

QUÍMICA 2º bachillerato - Examen de septiembre de 2008

CRITERIOS GENERALES DE EVALUACIÓN.

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 U. Constantes universales:

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

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

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

$$\text{Masas atómicas: H= 1,008; C =12,01; O= 16,00; S= 32,07; Cl= 35,45; K= 39,10; Ca= 40,08; Cr= 52,00 ; Zn= 65,39}$$

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

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

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

1.- La combustión completa del etanol genera dióxido de carbono y agua.

a) Calcule el número de moléculas de agua que se producirán si quemamos 1 kg de dicho alcohol. (hasta 1,2 puntos)

b) ¿Cuántos moles de etanol reaccionarán con 1 m³ de oxígeno (gas ideal), medido en condiciones normales? (hasta 0,8 puntos)

2.- Dadas las siguientes sustancias químicas: I₂, BaO, HCl y Fe, indique razonando las respuestas:

a) Tipo de enlace que tienen dichas sustancias. (hasta 1,0 puntos)

b) Estado físico que presentará cada una de las sustancias a temperatura ambiente. (hasta 1,0 puntos)

3.- El carbonato de calcio (s) se descompone térmicamente en óxido de calcio (s) y dióxido de carbono (g).

a) Calcule, a partir de los datos que se le dan, el calor de la reacción de descomposición. (hasta 1,2 puntos)

b) Calcule el calor absorbido o desprendido en el proceso si se obtienen 12,8 g de óxido de calcio. (hasta 0,8 puntos)

Datos: $\Delta H_f^\circ \text{ CaO}_{(s)} = -633 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^\circ \text{ CO}_{2(g)} = -393 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^\circ \text{ CaCO}_{3(s)} = -1207 \text{ kJ/mol}$

4.- El dicromato de potasio oxida al yoduro de potasio en medio ácido sulfúrico produciéndose sulfato de potasio, yodo y sulfato de cromo(III).

a) Ajuste la reacción por el método del ión-electrón, indicando el oxidante y el reductor. (hasta 1,0 puntos)

b) ¿Cuántos gramos de sulfato de cromo(III) podrán obtenerse a partir de 5 g de dicromato de potasio si el rendimiento de la reacción es del 60 %? (hasta 1,0 puntos)

5.- Se dispone de una botella de ácido sulfúrico cuya etiqueta aporta los siguientes datos: densidad 1,84 g/cc y riqueza en peso 96 %.

a) Calcule e indique cómo prepararía 100 ml de disolución 7 M de dicho ácido. ¿Hay que tomar alguna precaución especial? (hasta 1,2 puntos)

b) Describa y dibuje el material necesario para preparar dicha disolución. (hasta 0,8 puntos)

SOLUCIONES

1º - La combustión completa del etanol genera dióxido de carbono y agua.

a) Calcule el número de moléculas de agua que se producirán si quemamos 1 kg de dicho alcohol.

b) ¿Cuántos moles de etanol reaccionarán con 1 m³ de oxígeno (gas ideal), medido en condiciones normales?

RESOLUCIÓN

La reacción que tiene lugar es: $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{OH} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{CO}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$

a) Por tanto teniendo en cuenta la estequiometría de esta reacción, para el primer caso, tendremos tendremos que:

	$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{OH} +$	$3\text{O}_2 \rightarrow$	$2\text{CO}_2 +$	$3\text{H}_2\text{O}$
Cantidades estequiométricas	1 mol = 46 g	3 mol = 96 g	2 mol = 88 g	3 mol = 54 g
Cantidades reaccionantes	1000 g			X

De donde: $X = \frac{1000.3}{46} = 65,217$ moles de agua . Para calcular el nº de moléculas multiplicamos por en N° de Avogadro = $65,217 \cdot 6,023 \cdot 10^{23} = 3,92 \cdot 10^{25}$ moléculas de agua

- b) Por tanto teniendo en cuenta la estequiometría de esta reacción, para el segundo caso, hemos de tener en cuenta que cada mol de gas en Condiciones Normales ocupa 22,4 L, por lo que en las cantidades estequiométricas podemos incluir esta cantidad en el xaso del oxígeno, y así nos queda:

	CH ₃ -CH ₂ OH +	3.O ₂ →	2.CO ₂ +	3.H ₂ O
Cantidades estequiométricas	1 mol = 46 g	3 mol = 96 g = 3.22,4 = 67,2 L	2 mol = 88 g	3 mol = 54 g
Cantidades reaccionantes	X	1000 L en C.N.		

De donde: $X = \frac{1000.1}{67,2} = 14,88$ moles de etanol

2º - Dadas las siguientes sustancias químicas: I₂, BaO, HCl y Fe, indique razonando las respuestas:

a) Tipo de enlace que tienen dichas sustancias.

b) Estado físico que presentará cada una de las sustancias a temperatura ambiente.

RESOLUCIÓN

El tipo de enlace es el que nos va a indicar también cual es el estado físico de cada una de las sustancias.

Así tendremos:

- Si se combinan un metal y un no metal, lo harán mediante enlace iónico, por lo que el compuesto será un sólido a temperatura ambiente
- Si se combinan dos átomos del mismo no metal, lo harán mediante enlace covalente puro. Su estado físico depende de las fuerzas intermoleculares de Van der Waals, por lo que el compuesto tendrá una temperatura de fusión baja. Normalmente será un gas a temperatura ambiente, o bien un líquido o sólido volátil
- Si se combinan dos no metales diferentes, lo harán mediante enlace covalente parcial. Su estado físico depende también de las fuerzas intermoleculares de Van der Waals o de Puente de Hidrógeno si es el caso, por lo que el compuesto tendrá una temperatura de fusión baja. Normalmente será un gas a temperatura ambiente, o bien un líquido o sólido volátil
- Si se combinan dos átomos de metales, iguales o diferentes lo harán mediante enlace metálico. En este caso las propiedades físicas son muy variables, pero el estado físico de todos ellos es sólido, excepto en el caso del mercurio.

Por tanto, de las sustancias dadas, tenemos que:

I₂: Son dos átomos del mismo no metal, por lo que estarán unidos mediante un enlace covalente puro. En cuanto a su estado físico, dado que el Yodo está formado por átomos grandes, las fuerzas intermoleculares de Van der Waals serán relativamente importantes, por lo que es un sólido de bajo punto de fusión.

BaO: Se trata de un compuesto formado por la unión de un metal y un no metal, por lo que el enlace entre ambos será iónico, y se trata de un sólido a temperatura ambiente

HCl: Se trata de un compuesto formado por átomos de dos no metales diferentes, por lo que entre ellos se forma un enlace covalente parcial.

Su estado físico depende también de las fuerzas intermoleculares, que en este caso son por Puente de Hidrógeno no excesivamente fuertes, por lo que el compuesto es un gas a temperatura ambiente.

Fe: Se trata de un compuesto formado por la unión de átomos del mismo metal, por lo que el enlace entre ellos será metálico, y se trata de un sólido a temperatura ambiente

3º - El carbonato de calcio(s) se descompone térmicamente en óxido de calcio(s) y dióxido de carbono(g).

a) Calcule, a partir de los datos que se le dan, el calor de la reacción de descomposición.

b) Calcule el calor absorbido o desprendido en el proceso si se obtienen 12,8 g de óxido de calcio.

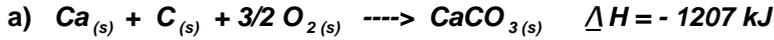
Datos: $\Delta H_f^\circ \text{CaO}_{(s)} = -633 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^\circ \text{CO}_{2(g)} = -393 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^\circ \text{CaCO}_{3(s)} = -1207 \text{ kJ/mol}$

RESOLUCIÓN

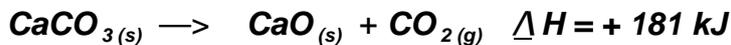
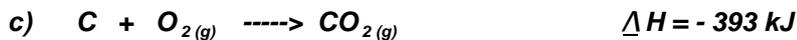
La reacción de descomposición del carbonato de calcio es:



y las reacciones de formación de los tres compuestos que nos dan son:



La reacción que se debe obtener se consigue asociando estas tres de la forma siguiente:



Para determinar el calor intercambiado cuando se obtienen 12,8 g de CaO, hemos de tener en cuenta la estequiometría de la reacción:

	$\text{CaCO}_{3(s)} \longrightarrow$	$\text{CaO}_{(s)} +$	$\text{CO}_{2(g)}$	$\Delta H = +181 \text{ kJ}$
Cantidades estequiométricas	1 mol = 100 g	1 mol = 56 g	1 mol = 44 g	+ 181 kJ
Cantidades en la reacción		12,8 g		X

De donde: $X = \frac{12,8 \cdot 181}{56} = +41,37 \text{ kJ}$, necesitan absorberse para que
tenga lugar esta reacción

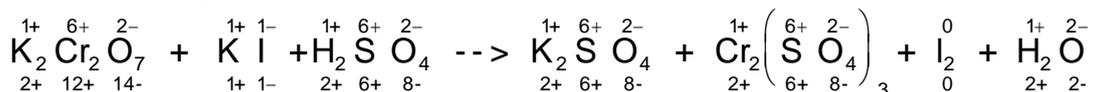
4º El dicromato de potasio oxida al yoduro de potasio en medio ácido sulfúrico produciéndose sulfato de potasio, yodo y sulfato de cromo(III).

a) Ajuste la reacción por el método del ión-electrón, indicando el oxidante y el reductor. (hasta 1,0 puntos)

b) ¿Cuántos gramos de sulfato de cromo(III) podrán obtenerse a partir de 5 g de dicromato de potasio si el rendimiento de la reacción es del 60 %? (hasta 1,0 puntos)

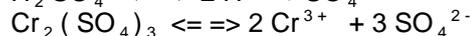
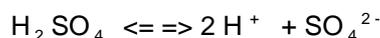
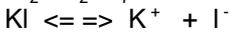
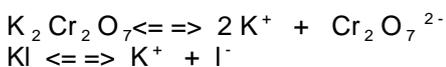
RESOLUCIÓN

La reacción que tiene lugar es:

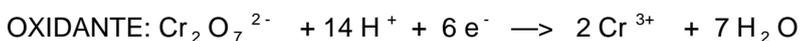


Donde vemos que cambian su número de oxidación el Cr y el I

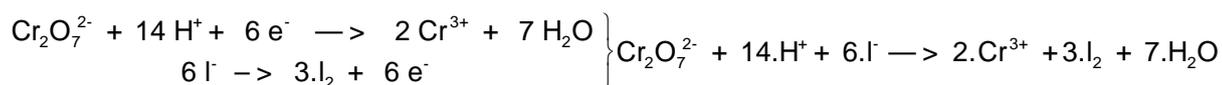
Las disociaciones que tiene lugar en los ácidos bases y sales presentes en esta reacción son:



Las semirreacciones del oxidante y del reductor son:



por lo que para igualar el número de electrones ganados en la primera al de perdidos en la segunda, multiplicamos ésta por 3, con lo que nos quedan:



Y trasladados estos coeficientes a la reacción original, nos queda:



Los cálculos estequiométricos posteriores, se realizan a partir de esta reacción, ya ajustada:

$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 +$	$6 \text{KI} +$	$7 \text{H}_2\text{SO}_4$	\rightarrow	$4 \text{K}_2\text{SO}_4 +$	$\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 +$	$3 \text{I}_2 +$	$7 \text{H}_2\text{O}$
1 mol = 294,2 g	6 moles = 996,6 g	7 moles = 686,07 g		4 moles = 697,08 g	1 mol = 392,21 g	3 moles = 762 g	7 moles = 126 g
5 g					X		

de donde: $X = \frac{5.392,21}{294,2} = 6,67 \text{ g de } \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ se obtendrían si la reacción fuera completa.

Puesto que nos indican que el rendimiento de la reacción es del 60%, solamente se obtendrá el 60% de esa cantidad teórica estequiométrica, y es:

$$g = 6,67 \cdot \frac{60}{100} = \mathbf{4,00 \text{ g de } \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 \text{ se obtendrán}}$$

5º - Se dispone de una botella de ácido sulfúrico cuya etiqueta aporta los siguientes datos: densidad 1,84 g/cc y riqueza en peso 96 %.

- Calcule e indique cómo prepararía 100 ml de disolución 7 M de dicho ácido. ¿Hay que tomar alguna precaución especial?
- Describa y dibuje el material necesario para preparar dicha disolución.

RESOLUCIÓN

Haciendo un balance de materia, hemos de tener en cuenta que todo el H_2SO_4 existente en la disolución a preparar hemos de tomarlo del reactivo comercial de que se dispone, añadiéndole la cantidad de agua que sea necesaria.

Por ello, vamos a determinar la cantidad de H_2SO_4 puro necesario para preparar 100 mL = 0,1 L de la disolución 7 Molar utilizando la expresión que nos da la Molaridad de una disolución.

A partir de esta fórmula de la Molaridad: $M = \frac{g}{\text{Pm} \cdot V}$; $7 = \frac{g}{98,0,1}$; de donde: **g = 68,6 g** de ácido

sulfúrico puro (solute) que se necesitan para preparar la disolución pedida, y estos 68,6 g hemos de tomarlos del reactivo comercial del que se dispone: del 96% en peso y $d = 1,84 \text{ g/ml}$

Se determina primero la masa del reactivo comercial teniendo en cuenta que tiene un 96% de riqueza:

$$96 = \frac{68,6 \cdot 100}{g_{\text{REACTIVO}}}; g_{\text{REACTIVO}} = \frac{68,6 \cdot 100}{96} = 71,46 \text{ g de reactivo comercial}$$

y, conociendo la densidad de este reactivo comercial, podemos calcular el volumen del mismo que se necesita:

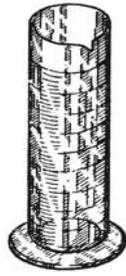
$$d = \frac{\text{masa}}{\text{volumen}}; 1,84 = \frac{71,46}{V}; V = \frac{71,46}{1,84};$$

V = 38,84 cm³ hemos de tomar del H_2SO_4 comercial del 96%

Para preparar esta disolución se miden los 38,84 mL del ácido concentrado en una probeta, después tomaríamos un matraz aforado de 100 mL en el cual se añadiría agua destilada hasta su mitad, aproximadamente, vertiendo después por medio de un embudo y lentamente el ác. Concentrado, para evitar proyecciones del mismo ya que su mezcla con agua suele ser violenta, se agitaría y, cuando se haya enfriado, se

le añadiría más agua destilada hasta enrasar el matraz aforado.

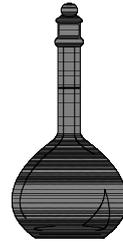
Los materiales necesarios son:



PROBETA



EMBUDO
CÓNICO



MATRAZ
AFORADO