el periodo 3 y tienen un nivel energético más.
c) Verdadera. El F y el Cl se encuentran en el mismo grupo 17 *(halógenos)*. El F es el de menor radio atómico, ya que el Cl tiene un nivel energético más.
Entre Al y Cl, al encontrarse en el mismo periodo *(3º)*, tiene mayor radio el Al, ya que al avanzar hacia la derecha en el periodo, aumenta la carga nuclear efectiva, aumenta la atracción y disminuye el radio. Por lo tanto, **el elemento de menor radio de los tres es el F**.

147.-/ **a) Falsa**. El $^{23}_{11}Na$ tiene 11 protones, 12 neutrones (A= Z+N) y 11 electrones, mientras que el $^{25}_{11}Na$ tiene 11 protones, 14 neutrones y 11 electrones. Ambos átomos son **isótopos** del Na y se diferencian en el número de neutrones y por tanto difieren en el número másico, A.
b) Verdadera. Todos los elementos del grupo 17 *(halógenos)* tienen configuración electrónica en su última capa ns^2np^5, es decir 7 electrones de valencia. Este elemento pertenece al periodo 4 del grupo 17. Se trata del Br (Z= 35).
c) Falsa. Si el electrón se encuentra en el orbital *5d*, el número cuántico secundario, *l*, toma el valor 2 y no 3, que corresponde a orbitales *f*. Un posible conjunto sería (5, 2, 0, -½).

148.-/ $_{11}$**Na**: $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^1$; $_{13}$**Al**: $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^1$; $_{17}$**Cl**: $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^5$
a) $R_{Cl} < R_{Al} < R_{Na}$. Los 3 elementos se encuentran en el periodo 3. Al avanzar hacia la derecha en el periodo (aumento del número atómico Z) aumenta la carga nuclear efectiva, aumenta la atracción y el radio disminuye. Por lo tanto, el de menor radio es el Cl y el de mayor radio el Na.
b) Cl. La E.I. es la energía que hace falta aplicar a un átomo neutro, gaseoso y en su estado fundamental, para quitarle un electrón formándose un catión.
Dentro de un mismo período la energía de ionización aumenta al avanzar hacia la derecha, pues el radio es menor, ya que va aumentando la carga nuclear efectiva, la atracción es mayor y cuesta más energía arrancar el electrón. Por lo tanto, tendrá mayor E.I. el elemento de menor radio y situado más a la derecha en la Sistema Periódico que es el **Cl**.
c) Cl^-. El ion Cl^- : $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6$ y el ion Na^+: $1s^2\ 2s^2 2p^6$. El Cl^- tiene sus electrones en 3 niveles y el Na^+ solo tiene 2 niveles, por lo tanto, el radio del ion Cl^- es mayor: $R_{Cl^-} > R_{Na+}$

149.-/ **a)** $_{10}$**Ne**: $1s^2\ 2s^2 2p^6$
b) $_{21}$**Sc**: $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6\ 4s^2\ 3d^1$
c) $_{31}$**Ga**: $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^1$

150.-/ **a) Verdadera**. Al aumentar el número atómico Z, se avanza hacia la derecha en el periodo y la carga nuclear efectiva $\mathbf{Z^* = Z - \sigma}$, aumenta y por tanto aumenta la atracción, lo que se traduce en una disminución del radio.

b) Falsa. $_{11}\mathbf{Na^+}$: $1s^2\ 2s^2 2p^6$ y $_{13}\mathbf{Al^{3+}}$: $1s^2\ 2s^2 2p^6$. Ambos iones son isoelectrónicos, por lo tanto, la carga nuclear efectiva es mayor en el Al que tiene mayor Z, lo que se traduce en un radio menor al haber mayor atracción. Entre especies isoelectrónicas tiene mayor radio la de menor número atómico Z.

c) Verdadera. La E.I. es la energía que hace falta aplicar a un átomo neutro, gaseoso y en su estado fundamental, para quitarle un electrón. A mayor radio menor E.I., ya que los electrones se encuentran más alejados del núcleo, menos atraídos y cuesta menos energía arrancarlos.

El Li y el K se encuentran en el mismo grupo 1 *(alcalinos)* y al descender en el grupo el radio va aumentando ya que se van adicionando niveles energéticos. Por ello el K tiene mayor radio que el Li. Esto se traduce en que la E.I. del Li **es mayor** que la del K ya que cuesta más energía arrancar el electrón al estar más cercano del núcleo, pues su radio es menor.

151.-/ **a)** $_{16}\mathbf{X}$: $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^4$ ***(S)***

$_{53}\mathbf{Y}$: $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6 3d^{10}\ 4s^2 4p^6 4d^{10}\ 5s^2 5p^5$ ***(I)***

b) $_{16}\mathbf{X}$: **Periodo 3**: El último nivel que rellena es el **3**.

Grupo 16: Tiene 6 e^- en su última capa, rellena el orbital $\boldsymbol{p^4}$. ***(Anfígenos)***

$_{53}\mathbf{Y}$: **Periodo 5**: El último nivel que rellena es el **5**.

Grupo 17: Tiene 7 e^- en su última capa, rellena el orbital $\boldsymbol{p^5}$. ***(Halógenos)***

c) $\mathbf{X^{2-}}$: $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6$ *(Gana 2 e^- para alcanzar la configuración de gas noble)*

$\mathbf{Y^-}$: $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6 3d^{10}\ 4s^2\ 4p^6 4d^{10}\ 5s^2 5p^6$ *(Gana 1 e^- y alcanza la configuración de gas noble)*

152.-/ **a)** $_{35}\mathbf{X^-}$: $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6 3d^{10}\ 4s^2\ 4p^6$

b) $_{35}\mathbf{X}$**(Br)**: $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6 3d^{10}\ 4s^2\ 4p^5$

Periodo 4: El último nivel que rellena es el **4**.

Grupo 17: Tiene 7 e^- en su última capa, rellena el orbital $\boldsymbol{p^5}$. ***(Halógenos)***

c) Tiene 1 e^- desapareado. El elemento $_{35}X$ tiene configuración electrónica en su última capa $\boldsymbol{4s^2 4p^5}$ y de acuerdo con el Principio de máxima multiplicidad de Hund, estos electrones estarán distribuidos de la siguiente forma y presenta **1 e^- desapareado**:

↑↓	↑↓	↑

4p

153.-/ $_{12}\mathbf{A}$: $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2$ ***(Mg)***; $_{17}\mathbf{B}$: $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^5$ ***(Cl)***

a) $_{17}\mathbf{B}$. Ambos elementos se encuentran en el mismo periodo. Al avanzar hacia la derecha en el periodo aumenta Z, aumenta la carga nuclear efectiva, aumenta la atracción y por ello el radio disminuye. Tendrá menor radio el elemento situado más a la derecha: **B**.

b) $_{17}\mathbf{B}$. La electronegatividad es la tendencia que tiene un átomo de atraer hacia sí el par de electrones compartidos en un enlace. Esta propiedad está relacionada proporcionalmente con la energía de ionización (E.I.) y la afinidad electrónica (A.E.). Cuanto menor es el radio, mayor es la E.I., mayor es la A.E. y **mayor** es la electronegatividad, por lo tanto, será más electronegativo el elemento de menor radio, el **B**.

c) Enlace iónico. Formarán un enlace iónico al combinarse un metal (**A**) con un no metal (**B**), dando lugar a la formación de iones A^{2+} y B^-, para alcanzar la configuración de gas noble, que se unen mediante enlace iónico con fórmula $\mathbf{AB_2}$.

154.-/ $_{9}\mathbf{F}^{-}$: $1s^2\ 2s^2 2p^6$; $_{8}\mathbf{O}^{2-}$: $1s^2\ 2s^2 2p^6$

a) Falsa. El número de protones viene dado por el número atómico (Z) y en el F es 9 y en el O es 8, por lo tanto, el **F** tiene 9 protones y el **O** tiene 8 protones.

b) Verdadera. Ambos iones son isoelectrónicos, tienen 10 e^-. El átomo de $_{9}$**F** gana 1 e^- para alcanzar la configuración del gas noble [Ne] y el $_{8}$**O** gana 2 e^-.

c) Falsa. Los isótopos son **átomos del mismo elemento**, es decir, mismo número de protones y difieren en el número de neutrones. El **F** y el **O** son dos átomos distintos.

155.-/ $_{19}\mathbf{A}$: $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6\ 4s^1$ ***(K)***; $_{34}\mathbf{B}$: $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6 3d^{10}\ 4s^2 4p^4$ ***(Se)***

a) $_{19}$**A**: **Periodo 4**: El último nivel que rellena es el **4**.

Grupo 1: Tiene 1 e^- en su última capa, rellena el orbital $\boldsymbol{s^1}$. ***(Alcalinos)***

$_{34}$**B**: **Período 4**: El último nivel que rellena es el **4**.

Grupo 16: Tiene 6 e^- en su última capa, rellena el orbital $\boldsymbol{p^4}$. ***(Anfígenos)***

b) B *(Se)*. Ambos elementos se encuentran en el mismo periodo (4º). Al avanzar hacia la derecha en el periodo, aumenta el número atómico, aumenta la carga nuclear efectiva y, por lo tanto, aumenta la atracción y el radio disminuye. Tiene menor radio el elemento de mayor Z que está situado más a la derecha: B

c) B *(Se)*. La E.I. es la energía necesaria que hay que aplicar a un átomo neutro, gaseoso y en su estado fundamental, para quitarle un electrón formándose un catión.

Dentro de un mismo período la energía de ionización aumenta al avanzar hacia la derecha, pues el radio es menor, ya que va aumentando la carga nuclear efectiva, la atracción es mayor y cuesta más energía arrancar el electrón. Por lo tanto, tendrá mayor E.I. el elemento de menor radio y situado más a la derecha en la Sistema Periódico que es el **B**.

156.-/ $_{11}\mathbf{A}$: $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^1$ ***(Na)***; $_{16}\mathbf{B}$: $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^4$ ***(S)***; $_{37}\mathbf{C}$: $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^5 3d^{10}\ 4s^2 4p^6\ 5s^1$ ***(Rb)***

a) $\mathbf{A}^+$ y $\mathbf{B}^{2-}$. El elemento A tiene 1 e^- en su última capa y lo pierde para llegar a la configuración de gas noble, dando lugar al catión $\mathbf{A}^+$. El elemento B gana 2 e^- para adquirir la configuración de gas noble y forma el anión $\mathbf{B}^{2-}$.

b) <u>No</u> puede ser un conjunto de números cuánticos válido. El electrón más externo del elemento C es $5s^1$, por lo tanto, su número cuántico principal, n = 5 y no 4. Los posibles conjuntos de números cuánticos para ese electrón serían: (5, 0, 0, ± ½).

c) $\mathbf{R_B < R_A < R_C}$. Los elementos A y B pertenecen al mismo periodo *(3º)* y al avanzar hacia la derecha en un periodo, aumenta el nº atómico Z, aumenta la carga nuclear efectiva, aumenta la atracción y por lo tanto el radio disminuye. $\mathbf{R_B < R_A}$. Los elementos A y C pertenecen al mismo grupo *(1)*, y al bajar en el grupo, aumenta el número de niveles energéticos y el radio, por lo tanto, va aumentando, por ello, $\mathbf{R_A < R_C}$. En definitiva, el orden de menor a mayor será: $\mathbf{R_B < R_A < R_C}$.

157.-/ $_{8}$**A**: $1s^2\ 2s^2 2p^4$ ***(O)***; $_{9}$**B**: $1s^2\ 2s^2 2p^5$ ***(F)***; $_{12}$**C**: $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2$ ***(Mg)***; $_{20}$**D**: $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6\ 4s^2$ ***(Ca)***

a) B. La electronegatividad es la tendencia que tiene un átomo de atraer hacia sí el par de e^- compartidos en un enlace. Los elementos más electronegativos son los **no metales**, situados en la derecha del sistema periódico, pues ellos tienen alta la Afinidad Electrónica (AE) y alta su Energía de Ionización (EI). Entre los no metales A y B, el B tiene menor radio ya que está situado más a la derecha y su carga nuclear efectiva es mayor. Por ello, al tener B menor radio tendrá mayor AE y mayor EI, siendo el elemento B el más electronegativo, que es el *F*, que es el elemento de mayor electronegatividad del Sistema Periódico.

b) D. La E.I. es la energía necesaria que hay que aplicar a un átomo neutro, gaseoso y en su estado fundamental, para quitarle un electrón formándose un catión. A mayor radio menor será su E.I. El elemento de mayor radio es el **D**, pues tiene 4 niveles energéticos, como se observa en su configuración electrónica. En definitiva, al tener mayor radio, se ejerce una menor atracción sobre los e^- externos y cuesta menos energía arrancarlos, siendo su E.I. la menor.

c) A. El A: $1s^2\ 2s^2 2p^4$ gana 2 e^- para alcanzar la configuración de gas noble, convirtiéndose en un anión divalente estable: $\mathbf{A^{2-}}$. El elemento B, ganará un e^- para alcanzar la configuración de gas noble y forma el anión B^-. Los elementos C y D son metales y perderán e^- convirtiéndose en sendos cationes: C^{2+} y D^{2+}.

158.-/ **a)** (2, 0, 3, -½): **No es posible**. Si el número cuántico secundario, *l*, vale 0, el número cuántico magnético, *m*, puede tomar valores enteros desde *-l…0…+l*, y, por lo tanto, no puede tener el valor 3, sólo puede tomar el valor 0.

(3, 1, -1, -½): **Sí es posible**. Si el número cuántico principal $n = 3$, el número cuántico secundario, *l*, puede tomar valores enteros desde *0* hasta *(n – 1)* y, por lo tanto, puede tomar el valor 1. El número cuántico magnético, *m*, puede tomar valores enteros desde *-l…0…+l,* y al ser $l = 1$, *m* puede tomar el valor -1. El número cuántico de spin, *s*, toma valores ± ½.

b) $_{20}$**X**: $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6\ 4s^2$: Grupo 2, Periodo 4 } Ca

$_{25}$**Y**: $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6 3d^5\ 4s^2$: Grupo 7, Periodo 4 } Mn

c) X tiene mayor radio que Y. Ambos elementos pertenecen al mismo periodo *(4º)* y al avanzar hacia la derecha en un periodo, aumenta el número atómico, *Z*, aumenta la carga nuclear efectiva, aumenta la atracción y en consecuencia el radio disminuye. Por lo tanto, el elemento $_{20}$X *(Ca)* tiene <u>mayor radio</u> que $_{25}$Y *(Mn)*.

159.-/ **a)** Protones = **48**; Electrones = **48**; Neutrones = **64**; (A=Z+N; N=A–Z= 112–48=64).

b) $_{48}$*Cd*: $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2$ $\mathbf{4d^{10} \rightarrow 1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6 3d^{10}\ 4s^2 4p^6 4d^{10}\ 5s^2}$

El electrón diferenciador es el $\boldsymbol{4d^{10}}$: (**4**, **2**, [-2,-1, 0, 1, **2**], ±½) …. **(4, 2, 2, –½)**

c) $\boldsymbol{Cd^{2+}}$: Pierde los 2 e^- más externos ($5s^2$): $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6\ 3d^{10}\ 4s^2 4p^6 4d^{10}$.

160.-/ **a) Falsa**. El número atómico (Z) es el número de protones de un átomo. El He tiene Z=2 y el ion Li^+ tiene Z = 3.

b) Falsa. Los isótopos son átomos del mismo elemento, es decir mismo número atómico Z y difieren en el número de neutrones. El He y el ion Li^+ tiene Z distintos y, por lo tanto, no pueden ser isótopos.

c) Verdadera. El ion $_{3}Li^+$: $\mathbf{1s^2}$ y el $_{2}He$: $\mathbf{1s^2}$. El ion Li^+ ha perdido 1 electrón para alcanzar la configuración de gas noble.

161.-/ **a) Ne**. La configuración electrónica del átomo de $_{11}Na$ es $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^1$ y pierde un electrón para poder llegar a alcanzar la configuración del gas noble $_{10}Ne$: $1s^2\ 2s^2 2p^6$, dando lugar al ion $_{11}Na^+$: $1s^2\ 2s^2 2p^6$.
b) Ar. Ambos elementos, Ar y P, pertenecen al mismo periodo (3º). La E.I. es la energía necesaria que hay que aplicar a un átomo neutro, gaseoso y en su estado fundamental, para quitarle un electrón formándose un catión. Dentro de un mismo período la energía de ionización aumenta al avanzar hacia la derecha, pues el radio es menor, ya que va aumentando la carga nuclear efectiva, la atracción es mayor y cuesta más energía arrancar el electrón. El $R_P > R_{Ar}$, por lo tanto, tendrá mayor E.I. el elemento de menor radio y situado más a la derecha en la Sistema Periódico que es el **Ar**.
c) Cl^-. Entre un átomo y su anión, presenta mayor radio el anión. Efectivamente, en el anión disminuye la carga nuclear efectiva $Z^* = Z - \sigma$, ya que tienen el mismo Z y σ es mayor en el anión al tener 1 e^- más.

162.-/ **a)** $_{19}$**A**: $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6\ 4s^1$ ***(K)***: Periodo **4**; Grupo **1** ***(Alcalinos)***
$_{36}$**B**: $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6 3d^{10}\ 4s^2 4p^6$ ***(Kr)***: Periodo **4**; Grupo **18** ***(Gases nobles)***
b) (4, 0, 0, -½). El conjunto (5, 1, -1, +½) pertenece a un electrón del nivel n = 5 y ninguno de los dos átomos tiene su e^- diferenciador en ese nivel, **A** lo tiene en $4s^1$ y **B** en el $4p^6$, y por ello, su número cuántico principal, *n*, ha de ser 4. El conjunto **(4, 0, 0, -½)** corresponde a un e^- del orbital 4s y, por lo tanto, corresponde al e^- diferenciador de **A**. El conjunto (4, 1, 3, +½) no es posible, ya que si el número cuántico secundario, *l*, vale 1, el número cuántico magnético, *m*, puede tomar valores enteros desde *-l…0…+l*, y, por lo tanto, no puede tener el valor 3, sólo puede tomar los valores -1, 0, +1.
c) A. El elemento A (grupo 1) pierde un e^- para alcanzar la configuración de gas noble, dando lugar al ion A^+. El elemento B es un gas noble y no tienen tendencia a formar iones.

163.-/ **a) Falsa**. Ambos elementos, Zn y Br, pertenecen al mismo periodo *(4º)*. La E.I. es la energía necesaria que hay que aplicar a un átomo neutro, gaseoso y en su estado fundamental, para quitarle un electrón formándose un catión. Dentro de un mismo período la energía de ionización aumenta al avanzar hacia la derecha, pues el radio es menor, ya que va aumentando la carga nuclear efectiva, la atracción es mayor y cuesta más energía arrancar el electrón. El $R_{Zn} > R_{Br}$, por lo tanto, tendrá mayor E.I. el elemento de menor radio y situado más a la derecha en la Sistema Periódico que es el **Br**.
b) Verdadera. Ambos elementos, Ni y Ca, pertenecen al mismo periodo (4º). Dentro de un mismo período el radio disminuye al avanzar hacia la derecha, ya que va aumentando la carga nuclear efectiva, la atracción es mayor y, por lo tanto, el $R_{Ni} < R_{Ca}$,
c) Verdadera. Ambas especies son isoelectrónicas, $_{11}Na^+$: $1s^2\ 2s^2 2p^6$ y el $_{10}Ne$: $1s^2\ 2s^2 2p^6$. El ion Na^+ al tener Z mayor (Z= 11), su carga nuclear efectiva $Z^* = Z - \sigma$, es mayor y por lo tanto tendrá menor radio, $R_{Na+} < R_{Ne}$, y, en consecuencia, su E.I. será mayor. Entre especies isoelectrónicas tiene menor radio la de mayor número atómico (Z) y a menor radio, mayor es su energía de ionización.

164.- **a)** $_6$**C**: $1s^2\ 2s^2 2p^2$
b) $_{11}$**Na**: $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^1$
c) $_{21}$**Sc**: $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6 3d^1\ 4s^2$
d) $_4$**Be**: $1s^2\ 2s^2$

165.-/ $_{20}$**X**: $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6\ 4s^2$ ***(Ca)***; $_{34}$**Y**: $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6 3d^{10}\ 4s^2 4p^4$ ***(Se)***

a) $_{20}$**X**: **Periodo 4**: El último nivel que rellena es el **4**.
Grupo 2: Tiene 2 e^- en su última capa, rellena el orbital s^2. ***(Alcalinotérreos)***
$_{34}$**Y**: **Período 4**: El último nivel que rellena es el **4**.
Grupo 16: Tiene 6 e^- en su última capa, rellena el orbital p^4. ***(Anfígenos)***

b) X^{2+}: $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6$
Y^{2-}: $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6 3d^{10}\ 4s^2 4p^6$

c) Y. Le electronegatividad es la tendencia que tiene un átomo de atraer hacia sí el par de e^- compartidos en un enlace. Esta propiedad está relacionada con la Energía de ionización y la Afinidad electrónica. Mayor sean éstas, mayor será la electronegatividad. Ambos elementos se encuentran en el mismo periodo (4º) y al avanzar hacia la derecha en el periodo, aumenta la carga nuclear efectiva, disminuye el radio, aumenta la energía de ionización, aumenta la afinidad electrónica, y, por lo tanto, aumenta la electronegatividad. Es por ello que el elemento más electronegativo es el que se encuentra más a la derecha en la tabla: **Y**

d) Y. Al avanzar hacia la derecha en el periodo aumenta la carga nuclear efectiva, aumenta la atracción y el radio disminuye. El elemento **Y** es el de menor radio: $R_X > R_Y$.

166.-/ **a) 4 electrones**. Si n= 2, **l= 0** (*s*), m_l= 0. En este orbital caben 2 e^- y **solo uno** tiene m_s= –1/2
l= 1 (*p*), m_l= –1, 0, +1. En estos orbitales caben 6 e^- y **solo tres** tendrán m_s= –1/2 , por lo tanto, son **4 electrones** posibles. En el nivel n= 2 caben un máximo de 8 electrones (2 en el orbital *s* y 6 en los orbitales *p*), por lo tanto, serán 4 electrones los que tengan el número cuántico de spin, m_s = –1/2.

b) (3, 1, [-1, 0 .+1], ±1/2). Al ser n= 3, l= 1 (*orbitales p*), el número cuántico magnético *m* puede valer –1, 0, +1 y el número cuántico de spin s= ± ½. Cualquier combinación es válida.

c) 5 electrones en la capa de valencia. P: $1s^2\ 2s^2 2p^6\ \mathbf{3s^2 3p^3}$, todos los elementos del grupo 15 *(nitrogenoideos)* tienen configuración $ns^2\ np^3$, es decir, 5 e^- en la capa de valencia.

d) 4 electrones desapareados. $_{26}$**Fe**: $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6\ 4s^2\ \mathbf{3d^6}$. De acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund, los electrones se colocan en los orbitales lo más desapareados posible, y, en el caso del hierro será: [↑↓] [↑] [↑] [↑] [↑]

167.-/ **a) Verdadera**. El $_7$**B**: $1s^2 2s^2 2p^3$; n= 2; l= 1; m= –1,0,+1; s= ±1/2, por lo tanto, la combinación (2, 1, 0, –1/2) es válida para su electrón diferenciador.

b) Verdadera. Todos los electrones de los orbitales 2p tienen la misma energía, ya que s encuentran en el mismo nivel principal n= 2 y l =1, y, de acuerdo con la regla de Madelung la suma de **(n + l)** = **3** es la misma para los orbitales *2p*, por lo tanto, todos sus electrones tienen la misma energía.

c) Verdadera. $_8$**O**: $1s^2 2s^2 2p^4$. De acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund, los electrones se colocan en los orbitales lo más desapareados posible, y, en el caso del oxígeno será: [↑↓] [↑] [↑] por lo que tiene 2 electrones desapareados.

d) Falsa. Todos los elementos del grupo **13** *(térreos)* tienen **3** e^- en la capa de valencia: $\mathbf{ns^2np^1}$

168.-/ $_{6}$**A**: $1s^2\ 2s^2 2p^2$ ***(C)***; $_{17}$**B**: $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^5$ ***(Cl)***; $_{36}$**C**: $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6 3d^{10}\ 4s^2 4p^6$ ***(Kr)***

a) $_{17}$**B**: $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^5$ ***(Cl)***; $_{36}$**C**: $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6 3d^{10}\ 4s^2 4p^6$ ***(Kr)***

b) $_{6}$**A**: **Periodo 2**: El último nivel que rellena es el **2**.
Grupo 14: Tiene 4 e^- en su última capa, rellena el orbital p^2. ***(Carbonoideos)***
$_{36}$**C**: **Período 4**: El último nivel que rellena es el **4**.
Grupo 18: Tiene 8 e^- en su última capa, rellena el orbital p^6. ***(Gases nobles)***

c) A. El elemento de menor radio es el **A** ya que solo tiene 2 niveles energéticos, mientras que B tiene 3 niveles *(periodo 3)* y C tiene 4 *(periodo 4)*.

d) C. La Energía de Ionización (E.I.) es la energía necesaria que hay que aplicar a un átomo neutro, gaseoso y en su estado fundamental, para quitarle un electrón formándose un catión. Puesto que el elemento C es **un gas noble** que tiene su última capa completa *($4s^2 4p^6$)*, lo que hace que sea muy estable, será al que hay que aplicarle más energía para arrancar un electrón, y, por lo tanto, será el de mayor E.I.

----oOOo----