



**Pruebas de Acceso a las
Universidades
de Castilla y León**

QUÍMICA
JUNIO 2009
Opción A

**Texto para
los alumnos**
2 páginas

CRITERIOS GENERALES DE EVACUACIÓN

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.L⁻¹.

Constantes universales

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

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

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

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

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

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

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

- La glucosa es un azúcar de fórmula molecular $C_6H_{12}O_6$. Si se disponen de 90 g de glucosa, determine:
 - 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)
 - 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)
- Para las siguientes moléculas: H_2O , NH_3 , CH_4 y HCl indique, razonando la respuesta:
 - Estructura electrónica de Lewis. (hasta 0,8 puntos)
 - Geometría. (hasta 0,6 puntos)
 - Polaridad. (hasta 0,6 puntos)
- El permanganato potásico reacciona con el sulfuro de hidrógeno, en medio ácido sulfúrico, dando, entre otros productos, azufre elemental y sulfato de manganeso(II).
 - Escriba y ajuste la reacción por el método del ión-electrón. (hasta 1,0 punto)
 - 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)
 - 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)
- El $CaCO_{3(s)}$ se descompone térmicamente para dar $CaO(s)$ y $CO_{2(g)}$.
 - Calcule el cambio de entalpía en kJ cuando en la reacción se producen 48,02 g de CO_2 . (hasta 1,0 punto)
 - 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: $\Delta H_f^\circ CaO(s) = -635,6 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^\circ CO_{2(g)} = -393,5 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^\circ CaCO_{3(s)} = -1206,9 \text{ kJ/mol}$
- Se quiere preparar una disolución de H_2SO_4 del 20 % y densidad $1,14 \text{ g/cm}^3$ a partir de una disolución concentrada del 98 % y densidad $1,84 \text{ g/cm}^3$.
 - Determine la molaridad de la disolución concentrada. (hasta 0,8 puntos)
 - 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)
 - Escriba como procedería en la preparación de la disolución diluida, citando el material de laboratorio que usaría. (hasta 0,4 puntos)

SOLUCIONES

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

- La cantidad de carbono y de hidrógeno que contiene, expresándolas como número de moles de carbono y volumen de hidrógeno medido en condiciones normales.**
- 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.**

RESOLUCIÓN

A) El nº de moles de glucosa se determina teniendo en cuenta su masa molecular:

$$C_6H_{12}O_6: 6 \cdot 12,01 + 12 \cdot 1,008 + 6 \cdot 16,00 = 180,156$$

$$\text{y así: } N^\circ \text{ moles de glucosa} = \frac{g}{Pm} = \frac{90}{180,156} = \mathbf{0,50 \text{ moles de glucosa}}$$

Teniendo en cuenta la fórmula, vemos que cada mol de glucosa contiene 6 moles de átomos de C y 12 moles de átomos de H, por lo que de ambos tendremos:

C: N° de moles de átomos: $6 \cdot 0,50 = 3$ moles de átomos de C

H: N° de moles de átomos: $12 \cdot 0,50 = 6$ moles de átomos de H, pero como nos piden que expresemos el resultado en volumen de H en C.N., hemos de tener presente que el Hidrógeno en Condiciones Normales se encuentra en forma de moléculas biatómicas, por lo que el n° de moléculas de H_2 será la mitad que el n° de átomos de H, es decir: habrá **3 moles de H_2** . Y dado que cada mol de gas en C.N. ocupa 22,4

Litros, el volumen de estas tres moles de hidrógeno es: $V = 3 \cdot 22,4 = 67,2$ L de H_2 en C.N.

B) La reacción de combustión es:

$C_6H_{12}O_6$ +	$6 O_2$	\rightarrow	$6 CO_2$ +	H_2O
1 mol = 180,156 g	1 mol		6 moles	6 mol = $6 \cdot 18,016 = 108,096$ g
90				X

$$x = \frac{90 \cdot 108,096}{180,156} = 54,00 \text{ g de } H_2O$$

2º -

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

- Estructura electrónica de Lewis. (hasta 0,8 puntos)
- Geometría. (hasta 0,6 puntos)
- Polaridad. (hasta 0,6 puntos)

RESOLUCIÓN

Para determinar tanto las estructuras de Lewis como la geometría y polaridad necesitamos conocer las configuraciones electrónicas de los diferentes elementos:

H: $1s^2$

C: $1s^2 2s^2 2p^2 \implies 1s^2 2s^1 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$

N: $1s^2 2s^2 2p^3 \implies 1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$

O: $1s^2 2s^2 2p^4 \implies 1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^1 2p_z^1$

Cl: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5 \implies 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 2p_x^2 2p_y^2 2p_z^1$

Por tanto:

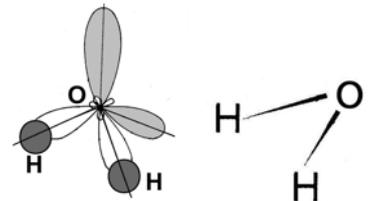
A) Estructuras de Lewis

$H_2O:$ 	$NH_3:$ 	$CH_4:$ 	$HCl:$
-------------	-------------	-------------	------------

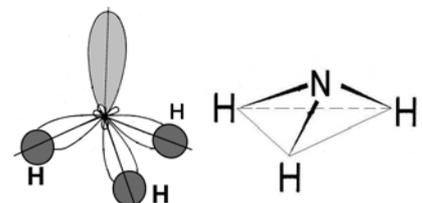
b) Geometría:

Tanto el C como en N y O al formar estos compuestos presentan una hibridación sp^3 , por lo que sus electrones más externos se situarán dirigidos hacia los vértices de un tetraedro.

- En el caso del Oxígeno, al tener 6 electrones en su última capa, tendrá dos de esos orbitales llenos, por lo que solamente podrá formar enlaces con el H con los otros dos orbitales, los cuales formarán un ángulo de unos 104° , por lo que su geometría es angular:

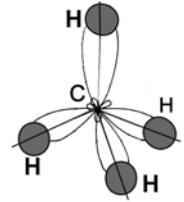


- Al Nitrógeno le sucede algo similar, pero en este caso solamente tiene un orbital lleno, de forma que podrá formar enlaces con el H con los



otros tres, de forma que la geometría de la molécula será una pirámide triangular, con los tres átomos de H en los vértices de la base y el N en el vértice superior:

- El caso del Metano es diferente ya que el átomo de C solamente tiene 4 electrones en su última capa, dirigidos hacia los vértices de un tetraedro, por lo que formará también 4 enlaces con cuatro átomos de H, siendo su geometría tetraédrica:



- Para el HCl, dado que solamente existe un enlace entre los dos átomos, la geometría de la molécula será lineal

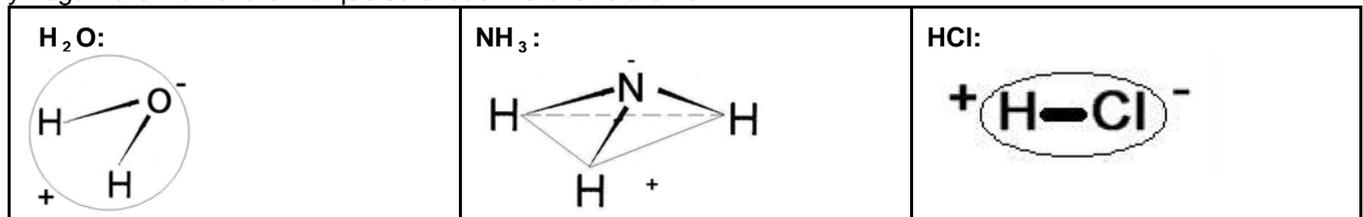


c) Polaridad:

La polaridad de las moléculas nos la da la distribución de las nubes electrónicas, siempre más cercanas al átomo más electronegativo.

En todas ellas, los enlaces están polarizados ya que los elementos tienen diferente electronegatividad. (O: 3,5 ; Cl: 3,0 ; N: 3,0 ; C: 2,5 ; H: 2,1), pero en el caso del CH₄ se trata de una molécula simétrica, la cual hacia "el exterior" tiene colocados los átomos de H, y por tanto aunque los enlaces C-H estén ligeramente polarizados, la molécula en su conjunta será apolar.

En el resto de los compuestos, la molécula presentará carga positiva en la zona en la cual se ubican los H y negativa en la zona en la que se encuentre el otro átomo:

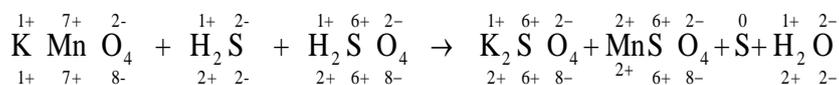


3º - El permanganato potásico reacciona con el sulfuro de hidrógeno, en medio ácido sulfúrico, dando, entre otros productos, azufre elemental y sulfato de manganeso(II).

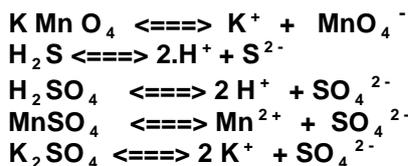
- Escriba y ajuste la reacción por el método del ión-electrón. (hasta 1,0 punto)
- Indique las especies que se oxidan o se reducen, indicando cual es la especie oxidante y cual es la especie reductora. (hasta 0,5 puntos)
- Suponiendo que la reacción es total, calcule los gramos de KmnO₄ que habrá que utilizar para obtener 4 g de azufre elemental. (hasta 0,5 puntos)

RESOLUCIÓN

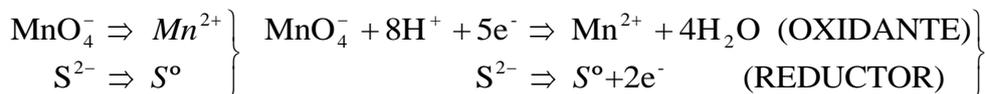
La reacción, con los números de oxidación de cada elemento es:



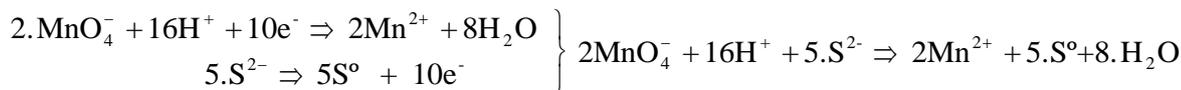
Donde, al disociar los diferentes reactivos y productos disociables (ácidos, bases y sales) , tenemos:



Donde, como podemos comprobar, cambian su número de oxidación el Mn, que pasa de Mn⁷⁺ a Mn²⁺ y el S, que pasa de S²⁻ a S⁰, y se escogen los iones en los cuales se encuentren, escribiendo las correspondientes semirreacciones y se ajustan, añadiendo H₂O para ajustar el oxígeno, H⁺ para ajustar el Hidrógeno y electrones para ajustar las cargas, que dándonos:



Para igualar el número de electrones ganados al de perdidos, debe multiplicarse la primera semirreacción por 2 y la segunda semirreacción por 5, tras lo cual se suman ambas para obtener la reacción iónica total:



y estos coeficientes se llevan ya a la reacción completa, en la cual solamente hay que ajustar, si es necesario, el número de átomos de aquellos elementos que no intervienen en la reacción redox: S y K, teniendo en cuenta, además, que los 16 H⁺ proceden tanto del H₂S, como del H₂SO₄; así la reacción completa ajustada es:



Para calcular la cantidad de K MnO₄ necesaria para obtener 4 g de azufre, hemos de tener en cuenta la estequiometría de la reacción:

2.K MnO ₄ +	5.H ₂ S +	3.H ₂ SO ₄	->	5.S +	2.MnSO ₄ +	K ₂ SO ₄ +	8.H ₂ O
2mol = 2.158,04 g	5 mol	3 mol		5 mol = 5.32,07 g	2 mol	1 mol	8 mol
x				4 g			

$$\text{de donde: } x = \frac{4.2.158,04}{5.32,07} = \mathbf{7,88 \text{ g de K MnO}_4 \text{ se necesitan}}$$

4º - 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 CO₂. (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: ΔH_f CaO(s) = - 635,6 kJ/mol; ΔH_f CO_{2(g)} = - 393,5 kJ/mol; ΔH_f CaCO_{3(s)} = -1206,9 kJ/mol

RESOLUCIÓN

Dado que conocemos las entalpías de formación, podemos determinar la entalpía de la reacción de descomposición del CaCO₃, que es: CaCO_{3(s)} → CaO_(s) + CO_{2(g)}

Donde: ΔH_{REACCIÓN} = ΔH_{FORMACIÓN. PRODUCTOS} - ΔH_{FORMACIÓN REACTIVOS}

ΔH_{REACCIÓN} = - 635,6 - 393,5 - (- 1206,9) = + 177,8 KJ y así la reacción completa es:

CaCO_{3(s)} → CaO_(s) + CO_{2(g)} ; ΔH = + 177,8 kJ, en la cual, teniendo en cuenta su estequiometría:

CaCO _{3(s)}	→	CaO _(s) +	CO _{2(g)} ;	ΔH = + 177,8 kJ
1 mol = 100 g		1 mol = 56 g	1 mol = 44,01 g	+ 177,8 kJ
			48,02 g	X

$$\text{donde: } x = \frac{48,02.(+177,8)}{44,01} = \mathbf{194,0 \text{ KJ}}$$

b) La espontaneidad de una reacción viene dada por el valor de la energía libre de Gibbs (ΔG) y será espontánea cuando esta magnitud termodinámica sea negativa.

Su valor viene dado por la expresión: ΔG = ΔH - T.ΔS

En este caso sabemos que la entalpía (ΔH) es positiva. El valor de la entropía no lo conocemos, pero dado que se trata de una reacción en la cual los reactivos (CaCO₃) son sólidos y que en los productos de la reacción se obtiene un gas (CO₂), podemos predecir que tendrá un valor positivo. De esta forma, si la temperatura es suficientemente alta para que suceda que:

$\Delta H < T \cdot \Delta S$, lo cual hace que: $\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S < 0$ la reacción será espontánea, pero no lo será para temperaturas inferiores a esa.

5º - Se quiere preparar una disolución de H_2SO_4 del 20 % y densidad $1,14 \text{ g/cm}^3$ a partir de una disolución concentrada del 98 % y densidad $1,84 \text{ g/cm}^3$.

- Determine la molaridad de la disolución concentrada. (hasta 0,8 puntos)
- 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)
- Escriba como procedería en la preparación de la disolución diluida, citando el material de laboratorio que usaría. (hasta 0,4 puntos)

RESOLUCIÓN

Para determinar esas expresiones de la concentración hemos de realizar varios cálculos previos, el primero de los cuales es siempre la determinación del peso molecular del soluto, en este caso el ácido sulfúrico: H_2SO_4 : $\Rightarrow 1 \cdot 2 + 32 \cdot 1 + 16 \cdot 4 = 98,0$

Para completar la tabla con los datos de la disolución, tenemos que tomar una cantidad de partida, que puede ser cualquiera, ya sea cantidad de disolución, soluto o incluso disolvente. En este caso vamos a tomar como referencia 1 litro de disolución, dato que colocaremos en la tabla en la correspondiente casilla

	SOLUTO	DISOLVENTE	DISOLUCIÓN
Masa	1803,2 g = 18,40 moles	+ 36,8 g = 2,04 moles	= 1840 g
Volumen	---	36,8 ml	1 litro = 1000 ml

A partir de él, determinamos la masa de la disolución partiendo de la densidad de la misma ($1,84 \text{ g/ml}$), que es:
 $m = v \cdot d = 1000 \cdot 1,84 = 1840 \text{ g}$

De esta cantidad sabemos que el 98,0% es soluto y así: $g \text{ soluto} = 1840 \cdot 0,98 = 1803,2 \text{ g soluto } \acute{a}c.$
Sulfúrico, por lo que la cantidad restante será disolvente agua: $1840 - 1803,2 = 39,8 \text{ g de agua}$.

Estos datos los colocamos en la tabla, expresándolos también en moles:

Soluto ácido sulfúrico: $n = 1803,2/98 = 18,40 \text{ moles de } \acute{a}c. \text{ sulfúrico}$
 Disolvente agua: $n = 36,8/18 = 2,04 \text{ moles de agua}$

finalmente, determinamos el volumen de disolvente, aunque no lo necesitemos en la mayor parte de las ocasiones, que coincidirá numéricamente con su masa dado que la densidad del agua es 1 g/ml .

Y una vez completada la tabla, podemos calcular ya la molaridad de esa disolución:

$$\text{MOLARIDAD: } M = \frac{N^{\circ} \text{ moles soluto}}{\text{Litros disolucion}} = \frac{18,40}{1,0} = 18,40 \text{ MOLAR}$$

$$\text{o bien: } M = \frac{g_{\text{SOLUTO}}}{Pm_{\text{SOLUTO}} \cdot L_{\text{DISOLUC}}}} = \frac{1803,2}{98 \cdot 1,0} = 18,40 \text{ MOLAR}$$

B) En este caso, la cantidad del soluto ácido sulfúrico que hemos de tomar de esta primera disolución es la misma que habrá en los 100 ml que tenemos que preparar de la disolución final, ya que solamente se le añade agua. Los cálculos para esta segunda disolución, que hemos de preparar los realizamos de la misma forma que para la primera, aunque en esta caso vamos a partir de la cantidad que hay que preparar: 100 mL

	SOLUTO	DISOLVENTE	DISOLUCIÓN
Masa	22,8 g = 0,233 moles	+ 91,2 g = 5,67 moles	= 114 g
Volumen	---	91,2 ml	100 ml

A partir de él, determinamos la masa de la disolución partiendo de la densidad de la misma ($1,14 \text{ g/ml}$), que es:
 $m = v \cdot d = 100 \cdot 1,14 = 114 \text{ g}$

De esta cantidad sabemos que el 20,0% es soluto y así: $g \text{ soluto} = 114 \cdot 0,20 = 22,8 \text{ g soluto } \acute{a}c.$
Sulfúrico, por lo que la cantidad restante será disolvente agua: $114 - 22,8 = 91,2 \text{ g de agua}$.

Por tanto, hemos de tomar un volumen de la primera disolución en la cual haya 22,8 g de soluto ác. Sulfúrico y

sabemos que en 1 L había 1803,2 g: $V = \frac{22.8}{1803,2} = 0,01264 \text{ L}$; **V = 12,64 mL se necesitan**

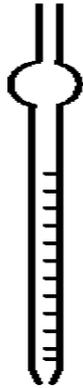
B) Para preparar esta disolución, se tomarían los 12,64 ml del reactivo comercial mediante una pipeta graduada de 20 mL. provista de una pera de absorción (deberían tomarse 12,7 ml, pues las pipetas de uso común no tienen tanta precisión) y se trasvasan, a un matraz aforado de 100 ml en el que se habrán puesto previamente unos 50 ó 60 mL de agua destilada. Debe dejarse resbalar el ácido por las paredes del matraz, pues su disolución en agua suele desprender mucho calor, siendo una reacción ciertamente violenta. A continuación se agita para homogeneizar la disolución y cuando se haya enfriado se le añade más agua destilada hasta enrasar el matraz.

Se utilizaría una pipeta de 10 ml graduada y un matraz aforado de 100 ml; la pera de absorción es necesaria ya que el ácido nítrico del 98% es muy corrosivo y no debe aspirarse chupando directamente con la pipeta desde la botella.: También podría sustituirse la pipeta por una probeta, pero esta es menos precisa. En este caso se necesitaría un embudo cónico para trasvasar el ácido al matraz aforado

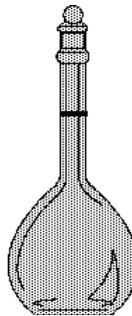
Pera de absorción:



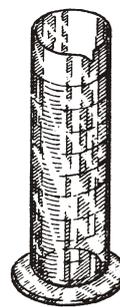
Pipeta graduada:



Matraz aforado:



Probeta:



Embudo cónico:

