



XXI OLIMPIADA NACIONAL DE QUÍMICA

Castelló de la Plana, 1 al 4 de Mayo de 2008



Examen de Problemas

INSTRUCCIONES

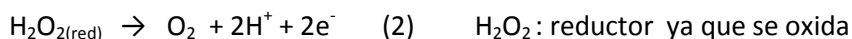
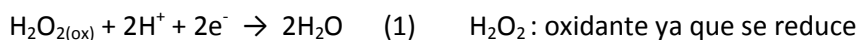
- A. La duración de la prueba será de 3 horas
- B. Contesta a todas las preguntas en este cuadernillo
- C. No se permite la utilización de libros de texto o Tabla Periódica.

PROBLEMA 1.

1. En las tablas de potenciales estándar de reducción de los diferentes pares redox (en medio ácido) encontramos los valores siguientes:

$$E^\circ(\text{H}_2\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}) = 1,77 \text{ V} \qquad E^\circ(\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}_2) = 0,68 \text{ V}.$$

- a) **(10 puntos)** Escribe las semi-reacciones ajustadas que muestran el comportamiento del agua oxigenada como oxidante y como reductora.



b) (10 puntos) ¿Es espontánea la descomposición del H_2O_2 ? Justifícalo.

Si. Reacción global: $2\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$ (f.e.m. = $1,77 - 0,68 = 1,09 \text{ V} > 0$)

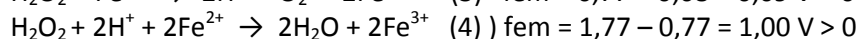
c) (10 puntos) ¿Cómo puede explicarse que el agua oxigenada sea un producto corriente, que permanece sin descomponerse durante tiempos bastante largos?



El agua oxigenada se descompone naturalmente, pero la reacción es muy lenta: H_2O_2 es metaestable

2. (15 puntos) El potencial estándar del par $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$ es $0,77 \text{ V}$. Demuestra que la presencia de iones Fe^{3+} puede favorecer la descomposición del agua oxigenada mediante otra reacción, y que posteriormente, la especie reducida formada pueda regenerar Fe^{3+} por acción de otra molécula de H_2O_2 , actuando el Fe^{3+} como catalizador.

Podemos esperar las dos reacciones naturales siguientes:



Balance: $2\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$

3. Se ha realizado la descomposición del agua oxigenada en presencia de iones Fe^{3+} a temperatura constante. Para ello se utilizó una muestra de 10,0 mL de una concentración $[\text{H}_2\text{O}_2] = 6,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol L}^{-1}$ (se considera que el volumen V de la disolución acuosa de peróxido de hidrógeno se mantiene constante y que el volumen molar de un gas a esa temperatura es $V_m = 24,0 \text{ L mol}^{-1}$). Se añadió el catalizador y se anotaron a diversos instantes t el volumen de oxígeno $V(\text{O}_2)$ desprendido. Los resultados se recogen en la tabla siguiente:

t (min)	0	5	10	15	20	30
$V(\text{O}_2)$ formado (mL)	0	1,56	2,74	3,65	4,42	5,26

- a) **(15 puntos)** Obtén la concentración de $[\text{H}_2\text{O}_2]$ restante (mol L^{-1}) a partir de los volúmenes de oxígeno de la tabla, para cada uno de los valores de t .

t (min)	0	5	10	15	20	30
$V(\text{O}_2)$ formado (mL)	0	1,56	2,74	3,65	4,42	5,26
$[\text{H}_2\text{O}_2]$ restante (mol L^{-1}):	0,060	0,047	0,03717	0,02958	0,02317	0,01617

Cálculos necesarios para obtener el $[\text{H}_2\text{O}_2]$ restante (mol L^{-1})

n° de moles de $\text{O}_2 = V(\text{O}_2) \text{ (mL)} / 24000 \text{ (mL)}$

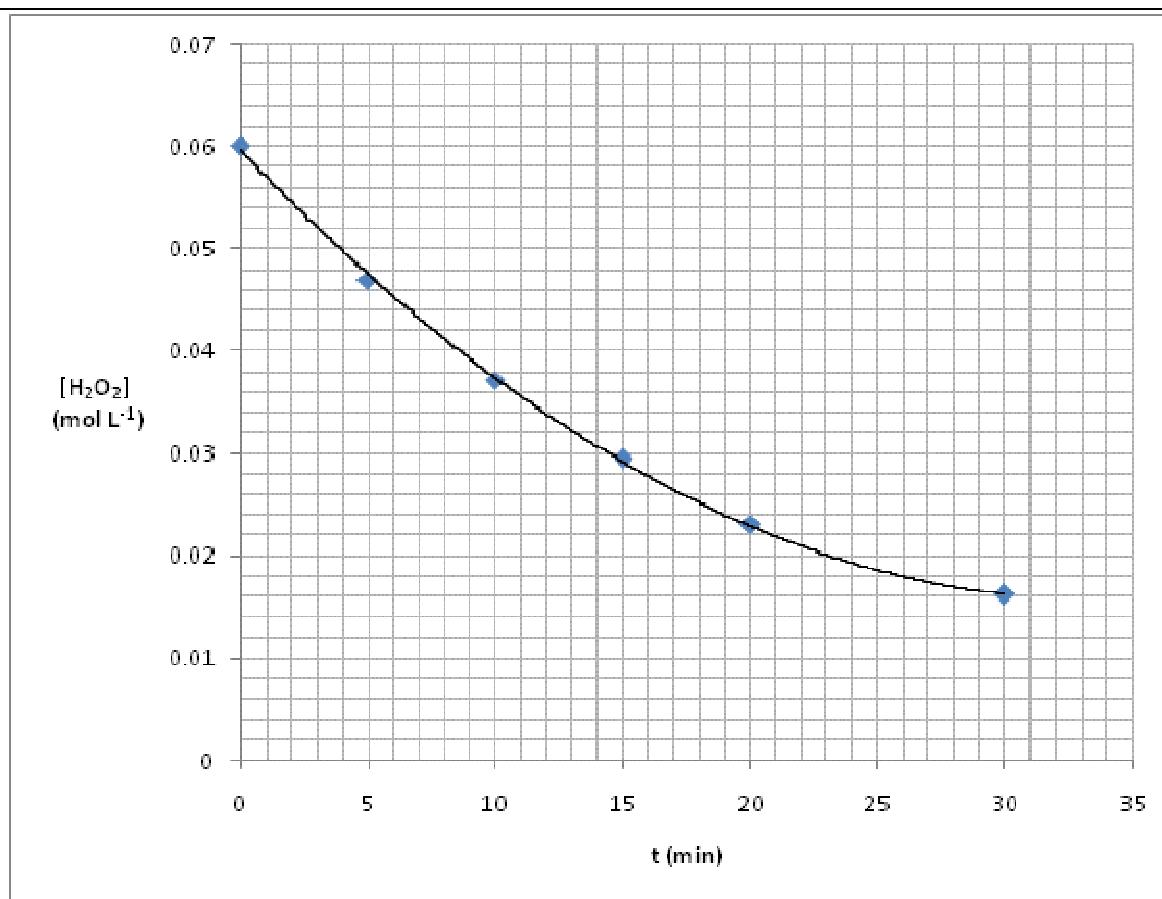
$C = [\text{H}_2\text{O}_2] \text{ inicial} = [\text{H}_2\text{O}_2] \text{ restante} + [\text{H}_2\text{O}_2] \text{ descompuesto}$

$[\text{H}_2\text{O}_2] \text{ descompuesto} = 2 \cdot n^\circ \text{ de moles de } \text{O}_2 / 0,01 \text{ (L)}.$

Luego:

$[\text{H}_2\text{O}_2] \text{ restante} = C - (2 / 0,01) \cdot V(\text{O}_2) \text{ (mL)} / 24000$

- b) **(10 puntos)** Representa los valores de $[\text{H}_2\text{O}_2]$ restante en función del tiempo en el papel cuadriculado.
Comentario: Las escalas de ambos ejes deben ser claramente legibles y su tamaño debe permitir una cómoda lectura



- c) **(10 puntos)** Escribe la definición de la velocidad de descomposición del H_2O_2 (velocidad instantánea o diferencial).

$$v = -d[\text{H}_2\text{O}_2] / dt$$

- d) **(10 puntos)** Deduce de la curva anterior el valor de la velocidad de desaparición del H_2O_2 (en $\text{mol L}^{-1} \text{min}^{-1}$) a $t_0 = 0$ y a $t_{15} = 15$ min.

$$v_0 = -d[\text{H}_2\text{O}_2] / dt = (0,060 - 0,047) / 5 = 0,0026 \text{ (mol L}^{-1} \text{min}^{-1}\text{)}$$

$$v_{15} = -d[\text{H}_2\text{O}_2] / dt = (0,03717 - 0,02958) / 10 = 0,0014 \text{ (mol L}^{-1} \text{min}^{-1}\text{)}$$

- e) **(10 puntos)** Determina el tiempo o periodo de semi-reacción.

El tiempo de semi-reacción es el tiempo necesario para que la concentración inicial (0,06) se reduzca a la mitad (0,03). A partir de la gráfica puede observarse que la concentración de agua oxigenada es $0,03 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ para un tiempo de 15 min



XXI OLIMPIADA NACIONAL DE QUÍMICA

Castelló de la Plana, 1 al 4 de Mayo de 2008



Asociación Nacional de Químicos de España



Examen de Problemas

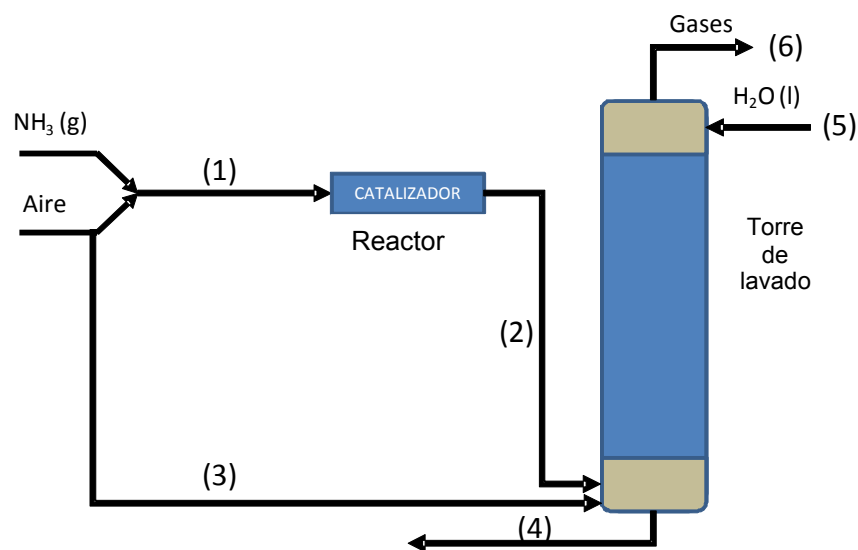
INSTRUCCIONES

- A. La duración de la prueba será de 3 horas
- B. Contesta a todas las preguntas en este cuadernillo
- C. No se permite la utilización de libros de texto o Tabla Periódica.

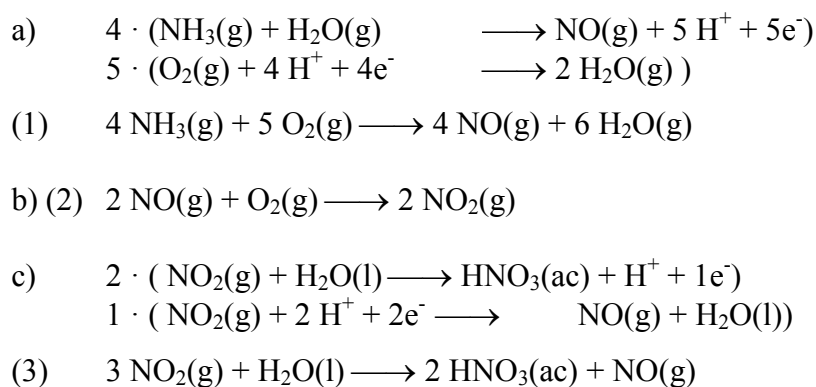
PROBLEMA 2.

- 1 Desde el momento en que se pone en marcha la síntesis de Haber-Bosch para la fabricación del amoníaco, el ácido nítrico se prepara por el método Ostwald. El proceso consta de tres etapas:
- a) Combustión catalítica del amoníaco para formar NO. El amoníaco mezclado con aire, se pone en contacto con el catalizador sólido, que es una malla de platino con un 10 % de rodio, a 800 °C y 1 atm.
 - a) $\text{NH}_3(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow \text{NO}(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g})$
 - b) Oxidación del NO a NO₂. Con nuevo aporte de aire el NO se oxida a NO₂
 - b) $\text{NO}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow \text{NO}_2(\text{g})$
 - c) En presencia de agua el NO₂ se dismuta en HNO₃ y NO. El proceso tiene lugar al ponerse en contacto con agua el NO₂, en torres de lavado. El NO producido se oxida a NO₂ y sigue las mismas transformaciones.
 - c) $\text{NO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \longrightarrow \text{HNO}_3(\text{ac}) + \text{NO}(\text{g})$

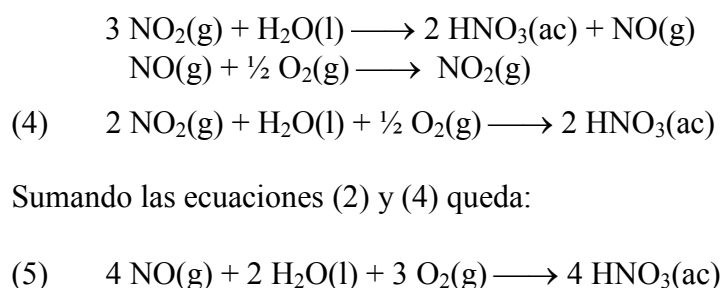
El diagrama de flujo simplificado es el siguiente:



a) **(20 puntos)** Escribe las reacciones ajustadas (a), (b) y (c) correspondientes a cada una de las tres etapas.

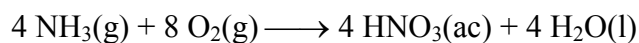


b) **(10 puntos)** Escribe una reacción química global ajustada para las etapas b) y c).

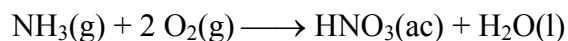


- c) **(10 puntos)** Escribe una reacción química ajustada correspondiente al proceso global. Considera que el vapor de agua producido en la etapa (a) condensa en la torre de lavado y toda el agua es líquida.

Sumando las ecuaciones (1) y (5) queda:



y simplificando:



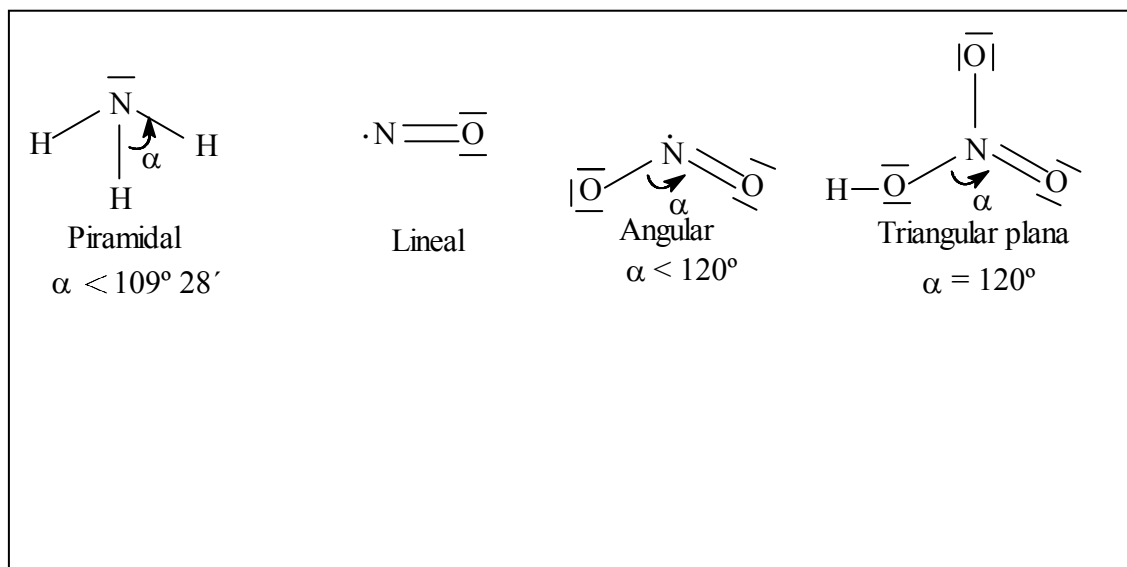
que es la ecuación global representativa del proceso

- 2 Contesta a las siguientes preguntas:

- a) **(6 puntos)** Indica el estado de oxidación del nitrógeno en los compuestos: NH_3 , NO , NO_2 , HNO_3

	NH_3	NO	NO_2	HNO_3
Estados de oxidación del nitrógeno	-3	+2	+4	+5

- b) **(8 puntos)** Dibuja las estructuras de Lewis de los compuestos anteriores y su forma, justificando los ángulos de enlace.



- 3 En un proceso industrial, la corriente gaseosa (1), mezcla de amoníaco y aire, que entra en el reactor, tiene un caudal de $8118,0 \text{ m}^3/\text{h}$ y una densidad de $1020,7 \text{ g/m}^3$ a 1 atm y 57°C .

- a) **(6 puntos)** Calcula la masa molecular media de esta corriente gaseosa.

$$\text{Masa molecular media} = d \frac{RT}{P} = 1,0207 \frac{0,082(273 + 57)}{1} = 27,62 \text{ g/mol}$$

- b) (15 puntos) Expresa la composición de esta corriente gaseosa (1) (amoníaco, oxígeno y nitrógeno) en % en volumen y en % en masa. Aire: 80% N₂ y 20% O₂ en volumen.

100 moles de mezcla gaseosa contiene x moles de amoníaco y $100 - x$ moles de aire
 $x \cdot 17 + 0,8(100-x)28 + 0,2(100-x)32 = 27,62 \cdot 100$; $x = 10$

El % en volumen coincide con el % en moles. En 100 moles de mezcla gaseosa hay 10 moles de amoníaco y 90 moles de aire (72 moles de N₂ y 18 moles de O₂)

Composición en volumen: 10% de amoníaco 72% de nitrógeno y 18% de oxígeno

Composición en peso:

$10 \cdot 17 = 170$ g amoníaco ; $(170/2762) \cdot 100 = 6,155\%$ en masa de amoníaco

$72 \cdot 28 = 2016$ g nitrógeno ; $(2016/2762) \cdot 100 = 72,991\%$ en masa de nitrógeno

$18 \cdot 32 = 576$ g oxígeno ; $(576/2762) \cdot 100 = 20,854\%$ en masa de oxígeno

total = 2762 g/100 moles

- c) (10 puntos) Calcula los moles/h de NH₃, O₂ y N₂ de la corriente gaseosa (1) que entran en el reactor.

$$8118 \frac{\text{m}^3}{\text{h}} \times 1,020 \frac{\text{kg}}{\text{m}^3} = 8286 \frac{\text{kg}}{\text{h}} \text{ de gases}$$

$$8286000 \frac{\text{g}}{\text{h}} \times \frac{1 \text{ mol}}{27,62 \text{ g}} = 300000 \frac{\text{mol}}{\text{h}} \text{ de gases}$$

$$(10/100) \cdot 300000 = 30000 \text{ mol/h de NH}_3$$

$$(72/100) \cdot 300000 = 216000 \text{ mol/h de N}_2$$

$$(18/100) \cdot 300000 = 54000 \text{ mol/h de O}_2$$

XXI OLIMPIADA NACIONAL DE QUÍMICA
EXAMEN DE PROBLEMAS

- 4 (15 puntos) Suponiendo la total conversión del NH_3 a NO , calcula la composición de la corriente gaseosa (2) a la salida del reactor y exprésala en % en peso y volumen.

$$30000 \frac{\text{mol NH}_3}{\text{h}} \times \frac{5 \text{ mol O}_2 \text{ consumidos}}{4 \text{ mol NH}_3} = 37500 \frac{\text{moles O}_2 \text{ consumidos}}{\text{h}}$$
$$54000 - 37500 = 16500 \frac{\text{moles O}_2 \text{ sobrantes}}{\text{h}}$$

$$30000 \frac{\text{mol NH}_3}{\text{h}} \times \frac{1 \text{ mol NO}}{1 \text{ mol NH}_3} = 30000 \frac{\text{moles NO formados}}{\text{h}}$$

$$30000 \frac{\text{mol NH}_3}{\text{h}} \times \frac{6 \text{ mol H}_2\text{O}}{4 \text{ mol NH}_3} = 45000 \frac{\text{moles H}_2\text{O formados}}{\text{h}}$$

Sustancia	moles/hora	gramos/hora	% volumen	% peso
NO	30000	$30000 \cdot 30 = 900000$	9,576	10,862
O ₂	16500	$16500 \cdot 32 = 528000$	5,366	6,372
N ₂	216000	$216000 \cdot 28 = 6048000$	70,244	72,991
H ₂ O	45000	$45000 \cdot 18 = 810000$	14,634	9,776
Total	307500	8286000		



XXI OLIMPIADA NACIONAL DE QUÍMICA

Castelló de la Plana, 1 al 4 de Mayo de 2008



Examen de Problemas

INSTRUCCIONES

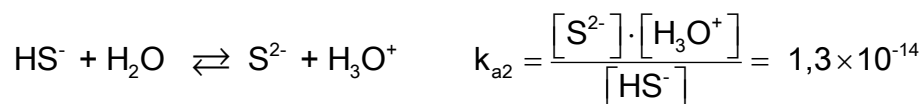
- A. La duración de la prueba será de 3 horas
- B. Contesta a todas las preguntas en este cuadernillo
- C. No se permite la utilización de libros de texto o Tabla Periódica.

PROBLEMA 3.

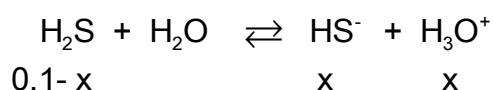
1. El sulfuro de hidrógeno es un gas incoloro que se puede producir durante procesos biológicos e industriales, siendo el más venenoso de los gases naturales (seis veces más letal que el monóxido de carbono). Este gas puede ser identificado en pequeñas concentraciones por su característico olor a *huevos podridos* (< 1 mg/kg). Sin embargo, a concentraciones superiores a 150 mg/kg produce una parálisis temporal de los nervios olfativos de la nariz, de manera que no se percibe su olor pudiendo dar lugar a un envenenamiento instantáneo y la muerte.

De entre sus características físico-químicas cabe destacar que el sulfuro de hidrógeno es más denso que el aire y que su solubilidad en agua es del orden de 0,1 mol/L a 20°C, mostrando un comportamiento ácido (ácido sulfhídrico).

(30 puntos) Calcula el pH de una disolución saturada de H_2S en agua (Nota: debido al pequeño valor de las constantes de acidez se pueden realizar simplificaciones).



$$k_{a_2} \ll k_{a_1}$$



$$9,6 \times 10^{-8} = \frac{x^2}{0,1-x} \Rightarrow x^2 + 9,6 \times 10^{-8}x - 9,6 \times 10^{-9} = 0$$

$$x = [\text{H}_3\text{O}^+] = 9,80 \times 10^{-5} \text{ M} \Rightarrow \text{pH} = 4,01$$

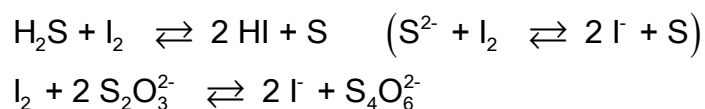
$$\text{si se simplifica } x \Rightarrow 9,6 \times 10^{-9} = x^2$$

$$x = [\text{H}_3\text{O}^+] = 9,798 \times 10^{-5} \text{ M} \Rightarrow \text{pH} = 4,01$$

2. Las sales del ácido sulfhídrico (sulfuros) se utilizan en numerosas aplicaciones, tanto industriales (pinturas, semiconductores,...) como clínicas (tratamientos dermatológicos). Uno de los usos conocidos del sulfuro de sodio es la eliminación del pelo de las pieles de vacuno en los procesos tradicionales de curtido. Las concentraciones de sulfuro requeridas para esta operación varían entre 2 y 3 % del peso de la piel. El coste medioambiental de estos procesos comporta unos vertidos de aguas residuales con un alto contenido en sólidos suspendidos, en materia orgánica y concentraciones elevadas de sulfuro. La normativa de vertido de aguas, que regula en cada cuenca los niveles máximos que pueden contener las aguas de vertido, establece valores máximos de concentración para el sulfuro en aguas de 10 mg/L.

Un método clásico para la determinación de la concentración de sulfuro en aguas se basa en la oxidación del sulfuro a azufre elemental, mediante la adición de un exceso de yodo en medio ácido (tamponado a pH 5,5 con HAC/NaAc) y posterior valoración del exceso de yodo con tiosulfato sódico ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ que se oxida a tetratiónato, $\text{S}_4\text{O}_6^{2-}$) utilizando almidón como indicador.

- a) **(10 puntos)** Escribe y ajusta todas las reacciones que tienen lugar en el método de determinación indicado.



- b) **(20 puntos)** Calcula la concentración de H_2S en un agua residual procedente de una curtiduría que se ha analizado según el siguiente procedimiento: a 200 mL de muestra de agua acidificada a pH 5,5 se le añaden 20 mL de disolución de I_2 0,015 M, se agita un momento y se añaden 5 gotas de disolución de almidón al 0,5%; la disolución se valora con tiosulfato sódico 0,02 M hasta desaparición del color azul, consumiéndose 17,8 mL.

$$\begin{aligned}(n_{\text{I}_2})_{\text{tot}} &= (n_{\text{I}_2})_{\text{reac}} + (n_{\text{I}_2})_{\text{exc}} \\ (n_{\text{I}_2})_{\text{tot}} &= (20 \times 10^{-3}) \times 0,015 = 3 \times 10^{-4} \text{ moles de } \text{I}_2 \text{ totales} \\ 2 \times (n_{\text{I}_2})_{\text{exc}} &= n_{\text{S}_2\text{O}_3^{2-}} \\ (n_{\text{I}_2})_{\text{exc}} &= \frac{(17,8 \times 10^{-3}) \times 0,02}{2} = 1,78 \times 10^{-4} \text{ moles } \text{I}_2 \text{ exceso} \\ (n_{\text{I}_2})_{\text{reac}} &= (n_{\text{I}_2})_{\text{tot}} - (n_{\text{I}_2})_{\text{exc}} = 1,22 \times 10^{-4} \text{ moles } \text{I}_2 \text{ reaccionan} \\ n_{\text{H}_2\text{S}} &= (n_{\text{I}_2})_{\text{reac}} = 1,22 \times 10^{-4} \text{ moles } \text{H}_2\text{S} \\ c_{\text{H}_2\text{S}} &= \frac{n_{\text{H}_2\text{S}}}{V} = \frac{1,22 \times 10^{-4}}{0,200} = 6,1 \times 10^{-4} \text{ moles/L}\end{aligned}$$

- c) (10 puntos) Indica si el agua residual analizada cumple con la normativa de vertidos en cuanto al contenido de sulfuros.

$$M_s = 32$$

$$6,1 \times 10^{-4} \frac{\text{moles H}_2\text{S}}{\text{L}} \times 32 \frac{\text{g S}^{2-}}{\text{mol H}_2\text{S}} \times \frac{1000 \text{ mg}}{1 \text{ g}} = 19,52 \text{ mg/L S}^{2-}$$

NO CUMPLE NORMATIVA

3. (30 puntos) La marcha analítica del sulfhídrico, que se ha utilizado durante más de un siglo para realizar la determinación cualitativa de cationes, se basa en las propiedades precipitantes del ion sulfuro, que dependen del pH del medio. A modo de ejemplo, se puede indicar que los iones Co^{2+} y Mn^{2+} se encuentran en el grupo III de dicha marcha donde precipitan ambos como sulfuros, para posteriormente redissolver uno de ellos en medio ácido.

¿Es posible la separación directa de Co (II) y Mn (II), ambos con concentración 0,01 M, por precipitación de sus correspondientes sulfuros en una disolución acuosa saturada de H_2S ajustando el pH con una disolución amortiguadora ácido acético 1 M / acetato de sodio 1 M (pH=4,74)?.

Disolución saturada H_2S

$$c_{\text{H}_2\text{S}} = 0,1 \text{ M}$$

$$c_{\text{H}_2\text{S}} = [\text{H}_2\text{S}] + [\text{HS}^-] + [\text{S}^{2-}]$$

$$[\text{HS}^-] + [\text{S}^{2-}] \ll [\text{H}_2\text{S}] \Rightarrow [\text{H}_2\text{S}] \approx 0,1 \text{ M}$$

$$k_{a_1} = \frac{[\text{HS}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{H}_2\text{S}]} \quad k_{a_2} = \frac{[\text{S}^{2-}][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HS}^-]}$$
$$k_{a_1} \cdot k_{a_2} = \frac{[\text{S}^{2-}][\text{H}_3\text{O}^+]^2}{[\text{H}_2\text{S}]}$$

$$(9,6 \times 10^{-8}) \cdot (1,3 \times 10^{-14}) = 1,25 \times 10^{-25} = \frac{[\text{S}^{2-}] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{0,1}$$

$$[\text{S}^{2-}] = \frac{1,25 \times 10^{-22}}{[\text{H}_3\text{O}^+]^2} = \frac{1,25 \times 10^{-22}}{(1,8 \times 10^{-5})^2} = 3,65 \times 10^{-13} \text{ M}$$

$$K_{\text{S}_{\text{CoS}}} = [\text{Co}^{2+}] \cdot [\text{S}^{2-}] = 4,6 \times 10^{-21}$$

$$c_{\text{Co}} \times c_{\text{S}} = 0,01 \times (3,65 \times 10^{-13}) = 3,65 \times 10^{-15} > K_{\text{S}_{\text{CoS}}} \Rightarrow \text{PRECIPITA}$$

$$K_{\text{S}_{\text{MnS}}} = [\text{Mn}^{2+}] \cdot [\text{S}^{2-}] = 9,7 \times 10^{-14}$$

$$c_{\text{Mn}} \times c_{\text{S}} = 0,01 \times (3,65 \times 10^{-13}) = 3,65 \times 10^{-15} < K_{\text{S}_{\text{MnS}}} \Rightarrow \text{NO PRECIPITA}$$

Datos:	ácido sulfhídrico	$k_{a1} = 9,6 \cdot 10^{-8}$	$k_{a2} = 1,3 \cdot 10^{-14}$
	ácido acético	$k_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$	
	sulfuro de cobalto (II)	$k_{sp} = 4,6 \cdot 10^{-21}$	
	sulfuro de manganeso (II)	$k_{sp} = 9,7 \cdot 10^{-14}$	
	masas atómicas relativas	$H = 1; S = 32$	



XXI OLIMPIADA NACIONAL DE QUÍMICA

Castelló de la Plana, 1 al 4 de Mayo de 2008



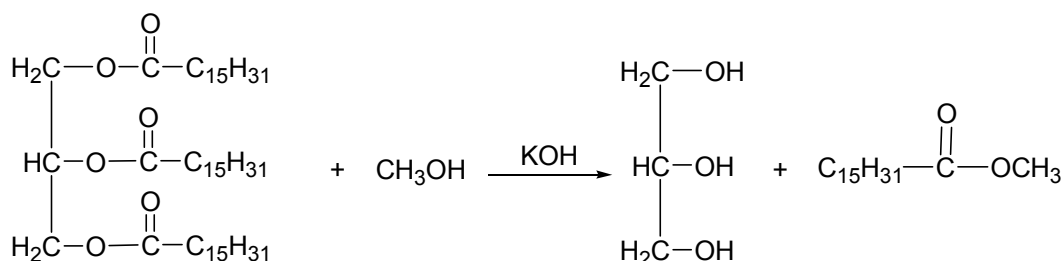
Examen de Problemas

INSTRUCCIONES

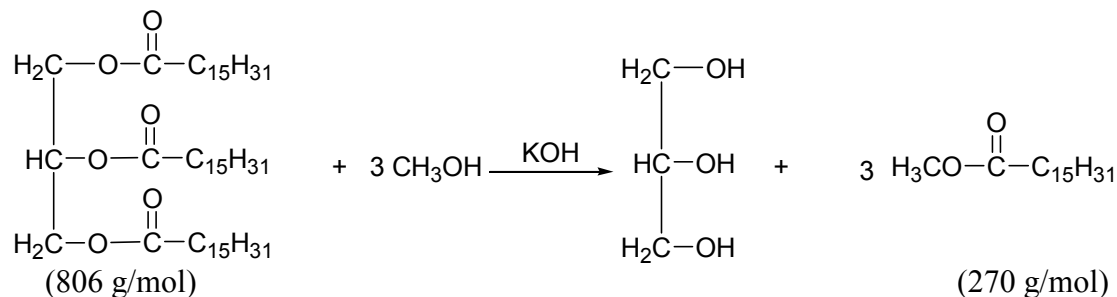
- A. La duración de la prueba será de 3 horas
- B. Contesta a todas las preguntas en este cuadernillo
- C. No se permite la utilización de libros de texto o Tabla Periódica.

PROBLEMA 4.

El biodiesel es un biocombustible sintético líquido que se obtiene a partir de aceites vegetales o grasas animales naturales, y que se aplica en la preparación de sustitutos totales o parciales del gasóleo obtenido del petróleo. El biodiesel está formado por los ésteres metílicos que se obtienen en la reacción de transesterificación de las grasas con metanol, como se indica en la siguiente reacción, que se lleva a cabo en presencia de cantidades catalíticas de hidróxido potásico.

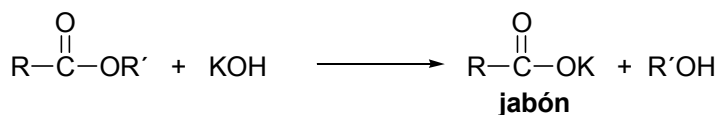
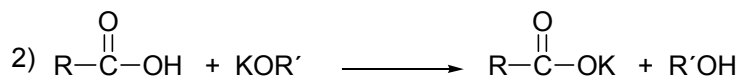
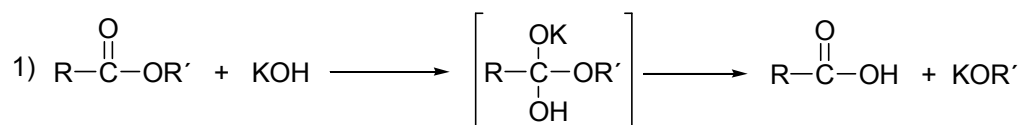


1. (30 puntos) Ajusta la reacción anterior y calcula la masa de biodiesel que se obtendrá a partir de 1250 kg de grasa. (Masas atómicas relativas: C=12, H=1, O=16, K=39)



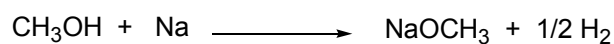
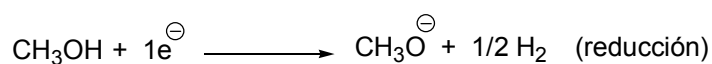
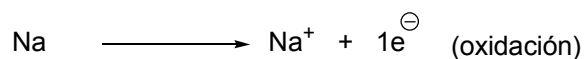
$$\frac{1250 \times 10^3 \text{ g de grasa}}{806 \text{ g/mol}} \times \frac{3 \text{ mol biodiesel}}{1 \text{ mol de grasa}} \times 270 \text{ g/mol} = 1256,2 \text{ kg biodiesel}$$

2. (30 puntos) Cuando se emplea KOH como catalizador se obtiene un subproducto de naturaleza jabonosa. ¿Cuál es la estructura química de este compuesto? ¿Cómo se forma?



3. (40 puntos) La preparación del biodiesel se puede llevar a cabo por reacción con metanol en presencia de cantidades catalíticas de metóxido sódico (NaOCH_3). El metóxido de sodio se puede generar por adición de sodio metálico en metanol, en un proceso químico en el que se produce la oxidación del sodio y se forma hidrógeno molecular. Escribe la reacción ajustada de este proceso y calcula la cantidad de hidrógeno gas que se formará en condiciones normales cuando 50 g de sodio se hacen reaccionar con 300 mL de metanol. (Masas atómicas relativas: $\text{Na}=23$, $\text{C}=12$, $\text{H}=1$, $\text{O}=16$). Densidad metanol= 0,79 g/mL

La ecuación redox es la que se indica. El sodio metálico se oxida dando lugar a la formación del catión sodio y a un electrón, que es aceptado por el metanol para formar el anión metóxido e hidrógeno molecular.



$$\frac{50 \text{ g Na}}{23 \text{ g/mol}} = 2,174 \text{ mol Na (reactivo limitante)}$$

$$\frac{300 \text{ mL MeOH}}{39 \text{ g/mol}} \times 0,79 \text{ g/mL} = 7,406 \text{ mol MeOH}$$

$$2,174 \text{ mol Na} \times \frac{1 \text{ mol H}_2}{2 \text{ mol Na}} \times 22,4 \text{ L/mol} = 24,35 \text{ L H}_2$$