

1. De los elementos O, S, Se y Te el menos electronegativo es el: a) O; b) S; c) Se; d) Te

Como la electronegatividad aumenta hacia arriba en un mismo grupo de la tabla periódica, el menos electronegativo es el que está más abajo en ese grupo, que es la opción d) Teluro

2. Dos isótopos de un mismo elemento tienen: a) el mismo comportamiento químico; b) el mismo comportamiento nuclear; c) el mismo número másico; d) distinto número atómico

Dos isótopos tienen el mismo comportamiento químico, por lo que la opción correcta es la a). No tienen el mismo comportamiento nuclear, pues los isótopos radiactivos tienen un núcleo atómico inestable. Además, tienen el mismo número atómico, pues no cambia el número de protones, pero no el mismo número másico, pues es la suma de protones y neutrones y precisamente lo que cambia de un isótopo a otro del mismo elemento es el número de neutrones.

3. ¿Cuál de las siguientes disoluciones de ácido nítrico contiene más HNO₃? a) 500 mL de una disolución 2M; b) 250 mL de una disolución 5M; c) 1L de una disolución 3M; d) 2L de una disolución 1M

Aplicamos la fórmula $M(\text{molaridad}) = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{litros de disolución}}$ y calculamos el número de moles.

- a) 500 ml = 0'5 l → moles = M x litros = 2 x 0'5 = 1 mol
b) 250 ml = 0'25 l → moles = M x litros = 5 x 0'25 = 1'25 moles
c) Moles = M x litros = 3 x 1 = 3 moles
d) Moles = M x litros = 1 x 2 = 2 moles

Por tanto la respuesta correcta es la c), porque es donde hay más moles de sustancia.

4. Señala de las siguientes sustancias aquella que conduce la corriente eléctrica en estado sólido: a) H₂O; b) C (grafito); c) NaCl; d) Ni

El agua pura no es conductora de la electricidad (lo es cuando lleva alguna sal disuelta), por lo que el hielo tampoco lo es. El cloruro de sodio es un compuesto iónico y como tal solo es conductor si se encuentra fundido, no en estado sólido. Y el nitrógeno es un no metal, y como tal, no es buen conductor. Ahora bien, por su estructura espacial, el grafito es un alotropo de carbono que tiene una estructura espacial distinta a la de otros compuestos de carbono como por ejemplo el diamante, que le hace ser conductor de la electricidad. Por tanto, la opción correcta es la b).

5. Indica en cuál de las siguientes sustancias se darán enlaces por puentes de hidrógeno: a) H₂; b) O₂; c) H₂O; d) NaCl

Para que haya un enlace de puente de hidrógeno, se necesita en una molécula un átomo de hidrógeno y en la otra molécula oxígeno, nitrógeno o flúor. El único caso posible es la opción c), pues se unen mediante puentes de hidrógeno un átomo de hidrógeno de una molécula de agua con el átomo de oxígeno de otra molécula de agua.

6. Dada la configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 5s^1$ correspondiente a un elemento cuyo símbolo representaremos por X, **es falso** que: a) su número atómico es 19; b) el átomo de X se encuentra en su estado fundamental; c) el átomo de X se encuentra en un estado excitado; d) el elemento X pertenece al grupo de los metales alcalinos

En este caso, el átomo tiene $2+2+6+2+6+1 = 19$ electrones, por tanto, no se puede decir que su número atómico no sea 19. Las opciones b) y c) son contrarias, luego una de las dos será la falsa: el átomo se va a encontrar en un estado excitado, porque en su estado fundamental la configuración electrónica sería: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$. Por ello, la opción falsa es la b) y además la opción d) es cierta porque tiene un solo electrón en la última capa, y los elementos que tienen un solo electrón en la última capa son los metales alcalinos que están en la primera columna de la tabla periódica.

7. La reacción entre un ácido y una base recibe el nombre de: a) corrosión; b) oxidación; c) neutralización; d) acidosis

La respuesta correcta es la c), pues es la definición de una reacción de neutralización.

8. ¿Cuál de las siguientes especies **no tiene** configuración electrónica de gas noble? a) Cs^+ ; b) S^{2-} ; c) Cl^- ; d) Rn^+

El Cs está en la primera columna de la tabla periódica, por lo que tiene un electrón en la última capa. El Cs^+ es el Cs que pierde un electrón, y por tanto queda con 54 electrones que es la configuración del gas noble Xenón.

El S^{2-} es un átomo de azufre que gana dos electrones. Por tanto pasa de tener 16 a 18 electrones, que es la configuración del gas Argón.

El Cl^- es un átomo de cloro que gana un electrón, por lo que pasa de tener 17 a 18 electrones, que es la configuración del gas Argón.

El Rn^+ es el gas noble radón que pierde un electrón, luego pierde su configuración de gas noble. Luego esta sería la respuesta correcta.

9. ¿En cuál de las siguientes cantidades hay un **mayor** número de átomos? a) 1 mol de moléculas de oxígeno; b) 0,5 moles de moléculas de CO_2 ; c) 50 g de agua; d) 1 mol de átomos de níquel

- a) 1 mol moléculas de oxígeno (O_2): 2 átomos/molécula $\times 6'023 \times 10^{23}$ moléculas = $2xN_a$
b) 0'5 moles de CO_2 : 3 átomos/molécula $\times 0'5 \times 6'023 \times 10^{23}$ moléculas = $1'5xN_a$
c) Molécula de agua = $H_2O \rightarrow$ La masa atómica del H es 1 u, y la masa atómica del oxígeno es 16 u. Por tanto, la masa molecular es $1 + 1 + 16 = 18$ u, y la masa molar (la de un mol) es 18 gramos. Si un mol de agua son 18 gramos, 50 gramos de agua son $50:18 = 2'77$ moles de agua. Como hay tres átomos por molécula y son 2,77 moles, en total habrá: $3 \times 2'77 \times N_a = 8'33 \times N_a$.
d) 1 mol de átomos de níquel = $1xN_a$

Por tanto, la opción correcta es la c)

10. El volumen que ocupa un mol de cualquier gas medido a 27°C y 700 mm es: a) 22,4 L;
b) 22,4 cm³; c) 26,7 L; d) depende del gas

$$P \cdot V = n \cdot 0'082 \cdot T$$

$$T = 27 + 273 = 300 \text{ K}$$

$$P = 700/760 = 0'92 \text{ atm}$$

$$0'92 \cdot V = 1 \cdot 0'082 \cdot 300 \rightarrow V = 26'74 \text{ litros}$$

Por tanto, la opción correcta es c)

11. Indica la afirmación verdadera: a) a temperatura constante la presión y el volumen de un gas varían de forma directamente proporcional; b) la ley de conservación de la masa sólo es válida para reacciones en las que los reactivos y productos son sólidos o líquidos, pues los gases no tienen masa; c) en una reacción química, la masa de los reaccionantes nunca es igual a la masa de los productos; d) en una reacción química, la masa de los reaccionantes es siempre igual a la masa de los productos

La d) por el principio de conservación de la masa o Ley de Lavoissier.

12. Para el compuesto NaBr, indica la afirmación falsa: a) tiene un punto de fusión alto; b) es un compuesto soluble en agua; c) su disolución acuosa no conduce la corriente eléctrica; d) es un compuesto iónico

El Na es metal y el Br es no metal, por lo que estamos ante un compuesto iónico. Por tanto, tienen un punto de fusión alto, son solubles y conducen la electricidad cuando están disueltos. En conclusión, la opción falsa es la c)

13. Indica la afirmación verdadera: a) las sustancias iónicas sólidas conducen la electricidad; b) el diamante es un sólido covalente reticular; c) los sólidos covalentes reticulares son fácilmente deformables; d) los sólidos metálicos no conducen bien el calor

La opción verdadera es la b), ya que el diamante es un sólido con enlaces covalentes en forma de red.



Además, las sustancias iónicas conducen la electricidad pero si están fundidas, los sólidos covalentes reticulares como el diamante son extremadamente duros, y los sólidos metálicos son buenos conductores de calor y electricidad.

14. Indica la afirmación **falsa**: a) los átomos neutros tienen partículas positivas y negativas; b) un átomo cargado positivamente ha ganado protones; c) un átomo cargado negativamente ha ganado electrones; d) un átomo neutro tiene igual número de protones y electrones

La opción falsa es la b) porque los átomos no pueden ganar ni perder protones.

15. Indica cuál de los siguientes núcleos **no** es un isótopo del mismo elemento: a) ${}^{14}_7X$; b) ${}^{13}_6X$; c) ${}^{15}_7X$; d) ${}^{12}_7X$

Los isótopos difieren en el número de neutrones. El número de arriba es el número másico (protones+neutrones) y el de abajo es el número atómico (protones). Como el número de protones en los isótopos es el mismo, la respuesta es la b) porque su número atómico es distinto (6).

16. Indica de las siguientes afirmaciones cuál es **falsa**: a) un mol de cualquier gas ocupa el mismo volumen en condiciones normales de presión y temperatura; b) a volumen fijo, la presión ejercida por un gas contenido en un recipiente aumenta con la temperatura; c) a temperatura fija, la presión ejercida por un gas aumenta con el volumen; d) a temperatura y volumen fijos, la presión ejercida por un gas contenido en un recipiente aumenta cuando se introduce más cantidad de gas en el mismo

La a) es verdadera, un mol de cualquier gas ocupa 22'4 litros en condiciones normales. La opción b) también lo es, porque a volumen fijo se cumple que $P_1/T_1 = P_2/T_2$, por lo que si aumenta la temperatura, aumenta la presión para que el cociente pueda mantenerse. La opción d) es cierta, porque si hay más gas, chocarán más partículas en su movimiento libre con las paredes del recipiente, aumentando la presión. Y por último, cabe concluir que la opción c) es falsa porque a temperatura constante, si aumenta la presión disminuye el volumen y viceversa, dada la relación $P_1 \times V_1 = P_2 \times V_2$.

17. Indica cuál de los siguientes grupos de tres valores correspondientes a los números cuánticos n, l y m, está permitido: a) 3,-1,1; b) 3,1,1; c) 2,2,0; d) 0,0,0

El a) no está permitido, porque el segundo número no puede ser negativo

El b) sí está permitido, porque estaría en un orbital de tipo 3p, luego esta es la correcta.

El c) no está permitido porque correspondería a un orbital 2d que no existe

El d) no está permitido porque el primer número es 0 y como indica el nivel de energía debe estar entre 1 y 7

18. Hacemos pasar una corriente de oxígeno gaseoso a través de 11 g de cobre en polvo y se forman 13,77 g de óxido de cobre (II) ¿cuál de las siguientes proporciones es posible?
- a) 11 g de Cu + 3,77 g de O₂ → 13,77 g de CuO ; b) 4 g de Cu + 1,5 g de O₂ → 5 g de CuO
c) 6 g de Cu + 2,5 g de O₂ → 8,5 g de CuO ; d) 6,35 g de Cu + 1,6 g de O₂ → 7,95 g de CuO

La fórmula de la reacción es: $\text{Cu} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CuO}$

La fórmula ajustada es: $2 \text{Cu} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{CuO}$. Calculamos los gramos que intervienen en la reacción ajustada:

Masa molecular Cu = 63'5 u → Masa molar Cu = 63'5 g/mol

Masa molecular O₂ = 16 + 16 = 32 u → Masa molar O₂ = 32 g/mol

Masa molecular CuO = 63'5 + 16 = 79'5 u → Masa molar CuO = 79'5 g/mol

Según la reacción ajustada hay:

2 moles Cu = 2 x 63'5 = 127 gramos

1 mol de oxígeno = 32 gramos

2 moles de CuO = 2 x 79'5 = 159 gramos

Como reaccionan 127 gramos de Cu y 32 gramos de oxígeno, divido $127/32 = 3'97$. Esto significa que reacciona 3,97 veces más cantidad de Cu que de oxígeno. Calculamos las proporciones en cada apartado dividiendo los gramos de Cu entre los de oxígeno, y la que se dé en la misma proporción, será la correcta:

- a) $11:3,77 = 2'91$
b) $4:1'5 = 2'66$
c) $6:2'5 = 2'4$
d) $6'35:1'6 = 3'97 \rightarrow$ Luego la opción correcta es la d)

19. Dado el catión Al^{3+} , indica cuál de las siguientes afirmaciones es cierta: a) posee 13 protones y 13 electrones; b) posee 13 protones y 16 electrones; c) posee 13 neutrones y 13 electrones; d) posee 13 protones y 10 electrones

Este catión tiene tres cargas positivas porque ha perdido tres electrones, luego tiene que tener 3 protones más que electrones. La única opción que cuadra con esto es la d).

20. Indica qué opción define el porcentaje en masa de una disolución: a) gramos de soluto por cada 100 gramos de disolvente; b) gramos de soluto por cada litro de disolución; c) moles de soluto por moles de disolvente; d) gramos de soluto por cada 100 gramos de disolución

Por definición, es la d)

21. Indica cuál de las siguientes frases es verdadera: a) en cada uno de los orbitales atómicos cabe sólo un electrón; b) la velocidad y la posición de un electrón pueden determinarse con exactitud en una corteza electrónica; c) el nº cuántico m está relacionado con la orientación espacial del orbital; d) en un mismo átomo pueden existir dos o más electrones con sus cuatro números cuánticos iguales

La a) es falsa porque caben 2. La b) es falsa porque se determina la región del espacio donde puede estar, pero no la posición exacta. La d) es falsa porque no puede haber dos electrones con los cuatro números cuánticos iguales. Y la c) es por tanto la verdadera.

22. Dados los elementos Ca, As, K y Br, indica qué elemento poseerá un mayor carácter metálico: a) Ca ; b) As ; c) K ; d) Br

Como están en la misma fila, es el que está más a la izquierda en la tabla, dado que el carácter metálico es mayor cuanto más a la izquierda está en el mismo periodo. Así que la opción correcta es la c) K.

23. Indica para el elemento de número atómico 37 y número másico 85 cuál de las siguientes afirmaciones es verdadera: a) posee 37 protones y 37 neutrones; b) posee 37 electrones y 48 neutrones; c) posee 48 protones y 37 electrones; d) posee 37 electrones y 37 neutrones

Número atómico = 37 → Número de protones y electrones

Tendrá $85 - 37 = 48$ neutrones

Luego por eliminación, la opción correcta es la b)

24. Indica cuál de los siguientes enunciados es verdadero: a) la molécula de agua es apolar; b) todas las moléculas apolares están formadas por átomos de un único elemento; c) las moléculas diatómicas homonucleares son siempre apolares; d) las moléculas diatómicas heteronucleares son siempre apolares

La a) es falsa porque la molécula de agua es polar. La b) es falsa porque puede haber moléculas apolares formadas por átomos de elementos distintos que están enlazados de forma simétrica, como el dióxido de carbono. La d) es falsa porque son siempre polares (ejemplo CO), y la opción verdadera es la c).

25. Una cierta masa de hidrógeno gaseoso ocupa un volumen de 1 litro a una presión de 1 atmósfera y 0°C. Sabiendo que $R = 0,082 \text{ atm.litro/mol.K}$, el nº de moles de H_2 es: a) 0,5; b) 2; c) 0,232; d) 0,0447

$$P \cdot V = n \cdot 0'082 \cdot T$$

$$1 \cdot 1 = n \cdot 0'082 \cdot 273$$

$$n = 0'04467$$

Por lo que la respuesta correcta es la d)

BLOQUE 2: PROBLEMAS

OPCIÓN A

1. Sea la reacción de combustión del etano, $C_2H_6 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$.
- Ajusta la reacción anterior.
 - Calcula el número de moles de dióxido de carbono que se formarán a partir de 60 g de C_2H_6 y 100 g de O_2 .
 - Calcula el nº de moléculas de agua que se producirán a partir de 25 moléculas de etano y el nº de moles de etano que reaccionarán con $4 \cdot 10^{24}$ moléculas de oxígeno.
- Datos: Número de Avogadro = $6,023 \cdot 10^{23}$

a) Tenemos los siguientes átomos:

<u>Reactivos</u>	<u>Productos</u>
C – 2 átomos	C – 1 átomo
H – 6 átomos	H – 2 átomos
O – 2 átomos	O – 2 + 1 = 3 átomos

Como están todos desajustados, empezamos ajustando los carbonos, con lo que la reacción queda de la siguiente manera:



y ahora tenemos

<u>Reactivos</u>	<u>Productos</u>
C – 2 átomos	C – 2 átomos
H – 6 átomos	H – 2 átomos
O – 2 átomos	O – 2·2 + 1 = 5 átomos

Ajustamos ahora el hidrógeno:



y ahora tenemos

<u>Reactivos</u>	<u>Productos</u>
C – 2 átomos	C – 2 átomos
H – 6 átomos	H – 3·2 = 6 átomos
O – 2 átomos	O – 2·2 + 3 = 7 átomos

Para ajustar ahora el oxígeno, habría que multiplicar el reactivo por 7/2, teniendo que:



y ahora tenemos

<u>Reactivos</u>	<u>Productos</u>
C – 2 átomos	C – 2 átomos
H – 6 átomos	H – 3·2 = 6 átomos
O – 2·7/2= átomos	O – 2·2 + 3 = 7 átomos

Pero como no podemos tener fracciones, multiplicamos todos los coeficientes por el denominador (que es 2), y por tanto la reacción ajustada es:



b) Según la reacción ajustada, reaccionan 2 moles de C_2H_6 y 7 de O_2 . Calculamos las masas molares de ambos compuestos y las multiplicamos por este número de moles, para ver cuántos gramos de cada sustancia reaccionan en la reacción ajustada:

$$\text{Masa molar } \text{C}_2\text{H}_6 = 2 \cdot 12 + 6 \cdot 1 = 30 \text{ g/mol}$$

$$\text{Masa molar } \text{O}_2 = 2 \cdot 16 = 32 \text{ g/mol}$$

$$\text{Gramos que reaccionan de } \text{C}_2\text{H}_6 = 2 \cdot 30 = 60 \text{ gramos}$$

$$\text{Gramos que reaccionan de } \text{O}_2 = 7 \cdot 32 = 224 \text{ gramos}$$

Tenemos los 60 gramos de C_2H_6 que reaccionan según la reacción balanceada, pero no llegamos a los 224 gramos de oxígeno, sino que hay 100. Por tanto, el oxígeno será el reactivo limitante, reaccionando los 100 gramos de oxígeno por completo, pero no los 60 de etano. Como reacciona completamente el oxígeno, planteamos una regla de 3 con estas cantidades para determinar los moles de dióxido de carbono que se obtendrán:

Según la reacción: 224 gramos de oxígeno ---producen--- 4 moles de dióxido de carbono

100 gramos de oxígeno ---producirán--- x moles de dióxido de carbono

$$x = 100 \times 4 / 224 = 1,79 \text{ moles de dióxido de carbono se obtendrán}$$

c) Según los coeficientes de la reacción ajustada, 2 moléculas de etano producen 6 moléculas de agua, por lo que a partir de 25 moléculas de etano, haciendo una regla de 3, se obtendrán:

2 moléculas etano --- 6 moléculas de agua

25 moléculas etano --- x moléculas de agua

$$x = 25 \times 6 / 2 = 75 \text{ moléculas de agua}$$

Según los coeficientes de la reacción ajustada, 2 moléculas de etano reaccionan con 7 moléculas de oxígeno, por lo que haciendo una regla de 3:

2 moles etano --- 7 x 6'023 x 10²³ moléculas de oxígeno (que son 7 moles)

x moles etano --- 4 x 10²⁴ moléculas de agua

$$x = 2 \times 4 \times 10^{24} / (7 \times 6'023 \times 10^{23}) = 1'897 \text{ moles}$$

2. Se tiene un recipiente de 10 litros que contiene nitrógeno gas a 0° C y 1,5 atm. Posteriormente, se introducen en el mismo recipiente 5 g de oxígeno gas sin cambiar la temperatura. Calcula:
- Los gramos iniciales de nitrógeno que hay en el recipiente.
 - La fracción molar de cada uno de los gases contenidos en el recipiente tras la mezcla.
 - La presión total de la mezcla.

Datos: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}/\text{mol}\cdot\text{K}$

a) Calculamos los moles

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow n = \frac{1'5 \cdot 10}{0'082 \cdot (0+273)} = 0'67 \text{ moles de nitrógeno gas}$$

Calculamos la masa molar del gas nitrógeno $N_2 = 14 + 14 = 28 \text{ g/mol}$

Por tanto, habrá $0'67 \times 28 = 18'76 \text{ gramos}$

b) Calculamos los moles que se introducen de oxígeno:

Calculamos la masa molar del gas oxígeno $O_2 = 16 + 16 = 32 \text{ g/mol}$

Por tanto, habrá $5 : 32 = 0'156 \text{ moles de oxígeno}$

Calculamos las fracciones molares:

$$X_{\text{nitrógeno}} = \frac{\text{moles nitrógeno}}{\text{moles totales}} = \frac{0'67}{0'67 + 0'156} = 0'811$$

$$X_{\text{oxígeno}} = \frac{\text{moles oxígeno}}{\text{moles totales}} = \frac{0'156}{0'67 + 0'156} = 0'189$$

c) $P \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow P \cdot 10 = (0'67 + 0'156) \cdot 0'082 \cdot 273 \rightarrow P = 1'85 \text{ atm}$

OPCIÓN B

1. La composición centesimal de un hidrocarburo gaseoso es la siguiente: 80% de C y 20% de H. La densidad de este gas es de 1,339 g/L en condiciones normales.
- Determina la fórmula empírica del gas.
 - Determina la fórmula molecular del gas.
 - Calcula el nº de átomos de C e H contenidos en 5 moles de dicho hidrocarburo.

Datos: Número de Avogadro = $6,023 \cdot 10^{23}$

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

a. $C \rightarrow 80/12 = 6'66$

b. $H \rightarrow 20/1 = 20$

Ahora dividimos todos los resultados por el más pequeño:

a. $C \rightarrow 6'66/6'66 = 1$

b. $H \rightarrow 20/6'66 = 3$

La fórmula empírica es CH_3

b) Nos hace falta la masa molecular del compuesto.

Según la densidad, en 1 litro, hay 1'339 gramos en condiciones normales (1 atm, 0°C=273°K). Veamos a cuantos moles corresponden.

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow 1 \cdot 1 = n \cdot 0'082 \cdot 273 \rightarrow n = 0'044 \text{ moles}$$

Es decir, en 1 litro habrá 0'044 moles que corresponden a 1'339 gramos. Por tanto, haciendo una regla de 3, la masa molar será:

$$0'044 \text{ moles} \rightarrow 1'339 \text{ gramos}$$

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

$$x = 1'339 \times 1 / 0'044 = 30'43 \text{ gramos/mol, por lo que su masa molecular es } 30'43 \text{ u}$$

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

$30'43 / (12+3) = 2'02$, es decir, aproximadamente 2. Por tanto, multiplicamos los coeficientes de la fórmula empírica por 2 y tenemos que la fórmula molecular es C_2H_6

c) Átomos de C = 5 moles x 2 átomos/molécula x $6'023 \times 10^{23}$ moléculas/mol = $6'023 \times 10^{24}$
Átomos de C = 5 moles x 6 átomos/molécula x $6'023 \times 10^{23}$ moléculas/mol = $1'8069 \times 10^{25}$

2. Un recipiente A contiene 1 litro de disolución 5 M de hidróxido de sodio (NaOH) en agua. Otro recipiente B contiene 10 litros de disolución 1 M del mismo compuesto.

- ¿Cuál de ellos contiene más gramos de hidróxido de sodio?
- Calcula la molaridad de la disolución resultante al mezclar los contenidos de A y B.
- Si la disolución resultante tiene una densidad de $1,05 \text{ g/cm}^3$, ¿cuál es el % en masa de la disolución?

a) Aplicamos la fórmula de la molaridad para despejar los moles que hay:

$$\text{Moles de soluto} = \text{Molaridad} \times \text{litros de disolución}$$

En el recipiente A habrá $5 \text{ M} \times 1 \text{ litro} = 5 \text{ moles}$

En el recipiente B habrá $1 \text{ M} \times 10 \text{ litros} = 10 \text{ moles}$.

Por tanto, tiene más gramos el recipiente B al haber más moles.

$$\text{b) Molaridad} = \frac{\text{Suma de moles}}{\text{suma de litros}} = \frac{5+10}{1+10} = 1'36 \text{ M}$$

c) $D = 1'05 \text{ g/cm}^3 = 1'05 \times 1000 \text{ g/l} = 1050 \text{ g/l}$. Es decir, en 1 litro de disolución, hay 1050 gramos. Como la molaridad resultante es 1'36, significa que hay 1'36 moles de sustancia en un litro de disolución. Si calculamos los gramos a los que equivalen esos 1'36 moles, obtendremos los gramos de soluto que hay en un litro de disolución. Calculamos la masa molar del NaOH, que es $23 + 16 + 1 = 40$ gramos. Por tanto, en 1'36 moles habrá $1'36 \times 40 = 54'5$ gramos. Por tanto, en 1 litro hay 1050 gramos de disolución, de los cuáles 54'5 gramos son de NaOH, por lo que su % en masa es $54'5 \times 100 / 1050 = 5'19\%$.