

IES ANTONIO TOVAR



CUADERNO DE REFUERZO DE FÍSICA Y QUÍMICA

1º BACHILLERATO

2ª PARTE: QUÍMICA

ALUMNO:

Curso 24-25

LEYES PONDERALES, GASES, DISOLUCIONES

Pendientes, 1º Bachillerato (T-1)

- 1) Al analizar dos muestras se han obtenido los siguientes resultados: 1ª muestra 1,004 g. de Ca y 0,400 g de oxígeno. 2ª muestra 2,209 g. de Ca y 0,880 g de oxígeno. Indicar si se cumple la ley de Proust.
- 2) Los elementos A y B pueden formar dos compuestos diferentes. En el 1º hay 8 g. de A por cada 26 g de compuesto. En el 2º tiene una composición centesimal de 25 % de A y 75 % de B. ¿Se cumple la ley de las proporciones múltiples?
- 3) Cierta metal forma dos compuestos con el elemento cloro que contienen 85,20 % y 65 % en masa de metal. Demuestre que estos compuestos siguen la ley de las proporciones múltiples. Proponga la fórmula de estos compuestos. ($MeCl_3$ y $MeCl$)
- 4) El H y el O reaccionan dando agua, pero sometido a una fuerte descarga eléctrica pueden producir peróxido de hidrógeno. La 1ª contiene el 11,2% de H, mientras que la 2ª posee un 5,93%. Demostrar que se cumple la ley de las proporciones múltiples.
- 5) Si ingieres una bebida que contienen 35 g de azúcar (= sacarosa, $C_{12}H_{22}O_{11}$), indica lo que tomas, expresado en: a) moles de sacarosa; b) las moléculas de sacarosa; c) átomos de C, O e H. (Sol: a) 0,1 mol; b) $6,022 \cdot 10^{22}$ moléculas; c) $7,226 \cdot 10^{23}$ át C, $1,325 \cdot 10^{24}$ át H, $6,624 \cdot 10^{23}$ át O)
- 6) Una muestra de 1 g de un elemento contiene $1,5 \cdot 10^{22}$ átomos de ese elemento. ¿Cuál es su masa atómica? (40,147)
- 7) ¿Cuáles de las siguientes cantidades contiene mayor número de moles? a) 35 g de Ar; b) $3 \cdot 10^{24}$ átomos de helio; c) 3,56 moles de kriptón; d) 126 L de CO_2 , a 25°C y 105 000 Pa.
- 8) Se analizan 35,54 g de carbonato sódico (Na_2CO_3) y se obtiene un contenido de 15,42 g de sodio, 4,03 g de carbono y el resto de oxígeno. Calcula su composición centesimal. (43,39 % Na; 11,37 % C; 45,27 % O)
- 9) Al quemar 1,1855 g de carbón, se forman 4,344 g de un óxido de carbono gaseoso a temperatura ambiente. Calcula la composición centesimal del óxido y su fórmula empírica. (27,29 % C; 72,71 % O; CO_2)
- 10) El análisis de un hidrocarburo (compuesto formado exclusivamente por carbono e hidrógeno) ha dado una composición de un 92,26 % de C. Calcula su fórmula empírica y molecular, si sabes que su masa molecular es 26. (C_2H_2 etino o acetileno)
- 11) En 4,83 g de un hidrocarburo gaseoso hay 4,14 g de carbono. Hallar su fórmula molecular si esos gramos del mismo, a 18º y 740 mm Hg ocupan un volumen de 2,82 L. (C_8H_6)
- 12) A 0,5 atm, un depósito de 500 L está lleno de metano. Calcula qué presión ejercerá si se cambia a otro depósito de 200 L a la misma temperatura. (1,25 atm)
- 13) Para comprobar la estanqueidad de un tanque que resiste 10 atm de presión, se llena con aire a 0 °C y una presión de 1 atm. ¿Es prudente calentar el tanque hasta 250 °C? ($p_2=1,92$ atm)
- 14) Calcula la densidad del nitrógeno a 700 mm Hg y 27 °C (Sol: 1,055 g/L)
- 15) Se mezclan 3 mol de metano, 2 mol de propano y 4 mol de hidrógeno en un depósito de 50 L a 30 °C. Calcula las presiones parciales de cada gas. ($p_{CH_4} = 1,49$ atm. $p_{C_3H_8} = 0,99$ atm. $p_{H_2} = 1,99$ atm)

- 16) ¿Cuántos moles de NaCl tomamos si cogemos 25 mL de una disolución 0,2 M en NaCl? (0,005 mol NaCl)
- 17) Calcula la molaridad de una disolución de glucosa ($C_6H_{12}O_6$) preparada al 1 % en masa cuya densidad es 1,193 g/mL. (0,066 M)
- 18) Un ácido nítrico concentrado tiene una densidad de valor 1,405 g/cm³ y una concentración de HNO₃ del 68,1 % en masa. Calcula su molaridad. (15,18 mol HNO₃/L)
- 19) Se añaden 3 g de cloruro potásico a 40 g de una disolución de cloruro potásico al 12 % en masa. Halla, para la disolución resultante, el tanto por ciento en masa de cloruro potásico. (18,14 % KCl)
- 20) Calcula: a) las fracciones molares del soluto y del disolvente en una disolución de 100 g de metanol (CH₃OH) y 100 g de agua; b) el porcentaje en masa de la disolución. (Sol: 0,36 y 0,64; b) 50%)
- 21) Un litro de disolución de ácido sulfúrico de 1,05 g/cm³ de densidad contiene 49 g de ácido. Calcula la concentración molar de la disolución y su molalidad. (Sol: 0,5 M; 0,5 m)
- 22) El contenido en alcohol de una bebida se expresa en grados e indica el tanto por ciento en volumen de alcohol etílico. Las cervezas sin alcohol, según la normativa, pueden contener alcohol por debajo de 1º. Determina: a) el volumen de alcohol que contiene 1 L de cerveza sin alcohol de 0,9º; b) la masa de alcohol que contiene si la densidad del alcohol es 0,80 g/mL; c) ¿dónde hay más alcohol, en 1 L de cerveza de 0,9º o en un vaso de 150 mL de cerveza de 6º? (Sol: a) 9 mL; b) 7,2 g)
- 23) El ácido nítrico concentrado es del 70 % en masa y su densidad es 1,41 g·cm⁻³. a. ¿Cuál es la concentración molar del ácido nítrico concentrado? (15,67 M); b. ¿Qué volumen de ácido nítrico concentrado se necesita para preparar 250 cm³ de ácido 0,10 mol/L? (1,59 cm³)
- 24) Se mezclan 200 cm³ de una disolución 0,3 M de ácido fluorhídrico con 300 cm³ de una disolución 0,1 M también de ácido fluorhídrico. Calcula la molaridad de la disolución resultante, suponiendo que las densidades de las disoluciones son parecidas, de modo que los volúmenes pueden considerarse aditivos. (0,18 M)
- 25) En un matraz aforado de 100 mL se añaden 10 g de glucosa, C₆H₁₂O₆, y se disuelven en agua hasta enrasar. La disolución resultante tiene una densidad de 1,05 g/mL. Determina: a) la concentración en g/L; b) el porcentaje en masa; c) la concentración molar. (Sol: a) 100 g/L; b) 9,52 %; c) 0,556 M)
- 26) Una botella de 1 L contiene una disolución de hidróxido de sodio 2 M. a) Determina la cantidad de soluto de la botella; b) si necesitásemos 0,5 moles de soluto, ¿qué volumen de disolución tendremos que sacar de la botella?; c) si vertemos 250 mL de la disolución inicial a un vaso, ¿qué cantidad de soluto habrá en el vaso?; e) si añadimos al vaso anterior 250 mL de agua, ¿cuál será la nueva concentración de la disolución? (Sol: a) 2 moles; b) 0,25 L; c) 0,5 moles; d) 1 mol)

FORMULACIÓN INORGÁNICA (I)

Pendientes, 1º Bachillerato (T-2)

Según corresponda, formula o nombra (las sustancias binarias por normas IUPAC y las sustancias ternarias por la nomenclatura tradicional) las siguientes sustancias:

1. Silano		1. AsH ₃	
2. Peróxido de potasio		2. Pt ₃ N ₄	
3. Antimonuro de potasio		3. H ₂ S ₂ O ₇	
4. Carburo de silicio		4. HClO	
5. Fosfuro de cobre(II)		5. Ni(ClO ₄) ₂	
6. Hidróxido de plomo(II)		6. Au(NO ₂) ₃	
7. Arsenato de cobre(II)		7. Cu(H ₂ PO ₄) ₂	
8. Bromito de oro(III)		8. NaHCO ₃	
9. Ácido nítrico		9. SnH ₂	
10. Fosfato de amonio		10. (NH ₄) ₂ S	
11. Telurato de platino(II)		11. Co(OH) ₂	
12. Ácido difosfórico		12. Cr ₂ (O ₂) ₃	
13. Permanganato de potasio		13. H ₂ CrO ₄	
14. Dicromato de plata		14. Be(BrO ₃) ₂	
15. Nitrato de cobalto(II)		15. PbCr ₂ O ₇	
16. Dicromato de litio		16. CuHAsO ₄	
17. Ácido tiosulfuroso		17. H ⁻	
18. Hidrogenocarbonato de cobre(II)		18. Cs ₂ O ₂	
19. Metasilicato de cadmio		19. H ₂ MnO ₄	
20. Cianuro de mercurio(I)		20. Ca(HSe) ₂	
21. Estibano		21. Sn ₃ N ₄	
22. Hidruro de berilio		22. HF (ac)	
23. Hipobromito de cobre(II)		23. H ₂ Cr ₂ O ₇	
24. Ácido tiosulfúrico		24. HClO	
25. Ión bromito		25. Ni (ClO ₄) ₂	
26. Hipoclorito de cesio		26. Au (NO ₂) ₃	
27. Dihidrogenofosfato de mercurio(II)		27. H ₂ SeO ₃	

28. Hidrogenosulfuro de litio		28. NaHCO ₃	
29. Sulfito de cobre(II)		29. CaH ₂	
30. Silicato de cadmio		30. (NH ₄) ₄ Si	
31. Hidróxido de amonio		31. Fe (OH) ₂	
32. Ácido nitroso		32. Ag ₂ CrO ₄	
33. Peróxido de sodio		33. CO	
34. Hidrogenofosfato de hierro(III)		34. Co(H ₂ PO ₄) ₃	
35. Nitrato de oro (III)		35. PbCr ₂ O ₇	
36. Cromato de zinc		36. CuHAsO ₄	
37. Tiosulfato de sodio		37. MnO ₄ ⁻	
38. Hidrogenocarbonato de cobre(II)		38. Rb ₃ PO ₄	
39. Cianuro de mercurio(II)		39. Si ₃ N ₄	
40. Ión dioxonitrato(III)		40. CaCrO ₄	
41. Ácido hiposulfuroso		41. HS ⁻	
42. Cloruro de nitrógeno(III)		42. H ₂ PO ₄ ⁻	
43. Hidróxido de magnesio		43. Pt(SeO ₃) ₂	
44. Ión amonio		44. (NH ₄) ₃ PO ₄	
45. Tiosulfato de cromo(II)		45. Co ₂ (CO ₃) ₃	
46. Tiosulfato de cromo(III)		46. HCN	
47. Hidruro de mercurio(II)		47. Na ₂ S	
48. Manganato de níquel(II)		48. Sn(BO ₂) ₄	
49. Ácido sulfuroso		49. H ₄ SiO ₄	
50. Óxido de oro(III)		50. RbOH	
51. Peróxido de bario		51. Hg(IO ₄) ₂	

FORMULACIÓN INORGÁNICA (II)

Pendientes, 1º Bachillerato (T-2)

Según corresponda, formula o nombra (las sustancias binarias por normas IUPAC y las sustancias ternarias por la nomenclatura tradicional) las siguientes sustancias:

1. Antimonito de plomo(IV)		1. H_3PO_4	
2. Sulfuro de diplata		2. $\text{Fe}(\text{OH})_2$	
3. Silicato de hidrogeno		3. $\text{Sn}(\text{SO}_4)_2$	
4. Ácido metasilícico		4. AuBO_3	
5. Fosfito de potasio		5. SrO	
6. Dihidruro de cobre		6. $\text{Co}(\text{IO}_3)_2$	
7. Ácido selenoso		7. $\text{Mn}_2(\text{CrO}_4)_3$	
8. Cianuro de platino(II)		8. Ca_2SiO_4	
9. Óxido de mercurio(I)		9. $\text{Ni}_2(\text{O}_2)_3$	
10. Nitrito de platino (II)		10. $\text{Ca}_2\text{As}_2\text{O}_7$	
11. Fosfato de oro (I)		11. $\text{Cr}_2(\text{SO}_3)_3$	
12. Arsenito de estaño(IV)		12. $\text{Au}(\text{OH})_3$	
13. Dihidróxido de estroncio		13. $\text{Al}(\text{H}_2\text{PO}_2)_3$	
14. Hidrogenosulfato de cobalto(III)		14. $\text{Sn}(\text{BO}_2)_2$	
15. Ión carbonato		15. MnTe_2	
16. Yodito de níquel(III)		16. $\text{Ba}(\text{BrO})_2$	
17. Cromato de magnesio		17. CoMnO_4	
18. Difosfato de cobre(II)		18. $\text{Mn}_2\text{As}_2\text{O}_7$	
19. Óxido de plomo(II)		19. NH_4H	
20. Peróxido de amonio		20. Hg_2TeO_4	
21. Selenito de estroncio		21. $\text{Pb}_3(\text{AsO}_3)_4$	
22. Ácido bórico		22. AgOH	

23. Diarsenato de platino(IV)		23. $\text{Cr}(\text{NO}_3)_2$	
24. Hidróxido de oro (I)		24. AuSbO_3	
25. Diarsenito de hierro(III)		25. K_2S	
26. Dibromuro de plomo		26. $\text{Cu}(\text{ClO}_2)_2$	
27. Peróxido de rubidio		27. H_2SiO_3	
28. Hidrogenocarbonato de cadmio		28. HgH_2	
29. Ácido metabórico		29. PtSeO_3	
30. Hidruro de sodio		30. $\text{Fe}(\text{BO}_3)_2$	
31. Fluoruro de hidrogeno		31. NiF_3	
32. Peróxido de hierro(II)		32. MnH_2	
33. Permanganato de platino(IV)		33. AgNO_2	
34. Pentaóxido de dicloro		34. HgSiO_3	
35. Hipoyodito de magnesio		35. $\text{Sn}_3(\text{AsO}_3)_2$	
36. Cromato de níquel(II)		36. H_2Te	
37. Trioxodisulfato (II) de cobre (I)		37. K_2O_2	
38. Arsenito de potasio		38. NaClO_3	
39. Yodato de calcio		39. $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$	
40. Nitrito de estaño (II)		40. CoCr_2O_7	
41. Permanganato de plomo (IV)		41. H_3BO_3	
42. Bromuro de manganeso (III)		42. Cl_2O_3	
43. Ión clorito		43. $\text{Be}(\text{ClO}_2)_2$	
44. Nitrato de aluminio		44. Cu_2TeO_4	

ESTEQUIOMETRÍA

Pendientes, 1º Bachillerato (T-1)

Masa-masa

1. El sodio es un metal reactivo que reacciona en forma instantánea con agua para dar gas hidrógeno y una disolución de hidróxido de sodio. ¿Cuántos gramos de sodio metálico se necesitan para obtener 7,81 gramos de hidrógeno según la reacción: $2 \text{Na (s)} + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{NaOH (ac)} + \text{H}_2 \text{(g)}$? (Sol: 177,85 g Na)
2. La esfalerita es un mineral de sulfuro de zinc y una fuente importante es el metal zinc. El primer paso en el procesamiento de la mena consiste en calentar el sulfuro con oxígeno para obtener óxido de zinc y dióxido de azufre. ¿Cuántos kilogramos de gas oxígeno se combinan con $5 \cdot 10^3$ g de sulfuro de zinc en esta reacción? (Sol: 2,46 kg)
3. En 1774 el químico británico Priestley preparó el oxígeno por calentamiento del óxido de mercurio(II). El mercurio metálico también es un producto en esta reacción. Si se recogen 6,47 gramos de oxígeno, ¿cuántos gramos de mercurio metálico se producen también? (Sol: 81,11 g Hg)

Masa - volumen y volumen - volumen

4. ¿Qué volumen de hidrógeno, medido a 1 atm y 25°C, podemos obtener si disponemos de 14,3 g de aluminio y ácido clorhídrico en exceso? (Sol: 19,461 L)
5. Un generador portátil de hidrógeno utiliza la reacción: $\text{CaH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 + \text{H}_2$. Calcular el volumen de hidrógeno a 20°C y 745 mm Hg que puede producirse a partir de 30 g de hidruro de calcio. (Sol: 35 L)
6. Al añadir agua a 80 g de carburo de calcio se obtiene hidróxido de calcio y gas acetileno. ¿Qué volumen de oxígeno a 20°C y 747 mm Hg se consumirá en la combustión de éste? (Sol: 76,4 L)
7. Una de las formas de obtención de hidrógeno es por tratamiento de ácido sulfúrico diluido con cinc. Determinése las cantidades de ácido sulfúrico y de cinc que se necesitan para obtener 2,0 L de hidrógeno: a) en CN; b) a 25°C y 3 atm. (Sol: a) 8,82 g ácido y 5,88 g Zn; b) 24,01 g ácido y 16,03 g Zn)
8. Tenemos 10,4 L de acetileno, C_2H_2 , medidos en CN. ¿Qué volumen de aire (20 % de oxígeno y 80 % de nitrógeno en volumen) a 17°C y 735 mm Hg se consumirá en su combustión? (Sol: 142,8 L)
9. a) El acetileno se produce por reacción entre el carburo de calcio (CaC_2) y el agua; se produce, además, hidróxido de calcio. Calcula los kilogramos de carburo de calcio necesarios para llenar con acetileno, medido a -200°C y 29 atm, una bombona de 26 L. b) Calcula los kg y los m^3 de aire, medidos en CN, necesarios para quemar todo el acetileno del apartado anterior. El aire contiene un 21 % en volumen de oxígeno. Densidad del aire en CN: $1,29 \text{ Kg/m}^3$ (Sol: a) 8,61 kg; b) $33,59 \text{ m}^3$ y 43,33 kg aire)

Reactivo limitante

10. Una solución que contiene 34 g de AgNO_3 se mezcla con otra disolución que contiene la misma cantidad de NaCl. ¿Interviene todo el nitrato de plata en la reacción? Calcular los gramos de cloruro de plata que se forman en la reacción. (Sol: Sí; 28,70 % de AgCl)
11. El cloruro de aluminio se utiliza como catalizador en diversas reacciones industriales y se prepara a partir del cloruro de hidrógeno gaseoso y viruta de aluminio. Considerando que un vaso de reacción contiene 0,15 moles de aluminio y 0,35 moles de HCl: $2 \text{Al (s)} + 6 \text{HCl (g)} \rightarrow 2 \text{AlCl}_3 \text{(s)} + 3 \text{H}_2 \text{(g)}$, calcula cuantos moles de cloruro de aluminio se pueden preparar a partir de esta mezcla. (Sol: 0,12 moles).
12. ¿Qué cantidad de sulfuro de zinc se produjo en un experimento en el que se calentaron 36 gramos de zinc con 6,45 gramos de azufre? Considera que estas sustancias reaccionan de acuerdo con la ecuación: $8 \text{Zn (s)} + \text{S}_8 \text{(s)} \rightarrow 8 \text{ZnS (s)}$. (Sol: 11,01 g ZnS) (revisar solución)

13. ¿Qué ocurrirá si se hacen reaccionar 0,2 moles de HCl con 0,2 moles de zinc para producir gas hidrógeno? a) el reactivo limitante es el zinc; b) sobran 0,1 moles de HCl; c) se forman 0,2 moles de hidrógeno; d) sobran 0,1 moles de zinc. (Sol: d)
14. Una mezcla de 1 tonelada de CS_2 y 2 toneladas de cloro se pasan a través de un tubo de reacción caliente donde tiene lugar la reacción: $CS_2 + 3 Cl_2 \rightarrow CCl_4 + S_2Cl_2$. a) ¿cuánto CCl_4 puede prepararse a partir de la reacción completa del material de partida? ; b) ¿qué reactivo sobraré y en qué cantidad? (Sol: a) 1,45 toneladas de CCl_4 ; b) 0,28 toneladas de CS_2)
15. Una mezcla de 12,2 g de potasio y 22,2 g de bromo se calentó hasta que la reacción fue completa. ¿Cuántos gramos de bromuro de potasio se formaron? (Sol: 33,1 g)
16. La hidracina (N_2H_4) se utiliza como combustible de cohetes. Arde por contacto con el peróxido de hidrógeno, desprendiéndose nitrógeno y agua gaseosos. Si se dispone de 1 g de cada uno de los reactivos, calcula: a) el reactivo limitante y la cantidad de reactivo sobrante; b) el volumen de gas desprendido en CN. (Sol: a) Sobran 0,53 g de hidracina; el limitante es el peróxido de hidrógeno; b) 1,65 L de gas)

Pureza-disoluciones

17. El nitrito de amonio se descompone por calentamiento en agua y nitrógeno gaseosos. Si se obtienen 30 L de gas, medidos a 750 mm Hg y 20° C, a partir de una muestra de 37 g de nitrito de amonio, ¿cuál es la riqueza de la misma? (Sol: 71 %)
18. La pólvora negra es una mezcla de nitrato de potasio, carbón y azufre, que, al arder en aire libre, produce sulfuro de potasio y desprende los gases dióxido de carbono y nitrógeno. Si contiene un 75 % en peso de nitrato de potasio, calcula los litros de gas, medidos a 765 mm Hg y 25 ° C, que se desprenden al arden 1 kg de la misma. Dato : no se consume oxígeno en la reacción. (Sol: $2 KNO_3 + 3 C + S \rightarrow K_2S + 3 CO_2 + N_2$; 360 L)
19. El sulfuro de carbono puede obtenerse a partir del dióxido de carbono: $5 C + 2 SO_2 \rightarrow CS_2 + 4 CO$ ¿Cuánto CS_2 puede producirse de 450 libras de SO_2 con exceso de coque si la conversión del SO_2 es del 82 %? Dato: 1 libra: 0,45 kg (Sol: 267,18 lb)
20. a) ¿Cuánto nitrato de bismuto, $Bi(NO_3)_3 \cdot 5 H_2O$ podría formarse a partir de una disolución de 10,4 g de bismuto en ácido nítrico? La reacción es la siguiente: $Bi + 4 HNO_3 + 3 H_2O \rightarrow Bi(NO_3)_3 \cdot 5 H_2O + NO$; b) ¿Qué cantidad de ácido nítrico al 30% se necesita para reaccionar con esa masa de bismuto? (Sol: a) 24,1 g; b) 41,8 g)
21. Calcula el volumen de sulfuro de hidrógeno, medido en CN, que se necesita para que reaccione completamente con el cobre contenido en 250 mL de una disolución 0,2 M de cloruro de cobre (II). (Sol: $H_2S + CuCl_2 \rightarrow CuS + 2 HCl$; 1,12 L)
22. Al calentar fuertemente nitrato de amonio se origina nitrógeno, óxido nítrico y agua. Si se ha tomado una muestra de 0,150 kg de sal, que tiene un 40% de riqueza, calcúlese: a) el volumen de nitrógeno que se obtiene, medido a 212 ° C y 780 torr; b) los gramos de óxido nítrico que se obtiene. (Sol: a) 14,54 L; b) 22,49 g)
23. Calcular la pureza de una muestra de carburo de calcio sabiendo que al tratar 2,056 g de carburo con agua se obtienen 656 cm³ de acetileno medidos sobre agua a 22° C y 748 mm Hg. La presión de vapor del agua a 22° C es de 19 8 mm Hg. (Sol: 81 %)

Rendimiento

24. La fermentación de la glucosa para producir alcohol etílico tiene lugar de acuerdo con la ecuación: $C_6H_{12}O_6 \rightarrow CH_3CH_2OH + CO_2$. ¿Qué cantidad de alcohol se producirá a partir de 4,25 kg de glucosa? Suponer un rendimiento del 25 %. (Sol: 543 g)
25. Calcula el rendimiento del proceso de obtención de oxígeno si se producen 0,24 g de gas al descomponer 3 g de KNO_3 de acuerdo con el proceso: $KNO_3 \rightarrow KNO_2 + \frac{1}{2} O_2$ (Sol: 50 %)
26. La combustión del carbono con cantidades controladas de oxígeno produce monóxido de carbono: $C + O_2 \rightarrow CO$. La cantidad de este último es menos que la teórica, debido a que también se produce la reacción: $C + O_2$

→ CO_2 . Si a partir de 4,54 g de carbono se han obtenido 7,29 L de CO a 22° C y 764 mm Hg, ¿cuál ha sido el rendimiento? (Sol: 81,1 %)

27. El monóxido de nitrógeno (gas), al reaccionar con oxígeno, se oxida y se obtiene dióxido de nitrógeno (gas). Por oxidación de 100 g de monóxido de nitrógeno se obtienen 100 g de dióxido de nitrógeno. Calcula el rendimiento de este proceso. (Sol: 65,2%)
28. La industria de los plásticos utiliza grandes cantidades de anhídrido ftálico, $\text{C}_8\text{H}_4\text{O}_3$, fabricado a partir de la oxidación controlada del naftaleno: $2 \text{C}_{10}\text{H}_8 + 9 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{C}_8\text{H}_4\text{O}_3 + 4 \text{CO}_2 + 4 \text{H}_2\text{O}$
29. Como parte del naftaleno se oxida formando parte de otros productos se obtiene en realidad el 79 % de la cantidad máxima predicha por la ecuación anterior. ¿Cuánto anhídrido ftálico se producirá en la práctica mediante la oxidación de 100 lb de naftaleno? (Sol: 98,31 lb)
30. La aspirina (ácido acetilsalicílico) se preparan por calentamiento del ácido salicílico ($\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3$) con el anhídrido acético ($\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_3$): $\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3 + \text{C}_4\text{H}_6\text{O}_3 \rightarrow \text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4 + \text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$. Cuando se calientan 2 g de ácido salicílico con 4 g de anhídrido acético: a) ¿cuántos gramos de aspirina se forman?; b) ¿cuál es el tanto por ciento de rendimiento si experimentalmente se obtuvieron 2,1 g? (Sol: a) 1,68 g; b) 71,43%)
31. Se hicieron reaccionar 44,47 g de cobre con 189 gramos de ácido nítrico efectuándose la siguiente reacción: $\text{Cu} + 4 \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2 \text{NO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$. a) ¿Cuál es el reactivo limitante y cuál el reactivo en exceso?; b) ¿cuántos gramos de nitrato de cobre se obtuvieron?; c) ¿qué masa de reactivo en exceso no reaccionó?; d) ¿cuál fue el tanto por ciento de rendimiento si en el laboratorio se formaron 120 g? (Sol: a) Cu; b) 131,25 g; c) 12,6 g; d) 91,43%)
32. Para obtener la urea se hicieron reaccionar 637,2 gramos de amoniaco con 1142 g de óxido de carbono según la siguiente ecuación: $2 \text{NH}_3 + \text{CO}_2 \rightarrow (\text{NH}_4)_2\text{CO} + \text{H}_2\text{O}$. a) ¿Cuál es el reactivo limitante y cuál es el reactivo en exceso?; b) ¿qué masa de urea se formó?; c) ¿qué masa de reactivo en exceso quedó sin reaccionar?; d) ¿Cuál fue el tanto por ciento de rendimiento si se sintetizó 1 kg de urea? (Sol: a) amoniaco; CO_2 ; b) 1125 g; c) 316,8 g; d) 88,9 %)
33. La aspirina (ácido acetilsalicílico) se preparan por calentamiento del ácido salicílico ($\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3$) con el anhídrido acético ($\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_3$): $\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3 + \text{C}_4\text{H}_6\text{O}_3 \rightarrow \text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4 + \text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$. Cuando se calientan 2 g de ácido salicílico con 4 g de anhídrido acético: a) ¿cuántos gramos de aspirina se forman?; b) ¿cuál es el tanto por ciento de rendimiento si experimentalmente se obtuvieron 2,1 g? (Sol: a) 1,68 g; b) 71,43%)
34. En un horno eléctrico se obtiene CaC_2 a partir de la reacción siguiente: $\text{CaO} + 3 \text{C} \rightarrow \text{CaC}_2 + \text{CO}$. El producto en bruto posee el 85 % de CaC_2 y el 15 % de CaO sin reaccionar. a) ¿Cuánto CaO ha de añadirse a la carga del horno por cada 50 toneladas de CaC_2 producida?; b) ¿Cuánto CaO ha de añadirse por cada 50 toneladas del producto en bruto? (Sol: a) 53 toneladas; b) 45 toneladas)

- 1) La lámpara de vapor de mercurio emite una luz de color ligeramente azul-verdoso. Estos colores proceden de radiaciones de longitudes de onda 4348 Å (azul) y 5461 Å (verde). Calcular la energía de cada una de estas radiaciones.
- 2) El único isótopo natural de un elemento tiene nueve protones y diez neutrones en su núcleo. ¿Cuál será su peso atómico aproximado? ¿Cuántos electrones poseerá en su estado fundamental?
- 3) El ion de calcio tiene 18 electrones y 20 neutrones ¿Cuál es su número de protones? ¿Cuáles son su número atómico y su número másico?
- 4) El ion calcio tiene 18 electrones y 20 neutrones ¿Cuál es su número de protones? ¿Cuál es su número atómico y su número másico?
- 5) El cobre natural tiene la siguiente distribución isotópica: 69.4 % de Cu 63 con masa 62.929 u y 30.6 % de Cu 65 con masa 64.928 u ¿Cuál es la masa atómica del cobre?
- 6) Decir si el enunciado que sigue es verdadero o falso: “El sodio, Na, se convierte en su ion, Na⁺, perdiendo un electrón. Por tanto, si la masa atómica del sodio es 23, el del ion sodio será 22”.
- 7) Rellenar las casillas en blanco de la siguiente tabla:

Especie química	Número atómico	Protones	Electrones	Neutrones	Número másico
Ca			20	20	
F ⁻			10		19
W	74				184
P		15		16	
N		7			14
Al ³⁺	13				27

- 8) El Boro tiene dos isótopos: el Boro-10 y el Boro-11 cuyos pesos atómicos son respectivamente, 10,0129 y 11,0093, siendo sus abundancias relativas 19,61 % y 80,93 %, respectivamente. Calcular la masa atómica media del boro.
- 9) ¿Cuál es la abundancia relativa de los dos isótopos de plata, de números másicos 107 y 109, si la masa atómica de la plata es 107,88? Indica la composición de los núcleos de los dos isótopos.
- 10) En la naturaleza, los isótopos más importantes del Rubidio (Rb) son los de masa 85 (72,15%) y de masa 87 (27,85%). Calcula la masa atómica media.
- 11) Insuficiencias del modelo atómico de Bohr. Principios del modelo cuántico.
- 12) Los números cuánticos (n, l, m, s) de cuatro electrones de cierto átomo son: a) (4, 0, 0, ½); b) (3, 1, 1, ½); c) (3, 2, -2, -½); d) (4, 1, 1, -1/2). Identifique los correspondientes orbitales de cada electrón, ordénelos según su energía creciente y enuncie el Principio de Pauli.
- 13) Establezca cuáles de las siguientes series de números cuánticos serían posibles y cuáles imposibles para especificar el estado de un electrón en un átomo: a) 0, 0, 0, ½ b) 1, 1, 0, ½ c) 1, 0, 0, -½ d) 2, 1, -2, ½ e) 2, 1, -1, ½ Diga en qué tipo de orbital atómico estarían situados los que son posibles.
- 14) Indicar cuál o cuáles de los siguientes grupos de tres valores correspondientes, respectivamente a los números cuánticos (n, l, m) no son permitidos: a) 2,0,0 b) 2,1,1 c) 2,2,0 d) 2,1,-1 e) 2,1,2
- 15) Si un electrón tiene un número cuántico l=3, ¿qué valores de m puede tener? ¿Cómo llamaremos al electrón con l=3?
- 16) ¿Por qué los orbitales p se presentan en grupos de tres?
- 17) ¿Cuántos orbitales existen en el cuarto nivel energético de un átomo? De ellos, ¿cuántos son s, p, d y f? Demostrarlo en base a los números cuánticos.

- 18) Escribe los números cuánticos que podrían corresponder a: a) El último electrón del Na. b) Los tres últimos electrones de N.
- 19) ¿Por qué todos los electrones de un átomo no ocupan el nivel 1s? ¿En qué principios te basas?
- 20) Enuncie el Principio de Exclusión de Pauli. ¿Cuál es el número máximo de electrones que puede haber en los orbitales 3d? ¿Y en los 5p? Razone la respuesta.
- 21) Dadas dos distribuciones electrónicas para átomos neutros: A) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$; B) $1s^2 2s^2 2p^6 6s^1$ ¿Cuál de estas afirmaciones es falsa?: a) para pasar de A a B se necesita energía. b) A representa un átomo de sodio. c) A y B representan elementos diferentes. d) se necesita menos energía para extraer un electrón de B que de A.
- 22) Describa el significado físico de los tres números cuánticos que definen un orbital y razone si son o no posible los valores (n, l, m) de los siguientes orbitales: (2,2,1); (3,-1,1); (4,2,2); (2,0,-1)
- 23) Explique el concepto de estado fundamental y de estado excitado de un átomo.
- 24) Razone si las configuraciones electrónicas siguientes representan la fundamental, una excitada o una imposible para el átomo o ion propuesto: a) Li: $1s^2 2p^1$; b) $C^+ = 1s^2 2s^1 2p^1 2d^1$; c) H: $1s^2$; d) He: $1p^1$; e) $O^+ = 1s^2 2s^2 2p^3$
- 25) ¿Cuáles de las siguientes configuraciones electrónicas pertenecen a átomos en estado fundamental y cuáles a estados excitados? a) $1s^1 2s^1$; b) $1s^2 2s^2 2p^3$; c) [Ne] $3s^2 3p^3 4s^1$; d) $1s^2 2s^2 2p^4 3s^2$; e) [Ar] $3d^4 4s^2$
- 26) Escribe la configuración electrónica de los siguientes átomos: a) Magnesio (Mg) Z=12 c) Cromo (Cr) Z=24 e) Plata (Ag) Z= 47 b) Fósforo (P) Z=15 d) Arsénico (As) Z= 33; f) Argón (Ar) Z=18.
- 27) Escribe la configuración electrónica de los siguientes elementos: a) Carbono (C) Z=6 b) Silicio (Si) Z=14 c) Germanio (Ge) Z=32 ¿Qué tienen en común
- 28) ¿Cuántos números cuánticos necesitas para determinar un orbital, y cuántos para indicar el estado de un electrón?
- 29) Escribe los cuatro números cuánticos de cada electrón del Berilio (Be)
- 30) ¿Cuántos electrones no apareados tienen los átomos (en su estado fundamental) de: a) Boro (B) b) Azufre (S) c) Antimonio (Sb)
- 31) Tenemos un elemento cuyo Z = 35. a) ¿Cuál es su configuración electrónica? b) ¿Cuál es su situación en el SP, y qué tipo de elemento es? c) Compara su electronegatividad con la del Ca. Razónalo.
- 32) Justificar si es posible, o no, que existan en un átomo electrones con los siguientes números cuánticos: a) (2,-1,1,1/2) b) (3,1,2,1/2) c) (2,1,-1,1/2) d) (1,1,0,-1/2)
- 33) Considérese el elemento de número atómico 42. a) ¿Cuál es su configuración electrónica? b) Indicar los números cuánticos del último electrón.
- 34) Dadas las configuraciones electrónicas siguientes: a) $1s^2 2s^2 2p^4$; b) $1s^2 2s^3$; c) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$; d) $1s^2 2p^7$ Indicar razonadamente las que no son posibles.
- 35) Dados los siguientes conjuntos de números cuánticos (n, l, m, s): (3, 2, 1, +1/2); (2, 2, 0, -1/2); (4, 1, 1, +1/2); (5, 2, -2, +1); (3, 0, 1, +1/2) I) Explique brevemente cuáles de ellos no son posibles para un electrón en un átomo. II) Para los conjuntos que sí son posibles, indique en qué nivel de energía (capa) y tipo de orbital (subcapa) se encontraría el electrón, así como el número máximo de electrones que puede albergar dicha subcapa.
- 36) Escriba un conjunto de números cuánticos (n, l, m, s) posible para un electrón que se encuentre en los siguientes orbitales: a) 3s; b) 4p; c) 3d; d) 5f.
- 37) I) Escriba la configuración electrónica del Fe e indique su posición (grupo y periodo) en la tabla periódica. II) Indique un posible conjunto de números cuánticos (n, l, m, s) para: a) su electrón diferenciador b) y para su electrón más externo.

- 38) Explique brevemente si las siguientes configuraciones electrónicas corresponden a un átomo en estado fundamental, en estado excitado, o si no son posibles: a) $1s^1 2s^1 2p^3 3s^1$; b) $1s^2 2s^2 2p^4$; c) $1s^2 2s^3 2p^6 3s^2$; d) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$; e) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1 4s^2$
- 39) Dadas las siguientes configuraciones electrónicas externas: $ns^2 np^3$; $ns^2 np^4$; $ns^2 np^5$; $ns^2 np^6$: a) Identifique el grupo del sistema periódico al que corresponde cada una de ellas, indicando el nombre del grupo, así como su número de oxidación más importante.
- 40) Para los siguientes elementos: S (Z=16), Mg (Z=12) y Ca (Z=20), represente la configuración electrónica, el número de electrones de valencia y el número de electrones desapareados para cada una de ellas.
- 41) Considere los elementos químicos F (Z=9), Na (Z=11) y O (Z=16). a) Indique su posición (grupo y periodo) en la tabla periódica; b) Escriba la configuración electrónica para las especies F^- , Na^+ y O. ¿Cuáles de ellas son isoelectrónicas?
- 42) Justifique la veracidad o falsedad de los siguientes enunciados. a) Los iones F^- y O^{2-} son isoelectrónicos. b) Los átomos de ^{13}C y ^{12}C tienen el mismo número de neutrones.
- 43) Dado un átomo X con la siguiente configuración electrónica: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 5s^1$, justifique la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones: a) X se encuentra en su estado fundamental; b) X pertenece al grupo de los metales alcalinos; c) Si el electrón del orbital 5s pasara al orbital 6s se emitiría energía luminosa que daría lugar a una línea en el espectro de emisión; d) El n° de oxidación más probable del elemento X es -1.
- 44) De las siguientes configuraciones electrónicas: $1s^2 2s^2$, $1s^2 2s^2 3s^1$, $1s^2 2s^2 2p^6$, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$: a) ¿Cuál o cuáles pertenece/n a un elemento alcalino? b) ¿Cuál o cuáles corresponde/n a un gas noble?
- 45) Escriba los valores de los números cuánticos para: a) los orbitales 2p; b) 2 electrones situados en un orbital 2s.
- 46) Dados los conjuntos siguientes de valores de números cuánticos: (5, 2, 3, $\frac{1}{2}$); (3, 2, -1, $-\frac{1}{2}$); (1, 2, -1, $-\frac{1}{2}$) y (2, 1, 0, $\frac{1}{2}$) a) Indique razonadamente cuáles de ellos no están permitidos; b) Indique el nivel de energía y el orbital en el que se encontrarían los electrones cuyos valores de números cuánticos están permitidos.
- 47) Los números atómicos de los elementos A, B y C son respectivamente, Z, $Z+1$ y $Z+2$. Se sabe que B es el gas noble del tercer período. Indica: ¿En qué grupos de la tabla periódica se encuentran A y C?
- 48) Escribe la configuración electrónica de los elementos siguientes: Be, Mg, Ca y Sr. a) ¿En qué se parecen? b) ¿Cuáles son sus electrones de valencia?
- 49) En las siguientes configuraciones, indica el número atómico, los electrones de valencia, el periodo y el grupo del elemento: a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$; b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$; c) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^2$; d) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2$
- 50) Justifica a qué tipo de elemento (representativo, de transición o de transición interna) corresponden las siguientes configuraciones electrónicas: a) $1s^2 2s^2 2p^1$; b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$; c) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^3$; d) $1s^2$; e) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^2$ f) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10}$; g) $1s^2 2s^1$; h) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^8$
- 51) ¿Qué pareja tiene las propiedades químicas más parecidas? ¿Por qué?: a) Ca y C; b) Ag y Fe; c) P y As; d) P y Na.
- 52) Dadas las especies químicas Ne y O^{2-} , razone la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones: a) Ambas especies tienen los mismos electrones. b) Ambas especies poseen el mismo número de electrones desapareados. c) Ambas especies poseen el mismo número de protones.
- 53) Contesta a las siguientes cuestiones: a) ¿Qué significado tiene el número cuántico secundario "l"? b) ¿Cuántos electrones pueden ocupar la capa L (n=2) de un átomo? c) ¿Cuántos electrones pueden existir en un mismo átomo con n=4 y l=3? d) ¿Cuántos orbitales forman la tercera capa de un átomo?

- 54) Se dispone de información acerca de los tres elementos siguientes: el elemento A presenta la configuración electrónica del gas noble del tercer periodo cuando se encuentra en forma de anión divalente. El elemento B tiene en su núcleo 49 protones. Escribir las configuraciones electrónicas fundamentales de los elementos A y B, indicando grupo y periodo en el que se hallan.
- 55) Señalar justificadamente cuáles de las siguientes proposiciones son correctas y cuáles no: a) El número atómico de los iones K^+ es igual al del gas noble Ar. b) Los iones K^+ y los átomos del gas noble Ar son isótopos. (Datos de números atómicos: Ar=18; K=19)
- 56) Conteste razonadamente a las siguientes cuestiones: a) ¿Qué valores del número cuántico l son posibles para un valor de $n=3$? b) ¿Cuáles son los valores de n , l y m para un orbital $4s$? c) ¿Cómo se denominan los orbitales para los que $l=2$? ¿Qué número de ellos son?
- 57) ¿Cuál de las siguientes series de números cuánticos están permitidas para un electrón en un átomo? a) $n=3$ $l=1$ $m=-1$ $s=-\frac{1}{2}$ b) $n=2$ $l=2$ $m=0$ $s=\frac{1}{2}$ c) $n=3$ $l=1$ $m=2$ $s=-\frac{1}{2}$ d) $n=4$ $l=2$ $m=1$ $s=0$ Para aquellas que considere permitidas, ¿en qué tipo de orbital estaría situado el electrón?
- 58) Dos electrones se encuentran situados en el mismo orbital atómico. a) ¿Cuál o cuáles de los números cuánticos de esos dos electrones presentan el mismo valor? b) ¿Cuál o cuáles números cuánticos presentan diferente valor? c) ¿Podría un tercer electrón situarse en ese orbital atómico?
- 59) Para que las siguientes expresiones sean correctas en el espacio en blanco hay que situar la palabra orbital o subnivel. Indica qué palabra situarías en cada caso y en qué casos se pueden situar las dos. Justifica la respuesta. a) El electrón puede ocupar el _____ $2s$. b) Hay un _____ que se llama $2p$. c) El electrón puede estar en el _____ $3p$. d) En el _____ $3d$ puede haber 10 electrones e) Para los mismos valores de n siempre hay tres _____ p diferentes. f) Un _____ dado nunca puede tener más de dos electrones.
- 60) ¿Cuántos electrones en total caben en los orbitales del nivel $n=3$? Da la solución en forma de diagrama
- 61) Escribe los valores de los cuatro números cuánticos para cada uno de los electrones del berilio. (Sol: $(1,0,0, \frac{1}{2})$ $(1,0,0, -\frac{1}{2})$ $(2,0,0, \frac{1}{2})$ y $(2,0,0, -\frac{1}{2})$)
- 62) ¿Cuántos orbitales pueden llamarse $3p_x$, $4s$, $3d$?
- 63) ¿Cuáles de los siguientes números cuánticos (listados en el orden n , l , m y s) son imposibles para un electrón en un átomo?: A: $(4, 2, 0, +1)$; B: $(3, 3, -3, -\frac{1}{2})$; C: $(2, 0, +1, +\frac{1}{2})$ y D: $(4, 3, 0, +\frac{1}{2})$.
- 64) ¿Cuántos subniveles electrónicos hay en la capa cuarta y de qué tipo son
- 65) Escribe la configuración electrónica de: Be ($Z=4$), Ni ($Z=28$), Pb^{4+} ($Z=82$) y S^{2-} ($Z=16$).
- 66) ¿Cuántos electrones pueden albergar los subniveles en los que $l=0$? ¿Y en los que $l=2$?
- 67) ¿Qué tienen en común las configuraciones electrónicas del nitrógeno y del antimonio?
- 68) ¿Cuántos orbitales componen el subnivel $3d$? ¿Y el $3f$?
- 69) ¿Qué valores puede tomar el número cuántico magnético para un orbital de tipo "d"?
- 70) ¿Un isótopo de carbono puede tener el mismo número másico que un isótopo de nitrógeno? ¿Y el mismo número atómico?
- 71) ¿Cuántos electrones no apareados contienen los átomos (en su estado fundamental) de: a) B. b) S. c) As?
- 72) Dados los siguientes grupos de números cuánticos (n , l , m): $(3, 2, 0)$; $(2, 3, 0)$; $(3, 3, 2)$; $(3, 0, 0)$; $(2, -1, 1)$; $(4, 2, 0)$. Indique: a) Cuáles no son permitidos y por qué. b) Los orbitales atómicos que se corresponden con los grupos cuyos números cuánticos sean posibles.
- 73) Dadas las siguientes configuraciones electrónicas de la capa de valencia: 1) ns^1 2) $ns^2 np^4$ 3) $ns^2 np^6$
a) Indique el grupo al que corresponde cada una de ellas. b) Nombre dos elementos de cada uno de los grupos anteriores. c) Razone cuáles serán los estados de oxidación más estables de los elementos de esos grupos.

- 74) Los números atómicos de los elementos A, B y C son, respectivamente, 19, 31 y 36. a) Escriba las configuraciones electrónicas de estos elementos. b) Indique qué elementos, de los citados, tienen electrones desapareados. c) Indique los números cuánticos que caracterizan a esos electrones desapareados.
- 75) a) Escriba la configuración electrónica de los elementos A, B y C, cuyos números atómicos son 33, 35 y 37, respectivamente. b) Indique el grupo y el periodo al que pertenecen. c) Razone qué elemento tendrá mayor carácter metálico.
- 76) Indique: a) Los subniveles de energía, dados por el número cuántico secundario l, que corresponden al nivel cuántico $n = 4$. b) A qué tipo de orbitales corresponden los subniveles anteriores. c) Si existe algún subnivel de $n = 5$ con energía menor que algún subnivel de $n = 4$, diga cuál.
- 77) Un átomo A tiene como configuración electrónica: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 5s^1$. Justifique la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones: a) El elemento A se encuentra en su estado fundamental. b) Pertenecer al grupo de los metales alcalinos. c) Está en el quinto periodo del sistema periódico. d) Formará, preferentemente, compuestos con enlace covalente. e) El ion más estable que podrá formar será A^+ .
- 78) Dados los elementos y compuestos: KCl; CO_2 ; NaF; Ag; Cl_2 ; $MgCl_2$; SO_2 ; Cu; CaF_2 ; Fe. a) Indique el tipo de enlace en cada uno de ellos. b) Justifique los que serán más solubles en agua y cuáles conducen la corriente eléctrica a temperatura ambiente.
- 79) Escriba las estructuras de Lewis de los compuestos: F_2 , N_2 , H_2O , NH_3 , O_2 , CH_4 , Cl_2 , CO_2 y CCl_4 .
- 80) ¿Qué quiere decir que un átomo se encuentra en un estado excitado?
- 81) Observando su colocación en la tabla periódica, especifica la configuración del nivel de valencia de: a) Ar b) Ga c) Sn d) Ba e) Fe f) Br
- 82) Explica la diferencia entre órbita y orbital.
- 83) ¿Qué números cuánticos puedes aplicar, sin ninguna duda, a los siguientes orbitales? a) 3d b) 7f c) 4s d) 2p
- 84) ¿Qué significa que no podemos tener una probabilidad del 100 % de que el electrón esté en un determinado punto del átomo?
- 85) Representar las estructuras electrónicas en el esquema de celdas para: P, Fe, S, Cr, Cu, Ti, Mn, Mg^{2+} , I^- , O^{2-} , N^{3-} .
- 86) Señalar qué es incorrecto en los siguientes esquemas de celdas para un átomo en estado fundamental:



- 87) Completa con los símbolos de los elementos la siguiente tabla periódica.

		Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn								
		Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd								
		La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg								
		Ac																	

- 88) ¿En qué grupo y en qué periodo estarán los elementos cuya configuración del nivel de valencia es: a) $5s^2$ b) $4s^2 3d^5$ c) $3s^2 3p^2$ d) $4s^2 4p^6$ e) $5s^2 4d^9$ f) $4s^1$

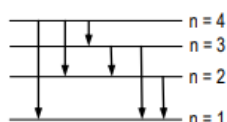
89) Observando su colocación en la tabla periódica, especifica la configuración del nivel de valencia de:
 a) Kr b) Cs c) Ag d) Ba e) Cu f) Pb

90) Relaciona las siguientes frases con el modelo o los modelos atómicos a que corresponden:

<ul style="list-style-type: none"> • 01 - Masa de carga positiva. • 02 - Electrón con movimiento ondulatorio. • 03 - Explica el espectro del átomo de hidrógeno • 04 - Número cuántico n. • 05 - Electrones en orbitales. • 06 - Partícula indivisible. • 07 - Número cuántico m. • 08 - Explica todos los espectros atómicos. • 09 - Cuantización de la energía. • 10 - Electrones girando en torno a un núcleo. • 11 - Nivel de energía. • 12 - Electrones describiendo órbitas. • 13 - Probabilidad de encontrar al electrón. 	<ul style="list-style-type: none"> (a) • Modelo de Dalton (b) • Modelo de Thomson (c) • Modelo de Rutherford (d) • Modelo de Bohr (e) • Modelo mecanocuántico
---	--

91) Se ha excitado una muestra de hidrógeno de forma que en todos los átomos el electrón ha pasado hasta el nivel de $n = 4$. Estudia, ayudándote de un esquema, cuántas rayas tendrá su espectro de emisión.

Solución



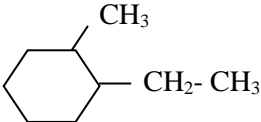
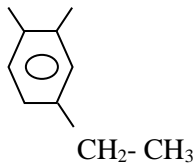
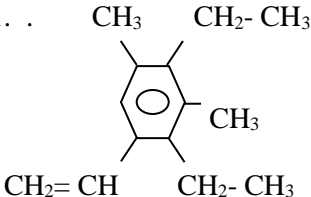

- 92) ¿Qué clase de enlace presentan las siguientes sustancias: NaBr, C₂H₂, Cl₂O?
- 93) Dados los elementos A, B, C y D de números atómicos 9, 11, 16 y 36, respectivamente: a) Escribir los compuestos que formará B con todos los demás, justificando los enlaces; b) Explicar si se forman enlaces de cada elemento consigo mismo e indicar qué tipos de enlaces serán; c) Indicar el estado de agregación habitual de los compuestos simples formados en los apartados anteriores.
- 94) Dados los elementos A, B y C de números atómicos 19, 17 y 12, respectivamente, indique, razonando la respuesta: a) Estructura electrónica de sus respectivos estados fundamentales; b) Tipo de enlace formado cuando se unen A y B y cuando se unen entre sí átomos de C.
- 95) Indique razonadamente qué tipo de enlace o fuerza de atracción se rompe al: a) Fundir Bromuro de Litio b) Disolver bromo molecular en tetracloruro de carbono c) Evaporar agua.
- 96) Escribir las estructuras de Lewis para las moléculas de tetracloruro de carbono y de tricloruro de boro. ¿Se cumple en ambas la regla del octeto? Justifique la respuesta. Datos: números atómicos: C=6; B=5; Cl=17
- 97) Escriba la estructura de Lewis del ion nitrito.
- 98) Dados los elementos A, B, y C de números atómicos 9, 19 y 30, respectivamente, ¿qué tipo de enlace formarían A con A, C con C y A con B?
- 99) Dado los elementos X, Y y Z de números atómicos 9, 19, y 29, respectivamente: a) indica el tipo de enlace entre X y X, Y e Y y X y Z); b) ¿Sería soluble en agua el compuesto formado por X e Y?
- 100) Los gases nobles son monoatómicos. ¿Por qué no son diatómicos?
- 101) El átomo X tiene la configuración electrónica siguiente: $1s^2 2s^2 2p^5 3s^1$; a) Es un estado excitado del Ne; b) Es un átomo de Na en su estado fundamental; c) Es un halógeno; d) Es un metal de transición.


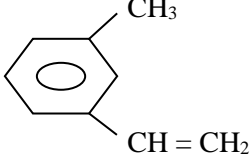
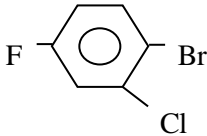
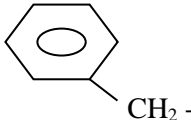
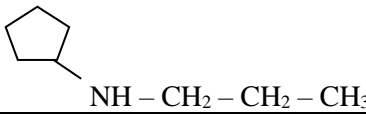

- 102) Dadas las siguientes configuraciones electrónicas: A: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$; B: $1s^2 2s^2$; C: $1s^2 2s^2 2p^6$, indique: a) El grupo y período en los que se hallan A, B y C. b) Los iones más estables que formarán A, B y C.
- 103) a) Indique la configuración electrónica de los átomos de los elementos A, B y C cuyos números atómicos son respectivamente: 13, 17 y 20. b) Escriba la configuración electrónica del ion más estable de cada uno de ellos.
- 104) Dados los elementos A, B, y C, de números atómicos 9, 19 y 35, respectivamente: a) Escriba la estructura electrónica de esos elementos. b) Determine el grupo y período a los que pertenecen.
- 105) a) Escriba la configuración electrónica de los átomos de los elementos con números atómicos 20, 30 y 35. b) Indique, razonadamente, cuál es el ion más estable de cada uno de ellos y escriba su configuración electrónica.
- 106) Tres elementos tienen de número atómico 25, 35 y 38, respectivamente. a) Escriba la configuración electrónica de los mismos. b) Indique, razonadamente, el grupo y período a que pertenece cada uno de los elementos anteriores. c) Indique, razonando la respuesta, el carácter metálico o no metálico de cada uno de los elementos anteriores.
- 107) Comente cada una de las frases siguientes, indicando si son verdaderas o falsas, y explique las razones en las que se basa. a) Para fundir hielo han de romperse enlaces covalentes; b) Para evaporar agua hay que romper fuerzas intermoleculares.
- 108) Para las especies químicas: yodo, metano, cloruro de potasio, cloruro de hidrógeno, mercurio y amoníaco, indique de forma razonada: a) Las que poseen enlace covalente; b) Las que poseen enlace iónico.
- 109) Justifique la veracidad de las siguientes afirmaciones: a) El cloruro de sodio, en estado sólido, conduce la electricidad; b) La disolución formada por cloruro de sodio en agua conduce la electricidad.
- 110) Las configuraciones electrónicas: A = $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$; B = $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$; C = $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ corresponden a átomos neutros. Indique las fórmulas y justifique el tipo predominante de enlace de los posibles compuestos que pueden formarse cuando se combinan las siguientes parejas: a) A y C; b) B y C; c) C y C.
- 111) Describa el tipo de fuerzas que hay que vencer para llevar a cabo los siguientes procesos: a) Fundir hielo; b) Hervir bromo (Br_2); c) Fundir cloruro de sodio.

QUIMICA ORGÁNICA (I)

Pendientes, 1º Bachillerato (T-5)

1. Formula o nombra, según corresponda, las siguientes sustancias:

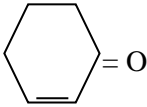
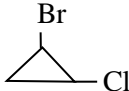
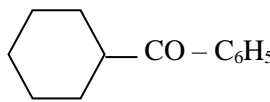
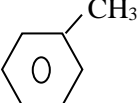
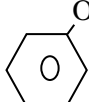
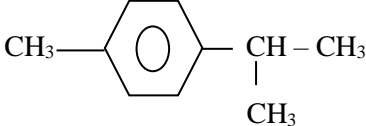
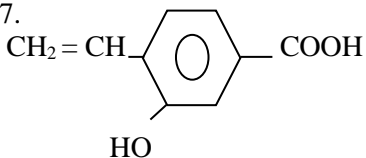
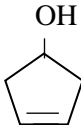
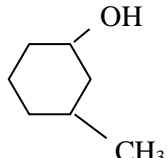
1. $\text{CH}_3 - \underset{\text{CH}_3}{\underset{ }{\text{CH}}} - \underset{\text{CH}_3}{\underset{ }{\text{CH}}} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$	2. $\text{CH}_3 - \underset{\text{CH}_3}{\underset{ }{\text{CH}}} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \underset{\text{CH}_2 - \text{CH}_3}{\underset{ }{\text{CH}}} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$
3. $\text{CH}_3 - \underset{\text{CH}_3}{\underset{ }{\underset{\text{CH}_3}{ }{\text{C}}}} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$	4. 
5. $\text{CH}_3 - \underset{\text{Cyclopentane}}{\underset{ }{\text{CH}}} - \text{CH}_2 - \underset{\text{Cyclopropane}}{\underset{ }{\text{CH}}} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$	6. $\text{CH}_2 = \text{C} = \text{C} = \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$
7. $\text{CH}_2 = \text{CH} -$	8. $\text{CH}_3 - \underset{\text{CH}_3}{\underset{ }{\text{C}}} - \text{C} \equiv \text{C} - \text{C} \equiv \text{C} - \underset{\text{CH}_3}{\underset{ }{\text{CH}}} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$
9. $\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{C} \equiv \text{CH}$	10. 
11. 	12. $\text{CH}_3 - \text{CH} = \text{CHCl}$
13. $\text{CH} \equiv \text{C} - \text{CH} = \text{CH} - \text{CH}_2\text{OH}$	14. $\text{HC} \equiv \text{C} - \underset{\text{C}_6\text{H}_5}{\underset{ }{\text{CH}}} - \text{CH}_2 - \text{CHO}$
15. $\text{OHC} - \text{CH}_2 - \underset{\text{CHO}}{\underset{ }{\text{CH}}} - \text{CH}_2 - \text{CHO}$	16. $\text{HC} \equiv \text{C} - \underset{\text{Br}}{\underset{ }{\text{CH}}} - \text{CO} - \underset{\text{OH}}{\underset{ }{\text{CH}}} - \text{CO} - \text{CH}_3$
17. $\text{CH}_3 - \text{CO} - \text{CH}_2 - \text{COO} - \text{CH}_3$	18. $\text{CH}_2 = \underset{\text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3}{\underset{ }{\text{C}}} - \text{CH}_2 - \text{CH} = \text{CH} - \text{COOH}$
19. $\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{COO} - \text{CH}_3$	20. $\text{CH}_3 - \text{C} \equiv \text{C} - \text{NH}_2$
21. $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{N}(\text{CH}_2 - \text{CH}_3)_2$	22. 
23. $\text{C}_6\text{H}_5 - \text{CO} - \text{NH}_2$	24. 2,4-diciclopropilpentano
25. 1,2,3-trimetilciclohexano	26. 3-etil-2,4-dimetil-3-hepteno
27. Acetileno	28. $\text{HC} \equiv \text{C} - \text{CH}_2 - \text{C} \equiv \text{C} - \underset{(\text{CH}_3)_2 - \text{HC}}{\underset{ }{\text{CH}}} - \underset{\text{CH}_3}{\underset{ }{\text{CH}}} - \text{C} \equiv \text{CH}$

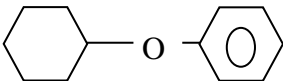
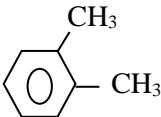
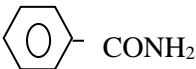
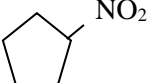
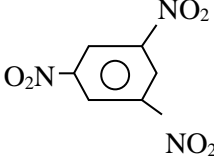
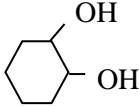
29. $\text{HC} \equiv \text{C} - \text{C} \equiv \text{C} - \text{C} \equiv \text{C} - \underset{\text{CH}_3}{\text{CH}} - \text{CH}_3$	30. 5 - vinil - 1,6 - nonadiino
31. $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH} = \text{CH} - \text{C} \equiv \text{C} - \underset{\text{CH}_2 - \text{CH}_3}{\text{C}} = \text{CH}_2$	32. 
33. Ciclopenteno	34. 
35. Tolueno (metilbenceno)	36. m- etilfluorobenceno
37. $\text{CH}_3 - \underset{\text{CH}_3}{\text{C}} - \text{Cl} - \text{CH}_3$	38. 
39. Metoxibutano	40. 
41. Benciletiléter	42. $\text{C}_6\text{H}_5 - \text{O} - \text{C}_6\text{H}_5$
43. Benzaldehído	44. $\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{C} \equiv \text{C} - \text{C} \equiv \text{C} - \text{CHO}$
45. $\text{OHC} - \text{CH}_2 - \text{CH} = \text{CH} - \underset{\text{CH}_3}{\text{CH}} - \text{CHO}$	46. Ciclohexanona
47. 3,4 - dihidroxi -2 - butanona	48. $\text{OHC} - \text{CH}_2 - \text{CO} - \underset{\text{CHO}}{\text{CH}} - \text{CH}_2 - \text{CHO}$
49. $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \underset{\text{C}_6\text{H}_5}{\text{CH}} - \text{CH}_2 - \underset{\text{CH}_2 - \text{CH}_3}{\text{CHOH}} - \text{COH} - \text{CH}_2\text{OH}$	50. Formiato de etilo
51. $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{COO} - \underset{\text{CH}_3}{\text{CH}} - \text{CH}_3$	52. $\text{H} - \text{COO} - \text{CH} = \text{CH}_2$
53. Fenilamina	54. 
55. $\text{H}_2\text{N} - \text{CO} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \underset{\text{CH}_3}{\text{CH}} - \text{CO NH}_2$	56. Ciclobutanoamida
57. Benzonitrilo	58. $\text{CH}_3 - \underset{\text{NO}_2}{\text{CH}} - \text{CH}_3$
59. 3,5 - dinitrotolueno	60. $\text{NC} - \text{CH}_2 - \text{CN}$
61. 4 - penten - 2 - inonitrilo	62. $\text{H}_2\text{N} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CN}$
63. Ácido 3- formilpentanoico	64. $\text{CH}_2\text{OH} - \underset{\text{NH}_2}{\text{CH}} - \text{CH}_2 - \text{CN}$
65. 2 - cianopropanoato de isopropilo	66. 

QUIMICA ORGÁNICA (II)

Pendientes, 1º Bachillerato (T-5)

Formula o nombra, según corresponda, las siguientes sustancias:

67. 2 - clorociclopentanona	68. $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \underset{\text{CH}_3}{\text{CH}} - \text{CH}_2 \text{COOC}_6\text{H}_5$
69. 	70. $\text{H}_3\text{C} - \text{CO} - \text{H}_2\text{C} - \text{CO} - \underset{\text{CH}_2 - \text{CH}_3}{\text{C}} = \text{CH}_2$
71. Isopropilciclobutano	72. 1,1,3- trimetilciclohexano
73. Cloroformo (triclorometano)	74. 
75. $\text{CH}_3 - \underset{\text{CH}_3}{\text{CH}} - \text{CH} = \text{CH} - \text{CHO}$	76. $\text{CH}_3 - \text{CH} = \underset{\text{CH}_3}{\text{CH}} - \text{CH}_2 - \underset{\text{CH}_3}{\text{CH}} - \text{CH}_2\text{OH}$
77. 	78. $\text{CH}_2 = \text{CH} - \underset{\text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3}{\text{CH}} - \text{CH} = \text{CH} - \text{COOH}$
79. $\text{CH}_3 - \underset{\text{CH} = \text{CH}_2}{\text{CH}} - \text{CH}_2 - \text{CO} - \text{CH}_2\text{OH}$	80. 
81. Vinilbenceno	82. Ácido 3-nitrobenzoico
83. $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CHCl} - \text{COO} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$	84. 
85. Ácido 2,3-dihidroxi-pentanodioico	86. 
87. 	88. $\text{C}_6\text{H}_5 - \text{NH} - \text{C}_6\text{H}_5$
89. Propenoato de metilo (metacrilato)	90. 
91. 4- vinilciclohexino	92. 
93. 4-hexen-1-in-3-ol	94. Radical bencilo

95. Alcohol bencílico	96. $\text{CH}_3 - \text{CH} - \text{O} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$ CH_3
97. 	98. Bencilfeniléter
99. Etoxi-1-propeno	100. H-CHO
101. 3-ciclopropil-4-pentinal	102. Ácido propiónico
103. $\text{HOOC} - \text{CH}_2 - \underset{\text{COOH}}{\text{CH}} - \text{CH}_2 - \text{COOH}$	104. $\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CH}_2\text{COOC}_2\text{H}_5$
105. Anilina	106. $(\text{C}_6\text{H}_5)_3\text{N}$
107. 	108. N, N-dietilfenilamina
109. 	110. $\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CO NH}_2$
111. Cianuro de isopropilo	112. 1- nitropropeno
113. 	114. 
115. Trinitrometano	116. m-nitroanilina
117. $\text{CF}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CF}_3$	118. 

2. Dados los siguientes grupos de isómeros, identifica el tipo de isomería que se da en cada uno de ellos y nombra cada compuesto:

- a) $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 \text{OH}$ y $\text{CH}_3 - \text{O} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$
b) $\text{CH}_3 - \text{CO} - \underset{\text{CH}_3}{\text{CH}_2} - \text{CH} - \text{CH}_3$ y $\text{CH}_3 - \text{CO} - \underset{\text{CH}_3}{\text{CH}} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$

3. Escribe un isómero de posición, uno de función y uno de cadena del butan-1-ol.

4. Indica el tipo de isomería que presenta cada una de las siguientes parejas de compuestos:

- a) butanal y butanona
b) 2-metilfenol y 4- metilfenol
c) dietiléter y butan-2-ol;
d) ácido pentanoico y ácido dimetilpropanoico

5. Escribe y nombra todos los isómeros del n-hexano.

6. Escribe y nombra dos isómeros de posición del pentan-3-ol.