	Pruebas de Acceso a las Universidades de Castilla y León	**QUÍMICA**	**Texto para los Alumnos** **2 páginas**

CRITERIOS GENERALES DE EVALUACIÓN

El alumno deberá contestar a uno de los dos bloques A o B con sus problemas y cuestiones. Cada bloque consta de cinco preguntas. Cada una de las preguntas puntuará como máximo dos puntos.

La calificación máxima (entre paréntesis al final de cada pregunta) la alcanzarán aquellos ejercicios que, además de bien resueltos, estén bien explicados y argumentados, cuidando la sintaxis y la ortografía y utilizando correctamente el lenguaje científico, las relaciones entre las cantidades físicas, símbolos, unidades, etc.

DATOS GENERALES

Los valores de las constantes de equilibrio que aparecen en los problemas deben entenderse que hacen referencia a presiones expresadas en atmósferas y concentraciones expresadas en $mol \cdot L^{-1}$.

Constantes universales

$N_A = 6{,}0221 \cdot 10^{23}\ mol^{-1}$

$u = 1{,}6605 \cdot 10^{-27}\ kg$

$R = 8{,}3145\ J\ K^{-1}\ mol^{-1} = 0{,}082\ atm\ L\ K^{-1}\ mol^{-1}$

$F = 96.485\ C\ mol^{-1}$

$1\ atm = 1{,}0133 \cdot 10^{5}\ N\ m^{-2}$

$e = 1{,}602 \cdot 10^{-19}\ C$

Masas atómicas:

H = 1,008; C = 12,01; O =16,00; Mg = 24,31; S = 32,07; Cl = 35,45; K = 39,10; Ca = 40,08; Mn = 54,94.

BLOQUE A

1. La glucosa es un azúcar de fórmula molecular $C_6H_{12}O_6$. Si se disponen de 90 g de glucosa, determine:

a. La cantidad de carbono y de hidrógeno que contiene, expresándolas como número de moles de carbono y volumen de hidrógeno medido en condiciones normales. (hasta 1,0 punto)

b. Los gramos de agua que se obtienen cuando tiene lugar, en exceso de aire, la combustión completa, sabiendo que el otro producto de la reacción de combustión es el dióxido de carbono. (hasta 1,0 punto)

2. Para las siguientes moléculas: H_2O, NH_3, CH_4 y HCl indique, razonando la respuesta:

a. Estructura electrónica de Lewis. (hasta 0,8 puntos)

b. Geometría. (hasta 0,6 puntos)

c. Polaridad. (hasta 0,6 puntos)

3. El permanganato potásico reacciona con el sulfuro de hidrógeno, en medio ácido sulfúrico, dando, entre otros productos, azufre elemental y sulfato de manganeso(II).

a. Escriba y ajuste la reacción por el método del ión-electrón. (hasta 1,0 punto)

b. Indique las especies que se oxidan o se reducen, indicando cual es la especie oxidante y cual es la especie reductora. (hasta 0,5 puntos)

c. Suponiendo que la reacción es total, calcule los gramos de $KMnO_4$ que habrá que utilizar para obtener 4 g de azufre elemental. (hasta 0,5 puntos)

4. El $CaCO_3(s)$ se descompone térmicamente para dar CaO(s) y $CO_2(g)$.

a. Calcule el cambio de entalpía en kJ cuando en la reacción se producen 48,02 g de CO_2. (hasta 1,0 punto)

b. Razone la espontaneidad de una reacción química en función de los posibles valores positivos o negativos de ΔH y ΔS. (hasta 1,0 punto)

Datos: $\Delta H_f^o CaO(s) = -635{,}6$ kJ/mol; $\Delta H_f^o CO_2(g) = -393{,}5$ kJ/mol; $\Delta H_f^o CaCO_3(s) = -1206{,}9$ kJ/mol

5. Se quiere preparar una disolución de H_2SO_4 del 20 % y densidad 1,14 g/cm^3 a partir de una disolución concentrada del 98 % y densidad 1,84 g/cm^3.

a. Determine la molaridad de la disolución concentrada. (hasta 0,8 puntos)

b. Calcule la cantidad, en volumen, de H_2SO_4 concentrado que hay que tomar para preparar 100 ml de la disolución diluida. (hasta 0,8 puntos)

c. Escriba como procedería en la preparación de la disolución diluida, citando el material de laboratorio que usaría. (hasta 0,4 puntos)

BLOQUE B

1. El carbonato de magnesio reacciona con ácido clorhídrico para dar cloruro de magnesio, dióxido de carbono y agua.

a. Calcule el volumen de ácido clorhídrico, de densidad 1,16 g/cm^3 y 32 % en peso, que se necesitará para que reaccione con 30,4 g de carbonato de magnesio. (hasta 1,0 punto)

b. Si en el proceso anterior se obtienen 7,6 litros de dióxido de carbono, medidos a 1 atm y 27 ºC, ¿Cuál ha sido el rendimiento de la reacción? (hasta 1,0 punto)

2. El vanadio, de número atómico 23, se encuentra en la naturaleza formando dos isótopos con masas iguales a 50 y 51 uma.

a. Determinar el número de neutrones y de protones que tiene cada uno de los isótopos. (hasta 0,6 puntos)

b. Escribir la configuración electrónica del vanadio. (hasta 0,6 puntos)

c. Calcular la abundancia relativa de los dos isótopos si la masa atómica, que aparece en las tablas periódicas, del vanadio es igual a 50,94 uma. (hasta 0,8 puntos)

3. **a.** La reacción $N_2O_4(g) \leftrightarrows 2\ NO_2(g)$ transcurre a 150 ºC con una $K_c = 3{,}20$.
¿Cuál debe ser el volumen del reactor en la que se realiza la reacción para que estén en equilibrio 1 mol de $N_2O_4(g)$ con 2 moles de NO_2 (g)? (hasta 1,0 punto)

b. Responda, razonadamente, si la siguiente proposición es cierta o falsa: "Un cambio de presión en cualquier reacción química en equilibrio modifica siempre las concentraciones de los componentes" (hasta 1,0 punto)

4. **a.** Calcule la constante de ionización de un ácido débil monoprótico que está ionizado al 2,5 % en disolución 0,2 M. (hasta 1,0 punto)

b. Se desea preparar 1 litro de disolución de ácido clorhídrico que tenga el mismo pH que la disolución anterior. ¿Qué volumen de HCl de concentración 0,4 M habrá que tomar? (hasta 1,0 punto)

5. Nombre los compuestos orgánicos y los grupos funcionales que contienen. Señale el tipo de hibridación que presentan los átomos de carbono.

a. $CH_3 – CH_2 – CONH_2$ (hasta 0,5 puntos)

b. $CH_3 – CHOH – CH_2 – CH_3$ (hasta 0,5 puntos)

c. $CH_3 – CH_2 – NH – CH_3$ (hasta 0,5 puntos)

d. $CH_3 – CH_2 – COOCH_3$ (hasta 0,5 puntos)

SOLUCIÓN DE LA PRUEBA DE ACCESO

AUTOR: Julio Egea Egea

Opción A

1 ***a)*** Calculamos la masa molar de la glucosa y los moles en los 90 g:

$$M_{C_6H_{12}O_6} = 72{,}06 \text{ g de C} + 12{,}096 \text{ g H} + 96 \text{ g de O} = 180{,}156 \text{ g/mol}$$

$$n = \frac{m}{M} = \frac{90 \text{ g}}{180{,}156 \text{ g/mol}} = 0{,}499\,5 \approx 0{,}5 \text{ mol de glucosa}$$

$$\text{n.º de moles de C} = 0{,}5 \text{ mol de glucosa} \cdot \frac{6 \text{ mol de C}}{1 \text{ mol de glucosa}} = 3{,}0 \text{ mol de C}$$

Otra forma de resolverlo

$$0{,}5 \text{ mol de glucosa} \cdot \frac{72{,}6 \text{ g de C}}{1 \text{ mol de glucosa}} \cdot \frac{1}{12{,}01 \text{ g/mol de C}} = 3{,}02 \text{ mol de C}$$

Cantidad de hidrógeno:

$$n \text{ de } H_2 = 0{,}5 \text{ mol de glucosa} \cdot \frac{12 \text{ mol de H}}{1 \text{ mol de glucosa}} \cdot \frac{1 \text{ mol de } H_2}{2 \text{ mol de H}} = 3 \text{ mol de } H_2$$

$$0{,}5 \text{ mol de glucosa} \cdot \frac{12 \text{ mol de H}}{1 \text{ mol de glucosa}} \cdot \frac{1 \text{ mol de } H_2}{2 \text{ mol de H}} \cdot \frac{22{,}4 \text{ L en CN}}{1 \text{ mol de } H_2} = 67{,}2 \text{ L en CN}$$

b) Se plantea la reacción con los datos que tenemos:

Reacción	$C_6H_{12}O_6\,(s) + 6\,O_2\,(g) \rightarrow 6\,CO_2\,(g) + 6\,H_2O\,(g)$	
***M* (uma)**	180,156	18,016
***m* reaccionante (g)**	180,156	108,096
Datos	90	

$$90 \text{ g de glucosa} \cdot \frac{108{,}096 \text{ g de } H_2O}{180{,}156 \text{ g de glucosa}} = 53{,}953 \text{ g} \simeq 54 \text{ g de } H_2O$$

Es decir, se obtienen 54 g de H_2O.

2 Se realizarán los cálculos de los electrones compartidos y no compartidos aplicando Lewis y luego se procederá a la representación en el plano de la molécula.

H (1): $1s^1 \Rightarrow$ capa de valencia: $1s^1$

O (8): $1s^2\,2s^2\,2p^4 \Rightarrow$ capa de valencia: $2s^2\,2p^4$

N.º de huecos en la capa de valencia: $\underbrace{2 \cdot 2}_{\text{huecos del H}} + \underbrace{8 \cdot 1}_{\text{huecos del O}} = \underbrace{12}_{\text{total de huecos}}$

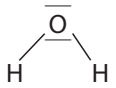
N.º de electrones en la capa de valencia: $\underbrace{1 \cdot 2}_{e^- \text{ del H}} + \underbrace{6 \cdot 1}_{e^- \text{ del O}} = \underbrace{8}_{\text{total de electrones}}$

N.º de electrones compartidos:

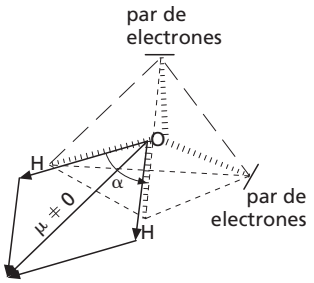
$$\underbrace{12}_{\text{huecos}} - \underbrace{8}_{e^-} = 4 \Rightarrow \frac{4}{2} = 2 \text{ pares compartidos}$$

N.º de e^- sin compartir: $\underbrace{8}_{e^- \text{ existentes}} - \underbrace{4}_{e^- \text{ compartidos}} = 4 \Rightarrow \frac{4}{2} = 2$ pares sin compartir

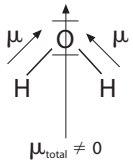
Según Lewis, cada átomo se rodea de un octeto (excepto en los casos de hipovalencia e hipervalencia, y el H con un par), por lo que el O se sitúa como átomo central. La molécula se puede representar como se indica en el esquema.



Geometría: al tener el oxígeno, dos pares de electrones libres, estos se sitúan en los vértices de un tetraedro, y en los otros dos vértices se sitúan los átomos de H, pero como la molécula tiene solo tres átomos, es angular.



Polaridad: como el oxígeno posee dos pares de electrones libres, los electrones de los enlaces con el hidrógeno se alejan de ellos y se forma una molécula angular en la que los momentos dipolares van en distinta dirección y el resultado final de la suma de los vectores $\vec{\mu}$ tiene un determinado valor; por tanto, la molécula es **polar.**



Molécula de NH_3

N (7): $1s^2\,2s^2\,2p^3 \Rightarrow$ capa de valencia: $2s^2\,2p^3$

H (1): $1s^1 \Rightarrow$ capa de valencia: $1s^1$

N.º de huecos en la capa de valencia: $\underbrace{8 \cdot 1}_{\text{huecos del N}} + \underbrace{2 \cdot 3}_{\text{huecos del H}} = \underbrace{14}_{\text{total de huecos}}$

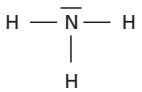
N.º de electrones en la capa de valencia: $\underbrace{5 \cdot 1}_{e^- \text{ del N}} + \underbrace{1 \cdot 3}_{e^- \text{ del H}} = \underbrace{8}_{\text{total de electrones}}$

N.º de electrones compartidos: $\underbrace{14}_{\text{huecos}} - \underbrace{8}_{e^-} = 6 \Rightarrow \frac{6}{2} = 3$ pares compartidos

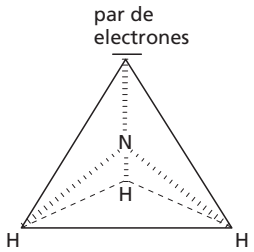
N.º e^- sin compartir: $\underbrace{8}_{e^- \text{ existentes}} - \underbrace{6}_{e^- \text{ compartidos}} = 2 \Rightarrow \frac{2}{2} = 1$ par sin compartir

© Oxford University Press España, S. A.

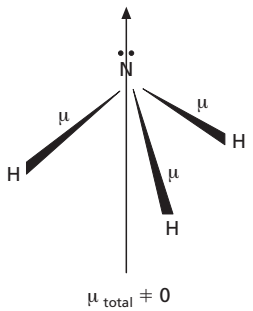
Según Lewis, cada átomo se rodea de un octeto (excepto en los casos de hipovalencia e hipervalencia, y el H con un par), por lo que el N se sitúa como átomo central, tal como aparece en el esquema.



Geometría: según la teoría de la RPECV, los tres pares de que se rodea el N se disponen en las posiciones más alejadas posibles, que corresponden a un triángulo equilátero; pero como el N dispone de un par libre, consigue que este haga repulsión con los demás y adopte una estructura **piramidal trigonal** como la de la figura.



Polaridad: como el N posee un par de electrones libres, estos se alejan de los tres electrones enlazados a los átomos de H y se forma una molécula **piramidal** en la que los momentos dipolares van en distinta dirección y la suma de los vectores $\vec{\mu}$ tiene un determinado valor; por tanto, la molécula es **polar.**



Molécula de CH_4

C (6): $1s^2\ 2s^2\ 2p^2 \Rightarrow$ capa de valencia: $2s^2\ 2p^2$

H (1): $1s^1 \Rightarrow$ capa de valencia: $1s^1$

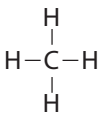
N.° de huecos en la capa de valencia: $\underbrace{8 \cdot 1}_{\text{huecos del C}} + \underbrace{2 \cdot 4}_{\text{huecos del H}} = \underbrace{16}_{\text{total de huecos}}$

N.° de electrones en la capa de valencia: $\underbrace{4 \cdot 1}_{e^- \text{ del C}} + \underbrace{1 \cdot 4}_{e^- \text{ del H}} = \underbrace{8}_{\text{total de electrones}}$

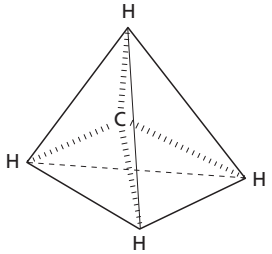
N.° de electrones compartidos: $\underbrace{16}_{\text{huecos}} - \underbrace{8}_{e^-} = 8 \Rightarrow \frac{8}{2} = 4$ pares compartidos

N.° e^- sin compartir: $\underbrace{8}_{e^- \text{ existentes}} - \underbrace{8}_{e^- \text{ compartidos}} = 0 \Rightarrow 0$ par sin compartir

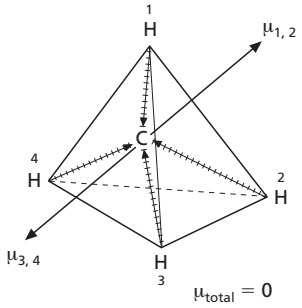
Según Lewis, cada átomo se rodea de un octeto (excepto en los casos de hipovalencia e hipervalencia, y el H con un par), por lo que el C se sitúa como átomo central.



Geometría: según la teoría TRPECV, los pares de electrones se situarán lo más alejados posible unos de otros, lo que corresponde a una geometría tetraédrica, en la que el átomo de carbono se sitúa en el centro del tetraedro regular y los otros cuatro átomos en los vértices; por tanto, la molécula es **tetraédrica.**



Polaridad: como el átomo de carbono es más electronegativo que el de hidrógeno, atraerá a los electrones de enlace hacia sí y se creará un momento dipolar diferente de cero en cada enlace, pero, como los momentos dipolares $\vec{\mu}$ están dirigidos desde el centro del tetraedro hacia los vértices del mismo, se anulan los efectos, puesto que la suma total de los cuatro vectores es nula; por tanto, el momento dipolar total es cero y la **molécula** será **apolar.**



Molécula de HCl

H (1): $1s^1 \Rightarrow$ capa de valencia: $1s^1$

Cl (17): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5 \Rightarrow$ capa de valencia: $3s^2\ 3p^5$

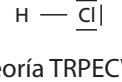
N.° de huecos en la capa de valencia: $\underbrace{2 \cdot 1}_{\text{huecos del H}} + \underbrace{8 \cdot 1}_{\text{huecos del C}} = \underbrace{10}_{\text{total de huecos}}$

N.° de electrones en la capa de valencia: $\underbrace{1 \cdot 1}_{e^- \text{ del H}} + \underbrace{7 \cdot 1}_{e^- \text{ del C}} = \underbrace{8}_{\text{total de electrones}}$

N.° de electrones compartidos: $\underbrace{10}_{\text{huecos}} - \underbrace{8}_{e^-} = 2 \Rightarrow \frac{2}{2} = 1$ par compartido

N.° e^- sin compartir: $\underbrace{8}_{e^- \text{ existentes}} - \underbrace{2}_{e^- \text{ compartidos}} = 6 \Rightarrow \frac{6}{2} = 3$ pares sin compartir

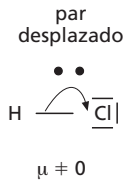
Según Lewis, cada átomo se rodea de un octeto (excepto en los casos de hipovalencia e hipervalencia, y el H con un par), por lo que la molécula se puede representar como se indica en el esquema adjunto:



Geometría: según la teoría TRPECV, los pares de electrones se situarán lo más alejados posible unos de otros, lo que corresponde a una geometría **lineal;** el átomo de cloro se sitúa en línea a 180° del átomo de hidrógeno.

© Oxford University Press España, S. A.

Polaridad: como el átomo de cloro es más electronegativo que el de hidrógeno, atraerá con más fuerza a los electrones de enlace y se creará un momento dipolar diferente de cero; por tanto, la molécula es **lineal polar.**



3 ***a)*** y ***b)*** Se plantea la reacción según la descripción del enunciado:

$$KMnO_4 + H_2S + H_2SO_4 \rightarrow S + MnSO_4 + K_2SO_4 + H_2O$$

Para el ajuste de estas reacciones por el método del ion-electrón, hay que tener en cuenta el ion (anión o cátion donde está la especie que cambia), después se realiza el balance de masas y de cargas y, sumando ambas, se obtiene la ecuación iónica general.

Teniendo en cuenta las especies que cambian de número de oxidación, las semirreacciones respectivas son:

$$2 \cdot \left(\underbrace{\overbrace{MnO_4^-}^{7+}}_{\text{oxidante}} + 8\,H^+ + 5\,e^- \rightarrow Mn^{2+} + 4\,H_2O \right) \quad \text{Reducción (ganancia de electrones)}$$

$$5 \cdot \left(\underbrace{S^{2-}}_{\text{reductor}} - 2\,e^- \rightarrow S^0 \right) \quad \text{Oxidación (pérdida de electrones)}$$

$$2\,MnO_4^- + 16\,H^+ + 5\,S^{2-} \rightarrow 2\,Mn^{2+} + 8\,H_2O + 5\,S^0$$

Ahora pasamos a las especies moleculares, teniendo en cuenta las moléculas que no han intervenido en el ajuste y adjudicando, de los 16 H^+, 10 al H_2S y 6 al H_2SO_4. Tras reordenar la ecuación según el planteamiento original, queda:

$$2\,KMnO_4 + 5\,H_2S + 3\,H_2SO_4 \rightarrow$$
$$\rightarrow 5\,S + 2\,MnSO_4 + K_2SO_4 + 8\,H_2O$$

El MnO_4^- se reduce y el S^{2-} se oxida.

c)

$$2\,KMnO_4 + 5\,H_2S + 3\,H_2SO_4 \rightarrow 5\,S + 2\,MnSO_4 + K_2SO_4 + 8\,H_2O$$

158,04 uma	32,07 uma
316,08 g	160,35 g
?	4 g

$$4 \text{ g de S} \cdot \frac{316{,}08 \text{ g de } KMnO_4}{160{,}35 \text{ g de S}} = 7{,}885 \text{ g de } KMnO_4$$

4 ***a)*** Se plantea la reacción descrita en el enunciado, se ajusta su ecuación y se reordenan los datos para mayor claridad:

$$CaCO_3\,(s) \rightarrow CaO\,(s) + CO_2\,(g)$$

ΔH_f^o (kJ/mol)	−1 206,9	−635,6	−393,5

$$\Delta H_R^o = \sum n\Delta H^o(P) - \sum n\Delta H^o(R) = [(-635{,}6) + (-393{,}5)] - [(-1\,206{,}9)] = +177{,}8 \text{ kJ/mol}$$

$\Delta H_R^o > 0$; por tanto, la reacción será **endotérmica.**

Se resolverá por masas y, como se parte de la ecuación de la reacción ajustada, se tiene que:

Reacción	$CaCO_3$ (s) →	CaO (s) +	CO_2 (g)
M **(uma)**	100	56	44,01
m **reaccionante (g)**	100	56	44,01
Datos			48,02

Se necesitan 177,8 kJ para descomponer 1 mol de $CaCO_3$; por estequiometría se sabe también que se producen 44 g de CO_2; por tanto, se puede calcular que:

$$48{,}02 \text{ g de } CO_2 \cdot \frac{177{,}8 \text{ kJ}}{44{,}01 \text{ g de } CO_2} = 194{,}00 \text{ kJ}$$

b) La espontaneidad de una reacción viene dada por el signo de la energía libre de Gibbs:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

Si $\Delta G < 0$, la reacción es espontánea.

Si $\Delta G > 0$, la reacción es no espontánea.

Si $\Delta G = 0$, la reacción está en equilibrio.

Estudiaremos el signo de ΔG en los siguientes cuatro casos:

- Caso 1: $\Delta H > 0$ y $\Delta S > 0$.
- Caso 2: $\Delta H > 0$ y $\Delta S < 0$.
- Caso 3: $\Delta H < 0$ y $\Delta S > 0$.
- Caso 4: $\Delta H < 0$ y $\Delta S < 0$.

Caso 1				
$\Delta G = +[\Delta H - T\Delta S]$				
Estudio de signos	$\Delta H > 0$	−	T	$\Delta S > 0$
	+	−		
Signo de ΔG	Si $T\Delta S < \Delta H$; $\Delta G > 0 \Rightarrow$ No espontánea a T baja			
	Si $T\Delta S > \Delta H$; $\Delta G < 0 \Rightarrow$ Espontánea a T alta			

Caso 2				
$\Delta G = +[\Delta H - T\Delta S]$				
Estudio de signos	$\Delta H > 0$	−	T	$\Delta S < 0$
	+	+		
Signo de ΔG	$\Delta G > 0 \Rightarrow$ No espontánea			

Caso 3				
$\Delta G = +[\Delta H - T\Delta S]$				
Estudio de signos	$\Delta H < 0$	−	T	$\Delta S > 0$
	−	−		
Signo de ΔG	$\Delta G < 0 \Rightarrow$ Espontánea			

Caso 4				
$\Delta G = +[\Delta H - T\Delta S]$				
Estudio de signos	$\Delta H < 0$	−	T	$\Delta S < 0$
	−	+		
Signo de ΔG	Si $T\Delta S > \Delta H$; $\Delta G > 0 \Rightarrow$ No espontánea a T alta			
	Si $T\Delta S < \Delta H$; $\Delta G < 0 \Rightarrow$ Espontánea a T baja			

© Oxford University Press España, S. A.

El estudio anterior se puede resumir en la siguiente tabla:

Caso	ΔH	ΔS	$\Delta G = +\Delta H - T\Delta S$	Temperatura	Espontaneidad
1	> 0	> 0	Si $T\Delta S < \Delta H$; $\Delta G > 0$	Baja	No espontánea
			Si $T\Delta S > \Delta H$; $\Delta G < 0$	Alta	Espontánea
2	> 0	< 0	$\Delta G > 0$	A todas las T	No espontánea
3	< 0	> 0	$\Delta G < 0$	A todas las T	Espontánea
4	< 0	< 0	Si $T\Delta S < \Delta H$; $\Delta G < 0$	Baja	Espontánea
			Si $T\Delta S > \Delta H$; $\Delta G > 0$	Alta	No espontánea

5 ***a)*** y ***b)*** Se calcula primero la molaridad del H_2SO_4 disponible, es decir, del ácido concentrado, para luego proceder a igualar los moles que hay que obtener de este ácido para preparar los 100 mL solicitados.

Base de cálculo: 1 L de ácido sulfúrico del 98 % en masa y $\rho = 1{,}84$ g/cm^3.

$$\rho = \frac{m}{V}$$

$$m = \rho V = 1{,}84 \text{ g/cm}^3 \cdot 1\,000 \text{ cm}^3 = 1\,840 \text{ g de masa tiene el litro de ácido concentrado}$$

$$m \text{ de } H_2SO_4 \text{ puro en 1 L} = 1\,840 \text{ g} \cdot 0{,}98 = 1\,803{,}2 \text{ g}$$

$$n_{H_2SO_4} \text{ (contenidos en 1 L)} = \frac{m}{M} = \frac{1\,803{,}2 \text{ g}}{98{,}086 \text{ g/mol}} = 18{,}38 \text{ mol}$$

Como estos moles están en el litro considerado, la molaridad será:

$$M = \frac{n}{V} = \frac{18{,}38 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 18{,}38 \text{ M}$$

Nota: los cálculos anteriores se pueden resumir en la siguiente fórmula:

$$\text{molaridad} = \frac{r\,(^{o}/1)\text{ (riqueza en tanto por uno)} \cdot \rho\text{ (g/L)}}{M}$$

$$M = \frac{0{,}98 \cdot 1\,840 \text{ g/L}}{98{,}086 \text{ g/mol}} = 18{,}38 \text{ mol/L} = 18{,}38 \text{ M}$$

De la misma forma se calcula la molaridad de la disolución que se desea preparar:

$$M' = \frac{0{,}20 \cdot 1\,140 \text{ g/L}}{98{,}086 \text{ g/mol}} = 2{,}32 \text{ mol/L} = 2{,}32 \text{ M}$$

Igualando los moles necesarios a los moles deseados para obtener la disolución pedida, queda:

$$VM = V'M'$$

$$V = \frac{V'M'}{M} = \frac{100 \text{ mL} \cdot 2{,}32 \text{ M}}{18{,}38 \text{ M}} = 12{,}62 \text{ mL de ácido concentrado}$$

Para obtener la disolución deseada hay que tomar 12,62 mL de H_2SO_4 18,38 M y diluirlos con H_2O hasta 100 mL en un matraz aforado.

Otra forma de resolverlo

Se calculan los moles de ácido que contendrán los 100 mL.

$$\rho = \frac{m}{V}$$

$$m = \rho V = 1{,}14 \text{ g/cm}^3 \cdot 100 \text{ cm}^3 = 114 \text{ g de masa tienen los 100 mL de ácido diluido}$$

$$m \text{ de } H_2SO_4 \text{ puro en 1 L: } 114 \text{ g} \cdot 0{,}20 = 22{,}8 \text{ g}$$

$$n = \frac{m}{M} = \frac{22{,}8 \text{ g}}{98{,}086 \text{ g/mol}} = 0{,}232 \text{ mol de ácido puro hay en los 100 mL}$$

Se calcula el volumen de ácido concentrado (donde se encuentran los 0,232 mol de ácido puro) que habrá que tomar:

$$V = \frac{n}{M} = \frac{0{,}232 \text{ mol}}{18{,}38 \text{ mol/L}} = 0{,}012\,62 \text{ L} = 12{,}62 \text{ mL de ácido concentrado}$$

c) El material necesario y el procedimiento práctico que consta de varios pasos, se detallan a continuación:

Material necesario

- Frasco contenedor de la disolución 18,38 M de H_2SO_4.
- Frasco lavador con agua destilada.
- Matraz aforado de 100 mL con su tapón.
- Pipeta con sistema succionador.
- Dos embudos de tubo largo (que pase del «aforo»).
- Cuentagotas de tubo largo (para terminar de enrasar) o pipeta.
- Papel secante (para limpiar si algún líquido se derrama).

Procedimiento

1. Se prepara el material necesario anterior ordenado y limpio.

2. Se pone el embudo de tubo largo de modo que llegue más abajo del «aforo», para no mojar el cuello del matraz por encima del aforo (muesca que marca el volumen).

Con el frasco lavador se vierte agua destilada hasta sobrepasar la mitad del matraz, que estará en una mesa nivelada horizontal; a continuación se retira el embudo.

© Oxford University Press España, S. A.

Se toman los 12,62 mL de H_2SO_4 18,38 M con la pipeta y se pasan al matraz aforado, donde hemos vertido el agua, y se dejan caer poco a poco sobre la misma (como el ácido sulfúrico tiene gran afinidad por el agua y presenta un fuerte calor de dilución, hay que poner primero gran parte del agua, pues así las moléculas de sulfúrico pueden diluirse con facilidad; si se hiciese a la inversa, el ácido podría «saltar» de la disolución, pues todas las moléculas intentarían disolverse en el agua que está cayendo).

3. Se pone el embudo de tubo largo de modo que quede por debajo del «aforo», para no mojar el cuello del matraz por encima del aforo.

4. Con el frasco lavador se añade agua destilada despacio hasta llegar al cuello del matraz, cerca del aforo, pero sin llegar a él.

5. Se adopta la postura necesaria respecto al aforo de forma que los ojos estén en la misma línea horizontal que la muesca y, con el cuentagotas de tubo largo, sin que toque la pared del cuello, se termina de enrasar, de manera que el menisco del líquido esté tangente a la muesca (se puede sustituir el cuentagotas por otra pipeta).

6. Se cierra el matraz con su tapón.

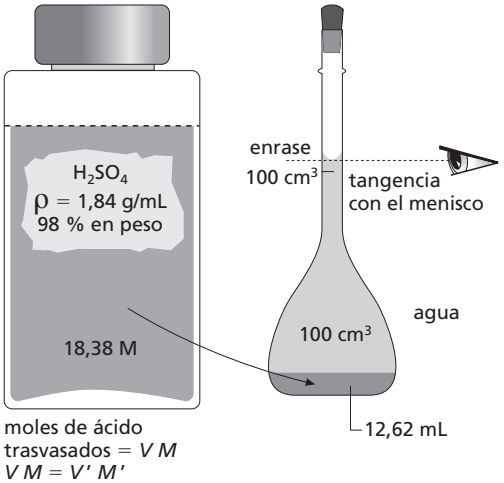
7. Se homogeneiza la disolución. Para ello se fijará el tapón con el dedo índice, manteniéndolo así durante toda la operación, y se dará la vuelta al matraz para que la disolución discurra por el cuello hasta el tapón, tras lo cual se volverá a poner vertical. Esta operación se hará varias veces hasta conseguir que la disolución sea homogénea.

8. Con el embudo limpio, se pasa la disolución a un frasco contenedor al que se le deberá poner su tapón.

9. Se etiqueta el frasco con la indicación H_2SO_4 2,32 M, la fecha y el nombre de la persona que ha preparado esta disolución.

10. Se lava y se seca el material utilizado y se vuelve a poner cada pieza usada en su lugar.

Es importante que se tome la precaución especial de poner primero gran parte de agua y después el ácido, dejándolo caer despacio.



BLOQUE B

1 Se plantea la reacción descrita en el enunciado:

$$MgCO_3\ (s) + 2\ HCl\ (ac) \rightarrow MgCl_2\ (ac) + CO_2\ (g) + H_2O\ (l)$$

84,32 uma 36,46 uma

Datos ¿*V*?

30,4 g $\rho = 1{,}16$ g/cm³ 7,6 L

32 % peso

Se calculan los moles que reaccionan:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{30{,}4\ \text{g}}{84{,}32\ \text{g/mol}} = 0{,}36\ \text{mol de } MgCO_3$$

$$0{,}36\ \text{mol de } MgCO_3 \cdot \frac{2\ \text{mol de HCl}}{1\ \text{mol de } MgCO_3} =$$

$$= 0{,}72\ \text{mol de HCl se consumen}$$

a) El cálculo del volumen donde se encuentran estos 0,72 mol de HCl se puede realizar de dos formas:

- Directamente por factores de conversión:

$$m_{HCl} = nM = 0{,}72\ \text{mol} \cdot 36{,}46\ \text{g/mol} = 26{,}25\ \text{g de HCl}$$

$$26{,}25\ \text{g de HCl puro} \cdot \frac{100\ \text{g de HCl del 32 \%}}{32\ \text{g de HCl puro}} \cdot$$

$$\cdot \frac{1\ \text{cm}^3\ \text{de HCl del 32 \%}}{1{,}16\ \text{g de HCl del 32 \%}} = 70{,}72\ \text{cm}^3\ \text{de HCl del 32 \%}$$

Luego se necesitan 70,72 cm³ de HCl del 32 %.

- Calculando la molaridad del ácido:

$$\text{molaridad} = \frac{r\ (\text{º/1})\ (\text{riqueza en tanto por uno}) \cdot \rho\ (\text{g/L})}{M}$$

$$M = \frac{0{,}32 \cdot 1\,160\ \text{g/L}}{36{,}46\ \text{g/mol}} = 10{,}18\ \text{mol/L} = 10{,}18\ \text{M}$$

$$V = \frac{n}{M} = \frac{0{,}72\ \text{mol de HCl}}{10{,}18\ \text{mol/L}} = 0{,}707\,2\ \text{L} =$$

$$= 70{,}72\ \text{mL de HCl del 32 \%}$$

b) Se calculan los litros de CO_2 que deberían haberse obtenido si el rendimiento fuese del 100 % y, a continuación, se compara con el dato proporcionado por el enunciado.

Por la estequiometría se conoce que cada mol de $MgCO_3$ produce 1 mol de CO_2, por lo que se producirán 0,36 mol de CO_2, que ocupan un volumen de:

© Oxford University Press España, S. A.

$$V = \frac{nRT}{p} =$$

$$= \frac{0{,}36 \text{ mol} \cdot 0{,}082 \text{ atm L/K mol} \cdot (27 + 273) \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 8{,}856 \text{ L}$$

En realidad se han producido 7,6 L, luego el rendimiento será:

$$r\,(\%) = \frac{\text{litros reales producidos}}{\text{litros que deberían producirse}} \cdot 100 =$$

$$= \frac{7{,}6 \text{ L}}{8{,}856 \text{ L}} \cdot 100 = 85{,}82\,\%$$

Otra forma de resolverlo

Se calculan los moles que realmente se obtienen y se comparan con los que deberían haberse obtenido si el rendimiento hubiera sido del 100 %:

$$n = \frac{pV}{RT} =$$

$$= \frac{1 \text{ atm} \cdot 7{,}6 \text{ L}}{0{,}082 \text{ atm L/K mol} \cdot (27 + 273) \text{ K}} = 0{,}308\,9 \text{ mol}$$

Comparando, se obtiene:

$$\frac{0{,}308\,9 \text{ mol}}{0{,}36 \text{ mol iniciales}} \cdot 100 = 85{,}82\,\%$$

2 ***a)***

Isótopo	X	Y	
A	50	51	
Z	23	23	
Abundancia	X %	Y %	X + Y = 100
Protones	23	23	
Electrones	23	23	
Neutrones (*A* − *Z*)	27	28	

b) Configuración electrónica: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^3\ 4s^2$

c) Se plantean las ecuaciones del cálculo de la masa atómica como media ponderada de cada isótopo con su abundancia:

$$50 \cdot \frac{X}{100} + 51 \cdot \frac{Y}{100} = 50{,}94$$

$$X + Y = 100$$

$$50 \cdot \frac{X}{100} + 51 \cdot \frac{(100 - X)}{100} = 50{,}94$$

Resolviendo, resulta que X = 6 % e Y = 94 %.

3 ***a)*** $T = 150 + 273 = 423$ K; $K_c = 3{,}20$

$$N_2O_4\,(g) \leftrightarrows 2\,NO_2\,(g)$$

n_{eq}	1	2
$[\ ]_{eq}$	$1/V$	$2/V$

En la expresión de K_c, se ponen los valores de la concentración en función del volumen y se calcula el volumen del reactor:

$$K_c = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]} = \frac{\left(\frac{2}{V}\right)^2}{\frac{1}{V}} = \frac{\frac{4}{V^2}}{\frac{1}{V}} = \frac{4}{V} = 3{,}20$$

$$3{,}20V = 4 \Rightarrow V = 4/3{,}20 = 1{,}25 \text{ L}$$

Luego el volumen total ha de ser de 1,25 L.

b) La proposición es **falsa.** Aplicando el principio de Le Châtelier («el equilibrio ante una perturbación externa evolucionará en el sentido de contrarrestarla»), se tiene que:

Ante un cambio de presión en un equilibrio entre gases, dicho equilibrio evolucionará en el sentido de contrarrestar dicho cambio. Por tanto:

- Si aumenta *p,* el equilibrio evolucionará hacia la zona (reactivos o productos) donde haya menor número de moles, pues allí existe menor presión parcial.
- Si disminuye *p,* el equilibrio evolucionará hacia la zona (reactivos o productos) donde haya mayor número de moles, pues allí existe mayor presión parcial.
- Si el número de moles gaseosos de los productos y de los reactivos es el mismo, en ambas zonas existirá la misma presión parcial y, ante un cambio de presión, el equilibrio permanecerá inalterable.

Por lo tanto, para que un cambio de presión modifique las concentraciones del equilibrio, es necesario que existan moléculas gaseosas y que el número de moles de los reactivos sea distinto al número de moles de los productos.

4 ***a)*** Se plantea el equilibrio de disociación:

$$HA + H_2O \rightarrow A^- + H_3O^+$$

Que se puede formular como:

HA	→	A^-	+	H^+
$c(1 - \alpha)$		$c\alpha$		$c\alpha$

$$\alpha = 2{,}5\,\%;\ c = 0{,}2 \text{ M}$$

$$K_a = \frac{c\alpha^2}{(1 - \alpha)} = \frac{0{,}2 \cdot (2{,}5 \cdot 10^{-2})^2}{1 - 0{,}025} = 1{,}28 \cdot 10^{-4}$$

Para calcular el pH, se calculará la concentración de iones $[H^+] = [H_3O^+]$:

$$[H_3O^+] = c\alpha = 0{,}2 \cdot 0{,}025 = 0{,}005 \text{ M}$$

$$pH = -\log[H_3O^+] = -\log 0{,}005 = 2{,}30$$

b) Para pH = 2,30 ⇒ $[H_3O^+]$ = antilog (−2,3) = 0,005 M

Como el HCl es un ácido fuerte, está totalmente disociado y la concentración del HCl será la misma que la de los iones $[H_3O^+]$, es decir, 0,005 M:

HCl	→	Cl^-	+	H_3O^+
0,005 M		0,005 M		0,005 M

© Oxford University Press España, S. A.

Igualando los moles necesarios con los moles deseados para obtener la disolución pedida, queda:

$$Vc = V'c'$$

$$1\ \text{L} \cdot 0{,}005\ \text{M} = V' \cdot 0{,}4\ \text{M}$$

$$V' = 0{,}012\,5\ \text{L} = 12{,}5\ \text{cm}^3 \text{ de HCl } 0{,}4\ \text{M}$$

Este volumen llevado hasta 1 L de disolución, proporcionan el pH deseado.

Otra forma de resolverlo

También se puede razonar calculando primero los moles que se necesitan para obtener la disolución pedida (1 L de pH = 2,30), que, según lo calculado, deben ser 0,005 M, para después calcular en cuántos cm^3 de ácido disponible (HCl 0,4 M) se encuentran dichos moles.

Se calculan los moles necesarios:

$$n = MV = 0{,}005\ \text{M} \cdot 1\ \text{L} = 0{,}005 \text{ mol de HCl puros}$$

Se calcula el volumen de ácido disponible (HCl 0,4 M), donde están los 0,005 mol:

$$V = \frac{n}{M} = \frac{0{,}005\ \text{mol}}{0{,}4\ \text{mol/L}} = 0{,}012\,5\ \text{L de HCl } 0{,}4\ \text{M}$$

Es decir, se necesitan 12,5 cm^3 de HCl 0,4 M.

5

Compuesto	Nombre	Grupo funcional		Hibridaciones
a) $CH_3-CH_2-CONH_2$	Propanamida	Amida	sp^2	$\overset{sp^3}{CH_3}-\overset{sp^3}{CH_2}-\overset{sp^2}{C}(=O)-NH_2$
b) $CH_3-CHOH-CH_2-CH_3$	2-butanol *(butan-2-ol)*	Alcohol	sp^3	$\overset{sp^3}{CH_3}-\overset{sp^3}{CH}(OH)-\overset{sp^3}{CH_2}-\overset{sp^3}{CH_3}$
c) $CH_3-CH_2-NH-CH_3$	Etil-metilamina	Amina	sp^3	$\overset{sp^3}{CH_3}-\overset{sp^3}{CH_2}-NH-\overset{sp^3}{CH_3}$
d) $CH_3-CH_2-COOCH_3$	Propanoato de metilo	Éster	sp^2	$\overset{sp^3}{CH_3}-\overset{sp^3}{CH_2}-\overset{sp^2}{C}(=O)-O-\overset{sp^3}{CH_3}$

© Oxford University Press España, S. A.