

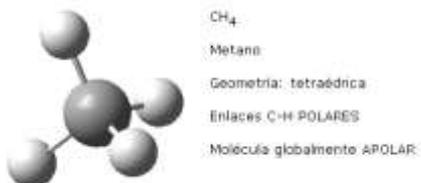
BLOQUE 1: PREGUNTAS TIPO TEST

1. De las siguientes afirmaciones referentes a los compuestos iónicos, señala la correcta:
- a) Normalmente son gases con bajo punto de fusión
 - b) En disolución acuosa no conducen la corriente eléctrica
 - c) En estado sólido conducen la corriente eléctrica
 - d) Fundidos son conductores**

Normalmente son sólidos que fundidos o disueltos conducen la corriente.

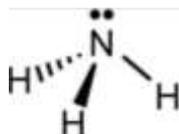
2. Indica cuál de las siguientes afirmaciones es cierta:
- a) La molécula de agua es apolar
 - b) Todas las moléculas apolares están formadas por átomos iguales
 - c) Las moléculas diatómicas homonucleares son siempre polares
 - d) La molécula de metano es apolar**

La a) es falsa porque la molécula de agua es polar porque no es simétrica. La b) es falsa porque hay moléculas apolares que tienen átomos distintos: así, por ejemplo el metano, es apolar por su simetría estructural, por lo que la respuesta correcta es la d). La c) es falsa porque las moléculas con dos átomos del mismo elemento son simétricas y siempre son apolares.



3. De los siguientes compuestos, señala cuál es covalente polar:
- a) KCl;
 - b) NH₃;**
 - c) CO₂;
 - d) Fe

La a) es falsa porque es un compuesto iónico al ser K metal y Cl no metal. La d) es falsa porque hay un solo átomo de Fe y por tanto no hay enlace (además es metal). La c) es falsa porque el dióxido de carbono forma enlaces simétricos y es apolar (O-C-O). Por tanto, la respuesta es la b), pues el amoníaco no es simétrico.



4. Señala en cuál de las siguientes sustancias existirán enlaces por puente de hidrógeno:
- a) CH₄
 - b) HF**
 - c) O₂
 - d) BaCl₂

Para que haya enlaces moleculares por puente de hidrógeno, debe haber en las moléculas hidrógeno y nitrógeno, oxígeno o flúor. Por tanto, la opción correcta es la b).

5. Cuando dos elementos A y B se combinan para formar un compuesto con enlace predominantemente iónico, es necesario:
- Que A y B tengan electronegatividades parecidas
 - Que A y B tengan energías de ionización muy bajas
 - Que A y B tengan afinidades electrónicas muy altas
 - Que A tenga baja energía de ionización y B alta afinidad electrónica**

Para formar un enlace iónico, se necesitan un metal y un no metal. Los metales están a la izquierda de la tabla periódica, mientras que los no metales están a la derecha, por lo que A y B estarán en sitios posiblemente alejados en la tabla. Tanto la electronegatividad, como la energía de ionización y la afinidad electrónica aumentan hacia arriba y hacia la derecha en la tabla periódica, por lo que si A y B están uno a la izquierda y otro a la derecha en la tabla, tendrán valores distintos en cuanto a electronegatividad, afinidad electrónica, y energía de ionización, es decir, si uno es alto, el otro debe ser bajo. La opción a) es falsa, porque si tienen electronegatividades parecidas, serían los dos metales, o los dos no metales. Las opciones b) y c) son falsas, porque al estar alejados en la tabla periódica uno tendrá energía de ionización y afinidad electrónica elevada y el otro tendrá valores bajos. Por tanto, la opción correcta es la d).

6. De las siguientes especies señala cuál no tiene configuración electrónica de gas noble:
- K^+
 - S^{2-}
 - Kr
 - Ca^+**

La configuración electrónica del potasio, al tener $Z = 19$, será $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$. El ion K^+ pierde un electrón y queda con una carga positiva, por lo que su configuración electrónica será $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$, y al quedar 8 electrones en su último nivel (el 3), queda con configuración de gas noble (en concreto el Argón).

La configuración electrónica del azufre, al tener $Z = 16$, será $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$. El ion S^{2-} gana dos electrones y queda con doble carga negativa, por lo que su configuración electrónica será $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$, y al quedar 8 electrones en su último nivel (el 3), queda con configuración de gas noble (en concreto el Argón).

Además, el kriptón es un gas noble.

Por tanto, por descarte, la respuesta será la d). Además, la configuración electrónica del calcio, al tener $Z = 20$, será $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$. El ion Ca^+ pierde un electrón y queda con una carga positiva, por lo que su configuración electrónica será $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$, y al no quedar 8 electrones en su último nivel (el 4), no queda con configuración de gas noble.

7. Un elemento tiene la siguiente configuración electrónica: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$. Indica la afirmación que no sea correcta:
- Su número atómico es 17
 - Pertenece al grupo de los halógenos
 - Su número másico es 17**
 - Está situado en el tercer periodo

En efecto, su número atómico será 17, porque si sumamos sus electrones ($2+2+6+2+5$) el resultado es 17, y suponemos que el átomo está en estado neutro y por tanto su número de protones, es decir, el número atómico, es 17. Al tener siete electrones en la última capa ($3s^2 3p^5$) está en el grupo VIIA (o 17), que en efecto, es el grupo de los halógenos. También está situado en el tercer periodo porque su último nivel de energía es el 3. Sin embargo, no podemos decir que su número másico es 17, porque si tiene 17 protones debería tener 0 neutrones, y solo un isótopo del hidrógeno tiene 0 neutrones, pero con 1 protón, no 17, por lo que esta opción es incorrecta.

8. El número máximo de electrones que pueden situarse en el nivel de energía $n=3$ de un átomo es:
- a) 2
 - b) 18**
 - c) 32
 - d) Depende del número atómico del elemento

Son 32, porque puede haber orbitales s (máximo dos electrones), p (máximo 6 electrones) y d (máximo 10 electrones), y sumando el máximo de electrones en cada tipo de orbital son 18 electrones como máximo.

9. De las siguientes configuraciones electrónicas, señala la que sea incorrecta:
- a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 3f^{14} 4s^2$
 - b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10}$**
 - c) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$
 - d) $1s^2 2s^2 2p^6$

Claramente, la opción a) es incorrecta porque no existen orbitales 3f. También podría considerarse incorrecta la b), porque antes de los orbitales 3d se llenan los 4s, y esa configuración está incumpliendo la regla del octeto al tener 18 electrones en la última capa, la tercera.

10. Los átomos de un mismo elemento que tienen masas diferentes se denominan:
- a) Anisótropos
 - b) Alótropos
 - c) Isótopos**
 - d) Isómeros

Los isótopos de un mismo elemento difieren en el número de neutrones, por lo que su masa atómica será distinta al ser la suma de protones y neutrones. Por tanto, la opción correcta es la c. Por otra parte, la anisotropía es la propiedad general de la materia según la cual cualidades como elasticidad, temperatura, conductividad, velocidad de propagación de la luz, etc. varían según la dirección en que son examinadas; la alotropía es la propiedad de algunas sustancias simples de poseer estructuras atómicas o moleculares diferentes; y la isomería es una propiedad de aquellos compuestos químicos, en especial las cadenas de carbono, que con igual fórmula molecular de iguales proporciones relativas de los átomos que conforman su molécula, presentan estructuras químicas distintas, y por tanto, diferentes propiedades y configuración

11. De las siguientes especies químicas señala el ion que tiene una configuración electrónica distinta al resto:

- a) Ca^{2+}
- b) Na^+
- c) Al^{3+}
- d) Mg^{2+}

La respuesta es la a), como se ve a continuación:

CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA DEL ELEMENTO	CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA DEL CATION
Ca (Z=20) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$	$\text{Ca}^{2+} 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
Na (Z= 11) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	$\text{Na}^+ 1s^2 2s^2 2p^6$ (pierde 1 e ⁻)
Al (Z= 13) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$	$\text{Al}^{3+} 1s^2 2s^2 2p^6$ (pierde 3 e ⁻)
Mg (Z= 12) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	$\text{Mg}^{2+} 1s^2 2s^2 2p^6$ (pierde 2 e ⁻)

12. De las siguientes afirmaciones referidas a los metales, indica la que sea correcta:

- a) **Poseen baja energía de ionización y baja electronegatividad**
- b) Tienen baja energía de ionización y alta electronegatividad
- c) Poseen alta energía de ionización y baja electronegatividad
- d) Tienen alta energía de ionización y alta electronegatividad

La electronegatividad y la energía de ionización son mayores conforme vamos a la derecha en la tabla periódica, y menores conforme vamos a la izquierda, sentido en el que además aumenta el carácter metálico. Por tanto, los metales tendrán bajos valores de ambos.

13. El átomo de Pt-182 contiene:

- a) 78 protones, 188 neutrones y 78 electrones
- b) **78 protones, 78 electrones y 104 neutrones**
- c) 78 protones, 182 neutrones y 78 electrones
- d) 104 protones, 104 electrones y 78 neutrones

El número del isótopo (182) indica la suma de protones y neutrones. Esto descarta el apartado a) porque $78 \text{ protones} + 188 \text{ neutrones} = 266$, y el apartado c) porque $78 \text{ protones} + 182 \text{ neutrones} = 260$. Además, consultamos en la tabla su número atómico y es 78, por lo que tiene 78 protones, y de esta forma queda descartada la opción d) que dice que tendrá 104 protones.

14. La siguiente transformación $\text{CaCO}_3 (\text{s}) + \text{calor} \rightarrow \text{CaO} (\text{s}) + \text{CO}_2 (\text{g})$ es:

- a) Un cambio físico
- b) Una reacción de combustión
- c) Una reacción de combinación
- d) **Una reacción de descomposición**

No es un cambio físico porque se obtienen sustancias distintas, luego es una reacción química. No es una reacción de composición porque en este tipo de reacciones dos o más sustancias distintas reaccionan formando una nueva sustancia, ni una de combustión, en la que un hidrocarburo reacciona con oxígeno obteniéndose dióxido de carbono y vapor de agua. Se trata de una reacción de descomposición, porque una sustancia (CaCO_3) se descompone en otras dos.

15. Cuando se expresa la concentración de una disolución como moles de soluto dividido por los kilogramos de disolvente se está indicando:

- a) La molaridad
- b) La normalidad
- c) La molalidad**
- d) El porcentaje en masa

La respuesta correcta es la c) porque las fórmulas son las siguientes:

$$\text{Molaridad} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{litros de disolución}} \quad \text{Normalidad} = \frac{\text{peso equivalente}}{\text{litros disolución}}$$

$$\text{Molalidad} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{kg de disolvente}} \quad \% \text{ en masa} = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{masa de disolución}} \cdot 100$$

16. Indica cuál de los siguientes compuestos tiene mayor porcentaje en carbono:

- a) CH_4
- b) CO_2
- c) C_4H_{10}**
- d) CaCO_3

Haciendo los cálculos, obtenemos que la respuesta correcta es la c):

COMPUESTO	MASA MOLECULAR	MASA DE LOS ÁTOMOS DE CARBONO	% EN MASA DE CARBONO
CH_4	$12+1+1+1+1 = 16 \text{ u}$	12 u	$(12/16) \times 100 = 75\%$
CO_2	$12+16+16 = 44 \text{ u}$	12 u	$(12/44) \times 100 = 27'3 \%$
C_4H_{10}	$12 \cdot 4 + 1 \cdot 10 = 58 \text{ u}$	$12 \cdot 4 = 48 \text{ u}$	$(48/58) \times 100 = 82'8 \%$
CaCO_3	$40+12+3 \cdot 16 = 100 \text{ u}$	12 u	$(12/100) \times 100 = 12\%$

17. A 25°C de temperatura y 1 atmósfera de presión, el volumen ocupado por 18 gramos de agua líquida es:

- a) 22,4 L
- b) 18 mL**
- c) 1 L
- d) 180 mL

La densidad del agua líquida es muy estable y varía poco con los cambios de temperatura y presión. A la presión normalizada de 1 atmósfera, es aproximadamente 1 kg/dm^3 , o lo que es lo mismo, hay 1000 gramos de agua aproximadamente por cada litro. Por tanto, haciendo una sencilla regla de tres:

1000 gramos --- 1 litro

18 gramos --- x litros

Por lo que x será 0'018 litros, o lo que es lo mismo, 18 mililitros.

18. Señala en cuál de las siguientes disoluciones de KBr hay más gramos de este compuesto:

- a) 740 mL de disolución 2,5 M
- b) 375 mL de disolución 5M
- c) 1 L de disolución 1,25 M
- d) **3 L de disolución 1 M**

Como el compuesto es siempre el mismo, aunque nos pregunte dónde hay más gramos, sabiendo dónde hay más moles tendríamos la respuesta, por lo que calculamos en cada caso los moles despejando la fórmula de la molaridad:

$$\text{Molaridad} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{litros de disolución}} \rightarrow \text{moles de soluto} = \text{molaridad} \times \text{litros de disolución}$$

CASO	MOLES
740 mL de disolución 2,5 M	2'5 M x 0'740 litros = 1'85 moles
375 mL de disolución 5M	5 M x 0'375 litros = 1'875 moles
1 L de disolución 1,25 M	1'25 M x 1 litro = 1'25 moles
3 L de disolución 1 M	1 M x 3 litros = 3 moles

Por lo tanto, hay más gramos donde más moles hay, que es en la opción d)

19. Los elementos químicos se encuentran ordenados en el sistema periódico por orden creciente de:

- a) Masa atómica
- b) Volumen atómico
- c) Afinidad electrónica
- d) **Número atómico**

El número atómico es el factor que ordena de manera creciente los elementos en la tabla.

20. Señala el elemento que tiene menor volumen atómico:

- a) Br
- b) **F**
- c) I
- d) C

Primero localizamos los elementos en la tabla:

Tenemos tres de ellos en la misma columna (F, Br e I), y se da que el volumen atómico es mayor conforme bajamos en la misma columna o grupo, por lo que de todos ellos el menor es el Flúor. Además, el cuarto elemento (C) está en la misma fila o período que el flúor, y se da que el volumen o radio atómico aumenta hacia la izquierda, por lo que el C tendrá mayor volumen, y podemos concluir por tanto que es el Flúor el que tiene menor volumen atómico.

21. Indica en cuál de los siguientes casos hay un mayor número de átomos:
- 1 mol de moléculas de oxígeno
 - 0'5 moles de moléculas de CO₂
 - 50 gramos de agua**
 - 44'8 litros de oxígeno medido en condiciones normales

Hacemos los cálculos, y a la vista de los resultados, la opción correcta es la c):

CASO	ÁTOMOS = N _A x MOLES X ÁTOMOS POR MOLÉCULA (N _A = Número de Avogadro)
1 mol de moléculas de oxígeno	$N_A \times 1 \times 2 = 2 \times N_A$ Observación: La molécula de oxígeno tiene dos átomos (O ₂)
0'5 moles de moléculas de CO₂	$N_A \times 0'5 \times 3 = 1'5 \times N_A$
50 gramos de agua	$N_A \times 2'77 \times 3 = 8'31 \times N_A$ Observación: Como la masa molar del agua es 16+1+1 = 18 gramos/mol, 50 gramos de agua son 50/18 = 2'77 moles
44'8 litros de oxígeno medido en condiciones normales	$N_A \times 2 \times 2 = 4 \times N_A$ Observación: un gas en condiciones normales ocupa 22'4 litros, luego 44'8 / 22'4 = 2 moles de oxígeno. Además, la molécula de oxígeno tiene dos átomos (O ₂)

22. De las siguientes combinaciones de números cuánticos, indica la única posible:
- (3, 3, 0, ½)
 - (3, 2, -2, -1/2)**
 - (2, 3, -3, -1/2)
 - (2, 2, -1, 0)

La opción a) se descarta porque el primer número cuántico indica el nivel (3), y en ese nivel solo puede haber orbitales s (número cuántico secundario 0), p (número cuántico

secundario 1) o d (número cuántico secundario 2), por lo que el segundo número no puede ser 3. Análogamente, las opciones c) y d) se descartan porque el primer número cuántico indica el nivel (2), y en ese nivel solo puede haber orbitales s (número cuántico secundario 0) o p (número cuántico secundario 1), por lo que el segundo número no puede ser 3 ni 2. Además, en el caso de la opción d), el último número no puede ser 0, sino solo $\frac{1}{2}$ o $-\frac{1}{2}$. Por tanto, la opción correcta es la b).

23. De los siguientes fenómenos, indica cual corresponde a un cambio químico:

- a) Fusión del agua sólida
- b) Oxidación de un metal**
- c) Efecto fotoeléctrico
- d) Sublimación del yodo

La fusión y la sublimación son cambios de estado de agregación de la materia, pero no son cambios químicos porque no se obtienen distintas sustancias. El efecto fotoeléctrico sucede cuando escapa un electrón de un átomo por efecto de la radiación electromagnética, pero no hay cambio químico tampoco. Sí sucede en la reacción de oxidación de un metal, por ejemplo, el hierro: $2\text{Fe} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{FeO}$.

24. Uno de los postulados de Bohr establece que:

- a) Cuando un electrón pasa de una órbita superior a otra inferior absorbe energía
- b) En un átomo no pueden existir dos electrones con los cuatro números cuánticos iguales
- c) Los electrones giran en torno al núcleo en órbitas circulares sin emitir energía radiante**
- d) Es imposible conocer con total precisión y simultáneamente la velocidad y posición de un electrón

La correcta es la c). Además, en principio un electrón no puede pasar a una órbita inferior (porque estarán completas), a no ser que esté excitado previamente. Las opciones b) y d) son posteriores a Bohr, puesto que son postulados que se hacen tras el descubrimiento de los orbitales dentro de los niveles de energía.

25. Tenemos dos recipientes con 1 mol de H_2 gas en uno de ellos 1 mol de NH_3 gas en el otro. Podemos afirmar que en condiciones normales:

- a) Los dos recipientes tienen el mismo número de átomos
- b) Ambos recipientes tienen el mismo número de moléculas**
- c) Los dos gases no ocupan el mismo volumen
- d) Ambos recipientes tienen el mismo número de gramos de gas

No van a tener el mismo número de átomos, porque aunque son los mismos moles, el primer compuesto tiene dos átomos y el segundo 4, por lo que descartamos la opción a). Además, al ser 1 mol de un gas en c.n. en ambos casos, ocuparán el mismo volumen, 22'4 litros, lo que descarta la opción c). La opción d) queda descartada porque siendo 1 mol ambas sustancias, para haber el mismo número de gramos deberían tener la misma masa molar, y la masa molar del hidrógeno es 2 g/mol (1+1) y la del amoníaco es 17 g/mol (14+1+1+1). Y la opción correcta es la b), ya que hay un mol de ambas sustancias, y por definición, 1 mol es un número de moléculas igual al número de Avogadro.

PROBLEMAS

OPCIÓN A

1. La composición porcentual de sustancia orgánica es: 64'80% de carbono, 13'61% de hidrógeno y el resto oxígeno. Sabiendo que 2 gramos del compuesto gaseoso ocupan 604'4 cm³ medidos en condiciones normales, calcula:
- La fórmula empírica
 - La fórmula molecular

a) Dividimos el % por la masa atómica del elemento:

- $C \rightarrow 64'80/12 = 5'4$
- $H \rightarrow 13'61/1 = 13,61$
- $O \rightarrow (100-64'80-13'61)/16 = 1'35$

Ahora dividimos todos los resultados por el más pequeño:

- $C \rightarrow 5'4/1'35 = 4$
- $H \rightarrow 13'61/1'35 = 10'08$
- $O \rightarrow 1'35/1'35 = 1$

La fórmula empírica es por tanto C₄H₁₀O

b) Nos hace falta la masa molecular del compuesto.

Sabemos que hay 2 gramos en 604'4:1000 = 0'6044 litros en condiciones normales (1 atm, 0°C=273°K). Veamos a cuantos moles corresponden.

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow 1 \cdot 0'6044 = n \cdot 0'082 \cdot 273 \rightarrow n = 0'027 \text{ moles}$$

Es decir, en 0'6044 litros habrá 0'027 moles que corresponden a 2 gramos. Por tanto, haciendo una regla de 3, la masa molar será:

$$0'027 \text{ moles} \rightarrow 2 \text{ gramos}$$

$$1 \text{ mol} \rightarrow x \text{ gramos}$$

$$x = 1 \times 2 / 0'027 = 74'07 \text{ gramos/mol, por lo que su masa molecular es } 74'07 \text{ u}$$

Dividimos ahora la masa molecular entre la masa molecular de la fórmula empírica:

$$74'07 / (48+10+16) = 1'00.$$

Por tanto, la fórmula molecular es la misma que la fórmula empírica (C₄H₁₀O)

2. En un recipiente se introducen 2 g de SO_2 gaseoso y otros 2 g de SO_3 , también en estado gaseoso. Si la temperatura y la presión a la que se encuentran ambos gases en el recipiente es 27 C y 2 atm, calcula:
- Los moles de cada gas
 - El volumen que ocupa la mezcla
 - La presión parcial de cada gas
 - El número total de átomos S de la mezcla

a) Calculamos las masas molares:

a. Masa molar $\text{SO}_2 = 32 + 16 + 16 = 64 \text{ g/mol}$

b. Masa molar $\text{SO}_3 = 32 + 16 + 16 + 16 = 80 \text{ g/mol}$

Dividimos las masas que tenemos entre las masas molares y ya tenemos los moles de cada sustancia:

$$\text{Moles } \text{SO}_2 = 2:64 = 0'031 \text{ moles}$$

$$\text{Moles } \text{SO}_3 = 2:80 = 0'025 \text{ moles}$$

- b) Aplicamos $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$, donde n es la suma de los moles de la mezcla, es decir, $0'031+0'025 = 0'056$ moles. Al tener 27 grados centígrados, la temperatura en kelvin es $27+273 = 300 \text{ K}$, por lo que sustituyendo:

$$2 \cdot V = 0'056 \cdot 0'082 \cdot 300 \rightarrow V = 0'689 \text{ litros}$$

- c) Aplicamos la misma fórmula anterior, utilizando el volumen calculado, y poniendo para cada sustancia sus moles:

$$P_{\text{SO}_2} = \frac{n_{\text{SO}_2} \cdot R \cdot T}{V} = \frac{0'031 \cdot 0'082 \cdot 300}{0'689} = 1'11 \text{ atm}$$

$$P_{\text{SO}_3} = \frac{n_{\text{SO}_3} \cdot R \cdot T}{V} = \frac{0'025 \cdot 0'082 \cdot 300}{0'689} = 0'89 \text{ atm,}$$

o también podemos calcular esta última restando a la presión total de 2 atm la presión anterior ($2 - 1'11 = 0'89 \text{ atm}$)

- d) Para calcular el número total de átomos de la mezcla, multiplicamos los moles de cada sustancia por el número de avogadro (esto nos da el número de moléculas), y como ambas sustancias tienen solo 1 átomo de S, sumamos las dos cantidades:

$$0'031 \times 6'023 \times 10^{23} + 0'025 \times 6'023 \times 10^{23} = (0'031+0'025) \times 6'023 \times 10^{23} =$$

$$0'056 \times 6'023 \times 10^{23} = 0'33733 \times 10^{23} = 3'373 \times 10^{22} \text{ átomos}$$

3. Calcula la molaridad de una disolución de HNO_3 del 36% de riqueza en peso y densidad $1'22 \text{ g/mL}$. ¿Qué volumen de ese ácido debemos tomar para preparar $0'5 \text{ L}$ de disolución $0'25 \text{ M}$?

La densidad es $1'22 \text{ g/ml}$, que si la multiplicamos por 1000 , será 1220 g/litro , es decir, en un litro de disolución hay 1220 gramos.

Hay que aplicar la fórmula $\text{Molaridad} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{litros de disolución}}$, y así, calculando los moles que hay en un litro a partir de la densidad, tendremos la molaridad.

Si en un litro hay 1220 gramos de disolución, y un 36% es soluto, habrá $1220 \times 0'36 = 439'2$ gramos de soluto. La masa molar del HNO_3 es $1+14+16 \times 3 = 63$ gramos/mol, por tanto, los moles que tenemos son $439'2:63 = 6'97$ moles en un litro.

$$\text{Molaridad} = \frac{6'97 \text{ moles}}{1 \text{ litro de disolución}} = 6'97 \text{ M}$$

Para la segunda parte del problema, hay que aplicar la fórmula

$$\text{Molaridad} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{litros de disolución}} \rightarrow 0'25 \text{ M} = \frac{\text{moles de soluto}}{0'5}$$

Por tanto, harían falta $0'5 \times 0'25 = 0'125$ moles de soluto. Hay que ver a qué volumen corresponde. Esto lo podemos hacer de dos formas:

OPCIÓN 1 – Haciendo una sencilla regla de 3

$6,97$ moles de HNO_3 -----están en----- 1 litro
 $0,125$ moles de HNO_3 ----- estarán en ----- x litros

Por tanto $x = (0,125 \times 1) / 6,97 = 0,017$ litros, es decir, 17 mililitros

OPCIÓN 2 –

Pasamos los moles a gramos multiplicando por la masa molar:

$$0'125 \text{ moles} = 0'125 \times 63 = 7'875 \text{ gramos hacen falta}$$

Y ahora hacemos la siguiente regla de tres:

100 gramos – 36 gramos soluto (porque hay un 36% en masa)

X gramos – $7'875$ gramos

$X = 21'875$ GRAMOS DE DISOLUCIÓN

Aplicando la fórmula de la densidad, despejamos de ella el volumen con estos gramos y la densidad que da el ejercicio:

$$v = 21'875/1220 = 0'017 \text{ litros}$$

4. Sea la siguiente reacción química: $\text{NaCl} + \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{AgCl} + \text{NaNO}_3$. Se hacen reaccionar 100 mL de nitrato de plata 0'5 M y 100 mL de cloruro de sodio 0'4 M.
- Razona cuál es el reactivo limitante
 - Indica los moles que reaccionarán de cada compuesto
 - Calcula la masa de cloruro de plata que se obtendrá
 - Calcula la masa del reactivo que está en exceso que queda sin reaccionar

En primer lugar, observamos que la reacción está ajustada, por lo que no hay que equilibrarla. Calculo las masas molares de los reactivos:

$$\text{Masa molar NaCl} = 23 + 35'5 = 58'5 \text{ g/mol}$$

$$\text{Masa molar AgNO}_3 = 108 + 14 + 3 \times 16 = 170 \text{ g/mol}$$

Según la reacción ajustada, reaccionan 1 mol de ambas sustancias, es decir, 58'5 gramos de NaCl y 170 gramos de nitrato de plata. Vemos ahora los gramos que tenemos de cada sustancia. En el caso del nitrato de plata:

Moles de nitrato de plata = $0'5\text{M} \times 0'100 \text{ litros} = 0'05 \text{ moles}$, que al multiplicarlos por su masa molar serán $0'05 \times 170 = 8'5 \text{ gramos}$.

En el caso del cloruro de sodio:

Moles de NaCl = $0'4\text{M} \times 0'100 \text{ litros} = 0'04 \text{ moles}$, que al multiplicarlos por su masa molar serán $0'04 \times 58'5 = 2'925 \text{ gramos}$.

Es decir, según la reacción ajustada, reaccionan 58'5 g de NaCl con 170 g de AgNO_3 , pero en realidad tenemos 2'925 g de NaCl y 8'5 g de AgNO_3 . Según estos datos, calculamos por ejemplo cuántos gramos de AgNO_3 reaccionarían partiendo de esos 2'925 g de NaCl:

$$58'5 \text{ g de NaCl} \text{ --- } 170 \text{ g de AgNO}_3$$

$$2'925 \text{ g de NaCl} \text{ --- } x \text{ g de AgNO}_3$$

$$x = 2'925 \times 170 / 58'5 = 8'5 \text{ g de AgNO}_3$$

Por tanto, obtenemos exactamente la misma cantidad de nitrato de plata de la que tenemos, es decir, los 2'925 g reaccionarán con la totalidad de los 8'5 g de nitrato que hay, luego no hay ningún reactivo limitante ni en exceso. Por tanto, tenemos las siguientes respuestas:

- No hay reactivo limitante
- 0'05 moles de nitrato de plata y 0'04 de NaCl
-
- No hay reactivo en exceso

Nos falta calcular el apartado c). Vemos que en la reacción ajustada se obtiene un mol de cloruro de plata, cuya masa molar es $108 + 35'5 = 143'5 \text{ g/mol}$. Por tanto, según la reacción ajustada, a partir de por ejemplo 58'5 gramos de NaCl, se obtienen 143'5 g de AgCl. Como en realidad hay 2'925 g de NaCl, hacemos una regla de 3 para calcular la masa obtenida:

$$58'5 \text{ g de NaCl} \text{ --- } 143'5 \text{ g de AgCl}$$

$$2'925 \text{ g de NaCl} \text{ --- } x \text{ g de AgCl}$$

$$x = 2'925 \times 143'5 / 58'5 = 7'17 \text{ g de AgCl}$$