

QUÍMICA – Ficha 19

SOLUCIÓN A LOS EXÁMENES

ACCESO UNIVERSIDAD 25

Del 2019

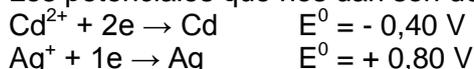
Cuestión 6 (2,5 puntos)

Se prepara una pila voltaica formada por los electrodos Cd^{2+}/Cd y Ag^+/Ag en condiciones estándar.

- Escriba la reacción global ajustada. Indique el oxidante y el reductor. (1,5 puntos)
- Calcule el potencial estándar de la reacción. (1 punto)

Datos: Potenciales de reducción estándar: $E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = +0,80 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}) = -0,40 \text{ V}$.

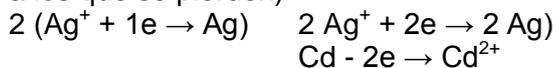
Los potenciales que nos dan son de reducción (se cogen electrones). O sea:



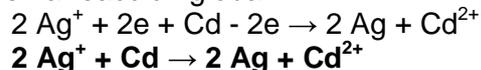
a) Para que haya una pila, siempre tiene que haber una reducción (coger electrones) y una oxidación (pérdida de electrones). Por ello le debemos dar la vuelta a uno de los datos, es decir uno de ellos debe ser una oxidación, cambiando el signo de su E° . Se cambia siempre el que sea negativo (más pequeño), o sea el Cd^{2+}/Cd , manteniendo el otro igual. O sea:



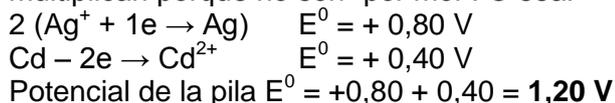
Debemos multiplicar la reacción de la Ag^+ por 2, para que los electrones que se cogen sean igual a los que se pierden)



Sumamos para obtener la reacción global:



b) El potencial total de la pila o reacción es la suma de los dos pares (una vez cambiado uno a oxidación). Aunque la reacción de la Ag^+ la hemos multiplicado por 2, los potenciales no se multiplican porque no son "por mol". O sea:



ACCESO UNIVERSIDAD 25

Pruebas de Acceso para mayores de 25 y 45 años

Convocatoria: 2018

Problema 1 (5 puntos)

El carburo de silicio, SiC, es un material de elevada dureza que se utiliza comercialmente como abrasivo. Esta sustancia se fabrica calentando SiO₂ y C a elevadas temperaturas, según la ecuación química siguiente:



- a) Calcule la cantidad (en gramos) de SiC que se formará si se permite que reaccionen 3,00 g de SiO₂ y 4,50 g de C. **(2 puntos)**
- b) ¿Cuál es el reactivo limitante y qué cantidad (en g) queda del reactivo en exceso suponiendo que la reacción avanza hasta consumir todo el reactivo limitante? **(1,5 puntos)**
- c) Calcule la variación de entalpía estándar de la reacción teniendo en cuenta los datos termodinámicos suministrados. ¿Se trata de un proceso endotérmico o exotérmico? **(1,5 puntos)**

Datos: Masas atómicas relativas: C = 12; O = 16; Si = 28,1.

Entalpías estándar de formación, ΔH_f⁰ (kJ/mol): SiO₂ (s) = - 910,9; SiC (s) = - 73,22; CO (g) = - 110,5; C (s) = 0.

a)		SiO ₂	+	3 C	→	SiC	+	CO
	Mr	60,1		12		40,1		
	m	3 g		4,5 g		¿?		
	n (moles)	3/60,1		4,5/12				
		0,0499		0,375				

En estas reacciones siempre hay un reactivo que se gasta, del que no queda nada (reactivo limitante) y otro del que sobra, que sólo reacciona una parte de lo que tenemos.

Según la reacción por cada mol de SiO₂ reaccionan 3 moles de C

Si reaccionaran totalmente los 0,0499 moles de SiO₂ necesitaríamos de C: 3 · 0,0499 = 0,1497 moles de C, y tenemos 0,375 moles. Luego es posible. Y sobraría C.

Por el contrario si reaccionaran totalmente los 0,375 moles de C:

1 mol de SiO ₂	reacciona con	3 moles de C
x	reaccionarán con	0,375 moles de C

Regla de tres: x = 0,375 · 1 / 3 = 0,125 moles de SiO₂ y como sólo tenemos 0,0499 no es posible.

Luego en esta reacción reaccionan 0,0499 moles de SiO₂ (que se agotan) con parte de los 0,375 moles de C (que sobran). Los cálculos siempre se deben hacer con el que se agota (reactivo limitante)

Nos preguntan el SiC que se forma:

1 mol de SiO ₂	da	1 mol de SiC
0,0499 mol de SiO ₂	darán	x mol de SiC

Regla de tres: x = 0,0499 · 1 / 1 = 0,0499 moles de SiC

n = m/Mr m = n · Mr = 0,0499 · 40,1 = **2,001 g de SiC**

b) El reactivo limitante es el que se agota, o sea el SiO₂. Y el reactivo en exceso es el C.

Del C (que es el que está en exceso) han reaccionado 0,0049 moles y teníamos 0,375.

Moles que sobran de C = 0,375 - 0,049 = 0,3251 moles de C sobrantes.

n = m/Mr m = n · Mr = 0,3251 · 12 = **3,90 g de C**

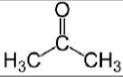
c) ΔH⁰ = (- 73,22) + (- 110,5) - (- 910,9) = - 73,22 - 110,5 + 910,9 = 727,18 kJ (ENDOTÉRMICA)

Cuestión 1 (2,5 puntos)

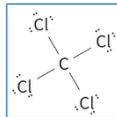
a) Represente la estructura electrónica de Lewis y describa la geometría prevista por el modelo RPECV para las moléculas siguientes: CCl_4 , PCl_3 y Cl_2O . (1,5 puntos)

Datos: Números atómicos, Z: $Z(\text{C}) = 6$, $Z(\text{O}) = 8$; $Z(\text{P}) = 15$; $Z(\text{Cl}) = 17$.

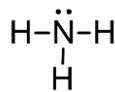
b) Formule o nombre, según convenga: (1 punto)

b-1)	$\text{Ca}(\text{OH})_2$	
b-2)	Nitrato de amonio	
b-3)	KMnO_4	
b-4)	$\text{Fe}_2(\text{CO}_3)_3$	
b-5)	Óxido de hierro(III)	
b-6)	$\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CHCl}-\text{CHCl}-\text{CH}_3$	
b-7)	2-buteno	
b-8)		
b-9)	Dietiléter	
b-10)	$\text{CH}_3-\text{COOCH}_2\text{CH}_3$	

a) CCl_4 como el CH_4



Tetraédrica



PCl_3 como el NH_3

Pirámide trigonal

Cl_2O como el H_2O



Angular

- b)
- b-1) Hidróxido de calcio o dihidróxido de calcio
 - b-2) NH_4NO_3
 - b-3) Permanganato de potasio
 - b-4) Tricarbonato de dihierro o carbonato de hierro(III)
 - b-5) Fe_2O_3
 - b-6) 4,5-dicloro-1-hexeno
 - b-7) $\text{CH}_3-\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}_3$
 - b-8) Propanona
 - b-9) $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{O}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$
 - b-10) Etanoato de etilo

Cuestión 2 (2,5 puntos)

a) El pH de una muestra biológica es 5,8. Calcule cuál es la concentración molar (mol/L) de las especies H_3O^+ y OH^- . (1 punto)

b) Calcule el pH de la disolución resultante de mezclar 25,0 mL de una disolución de NaOH , de concentración 0,5 M, con 5,0 mL de otra disolución de HCl de concentración 1,0 M. Considere que los volúmenes son aditivos. (1,50 puntos)

Dato: Constante de autoionización del agua, $K_w = 1,0 \cdot 10^{-14}$.

a) $\text{pH} = 5,8$ $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-5,8} = 1,58 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L}$
 $\text{pOH} = 14 - 5,8 = 8,2$ $[\text{OH}^-] = 10^{-8,2} = 6,31 \cdot 10^{-9} \text{ mol/L}$

b) Base: 25 mL NaOH 0,5 M n° de moles $n = V \cdot M = 0,025 \cdot 0,5 = 0,0125$ moles de NaOH
 Ácido: 5 mL HCl 1 M n° de moles $n = V \cdot M = 0,005 \cdot 1 = 0,005$ moles de HCl
 0,0125 moles de NaOH $n(\text{OH}^-) = 0,0125$ moles
 0,005 moles de HCl $n(\text{H}_3\text{O}^+) = 0,005$ moles

Hay más moles de OH⁻, parte de ellas son neutralizadas por las moles de H₃O⁺, sobrando OH⁻

Moles de OH⁻ que sobran = 0,0125 – 0,005 = 0,0075 moles de OH⁻

Concentración de OH⁻ (Ojo, el volumen es la suma de los dos volúmenes) V = 25+5= 30 mL = 0,03 L

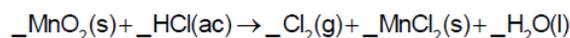
[OH⁻] = n/V = 0,0075 / 0,03 = 0,25 mol/L

pOH = -log 0,25 = 0,60

pH = 14 – 0,60 = 13,4

Cuestión 3 (2,5 puntos)

El cloro molecular, Cl₂, puede obtenerse en el laboratorio mediante la reacción del óxido de manganeso(IV), MnO₂, con ácido clorhídrico, HCl(ac), en la que se forman cloruro de manganeso(II) y agua según la ecuación química (no ajustada) siguiente:

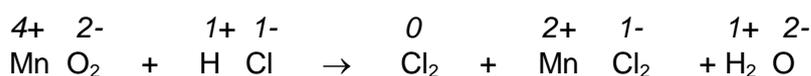


a) Escriba las semirreacciones de oxidación y reducción. (1 punto)

b) Ajuste la reacción química global. (1 punto)

c) Indique la especie oxidante y la reductora. (0,5 puntos)

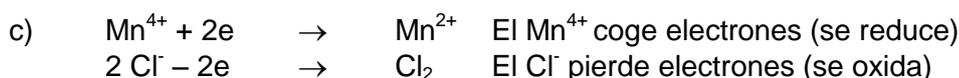
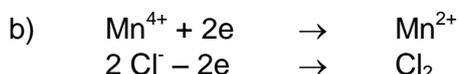
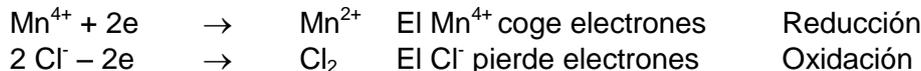
a) Hallamos los números de oxidación para ver quién cambia



Normalmente ni el H ni el O cambian.

Vemos que el Mn(4+) ha cambiado a Mn(2+) y el Cl(1-) ha cambiado a Cl₂(0)

Semirreacciones:



El que se reduce es el oxidante. Como se reduce el Mn⁴⁺ (del MnO₂) El MnO₂ es el oxidante
El que se oxida es el reductor. Como se oxida el Cl⁻ (del HCl) El HCl es el reductor

ACCESO CFGS

PRUEBA DE ACCESO A CICLOS FORMATIVOS DE GRADO SUPERIOR
JUNIO 2017

OPCIÓN C: CIENCIAS: QUÍMICA

Duración: 1h 15 minutos

RESPONDE A 5 DE LAS 6 PREGUNTAS PROPUESTAS. (2 puntos cada pregunta)

1. Se disuelven 10 gramos de hidróxido de sodio en 2 litros de agua. Calcula:
- La concentración de la disolución en g/L. (0,6 puntos)
 - La molaridad de la disolución. (0,7 puntos)
 - La nueva molaridad que tendrá si posteriormente se duplica el volumen de agua. (0,7 puntos)

Datos: M atómicas: Na = 23 u ; O= 16 u y del H =1 u

Datos: NaOH $m = 10 \text{ g}$ $V = 2 \text{ L}$ $Mr(\text{NaOH}) = 23+16+1 = 40$

- Concentración (g/L) = $m/V = 10 \text{ g} / 2 \text{ L} = 5 \text{ g/L}$
- Concentración (molaridad) $M = n/V$
 n° de moles $n = m/Mr = 10 / 40 = 0,25$ moles
 $M = n/V = 0,25/2 = 0,125 \text{ mol/L}$ o M
- Las moles de NaOH no han cambiado, sólo ha aumentado el volumen de agua de 2 a 4 L
 $M = n/V = 0,25/4 = 0,0625 \text{ mol/L}$ o M

2. Ordena de mayor a menor número de moles:
- 300 litros de CO_2 a la presión de 1 atmósfera y temperatura 0°C .
 - 300 g de CO_2
 - $6,02 \cdot 10^{24}$ moléculas CO_2

Datos: M atómicas: O= 16 u y del C =12 u. $R = 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}}$

- CO_2 es un gas : $P \cdot V = n R T$ $n = P \cdot V / R \cdot T = 1 \cdot 300 / 0,082 \cdot 273 = \mathbf{13,40 \text{ moles}}$
(Ojo, la T en K (+273))
- $m(\text{CO}_2) = 300 \text{ g}$ Aunque sea un gas, como conocemos su masa:
 $n = m/Mr = 300 / 44 = 6,82$ moles
- N° de moléculas = $6,02 \cdot 10^{24}$ Regla de tres con el N° de Avogadro

Si 1 mol	tiene	$6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas (el N_A)
x mol	tienen	$6,02 \cdot 10^{24}$ moléculas

 $x = 10$ moles

Luego: $a > c > b$

3. La configuración electrónica del Calcio (Ca) es: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$. Indica:

- Su número atómico. (0,5 puntos)
- El periodo y grupo en el que se encuentra. (0,5 puntos)
- Justifica cuál es su valencia iónica. (0,5 puntos)
- Justifica el tipo de enlace que forma con los no metales del grupo 17. (0,5 puntos)

Ca: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$

- Contamos el n° de electrones: $2+2+6+2+6+2= 20$
Como el átomo es neutro, también tendrá 20 protones. Luego $Z = 20$
- La última capa es $4s^2$ última capa $n = 4$ periodo 4°
e de la última capa = 2 periodo II o 2
- Como tiene sólo 2 e en la última capa (electrones de valencia) tiene tendencia a perderlos formando el ion Ca^{2+} , luego su valencia iónica es $2+$
- Como es un metal, con los no metales del grupo 17 (halógenos) formará enlaces iónicos.

4. a) Escribe y ajusta la reacción de combustión del propano (C_3H_8). (1 punto)
b) Calcula la entalpía estándar de combustión del propano, a partir de las entalpías de formación estándar del CO_2 , H_2O y C_3H_8 que son, respectivamente $-393,5 \text{ kJ/mol}$; $-285,8 \text{ kJ/mol}$ y $-103,852 \text{ kJ/mol}$. (1 punto)

- $\text{C}_3\text{H}_8 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ Se ajusta en el orden CHO
 $\text{C}_3\text{H}_8 + \text{O}_2 \rightarrow 3 \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{C}_3\text{H}_8 + \text{O}_2 \rightarrow 3 \text{CO}_2 + 4 \text{H}_2\text{O}$



b) $\Delta H^0 = 3 \Delta H_f^0(\text{CO}_2) + 4 \Delta H_f^0(\text{H}_2\text{O}) - 1 \Delta H_f^0(\text{C}_3\text{H}_8) - 5 \Delta H_f^0(\text{O}_2) =$
 $3(-393,5) + 4(-285,8) - (-103,852) - 5 \cdot 0 =$
 $-1180,5 - 1143,2 + 103,852 = -2219,85 \text{ kJ}$ Exotérmica

5. En la reacción de combustión del butano C_4H_{10} se desprenden 2400 KJ/mol.

- a) Escribe y ajusta la reacción. (0,7 puntos)
 b) Si se queman 200 g de butano, calcula la energía desprendida. (0,7 puntos)
 c) En el caso anterior. ¿Cuántos litros de dióxido de carbono se producen medidos a la presión de 1 atmósfera y temperatura 0°C ? (0,6 puntos)

Datos M atómicas: H= 1 u ; C= 12 u y O=16 u



$$M_r = 4 \cdot 12 + 10 = 58$$

$$n = m/M_r = 200 / 58 = 3,45 \text{ moles de butano}$$

Según la reacción por cada mol de butano se desprenden 2400 kJ Regla de tres:

1 mol C_4H_{10}	desprenden	2400 kJ
---------------------------------	------------	---------

3,45 moles	desprenderán	x
------------	--------------	---

$$x = 3,45 \cdot 2400 = 8280 \text{ kJ}$$

c) Si 1 mol de C_4H_{10} proporciona 4 moles de CO_2

3,45	x	$x = 3,45 \cdot 4 = 13,8 \text{ moles de CO}_2$
------	---	---

Las condiciones que nos dan son las normales ($P=1\text{atm}$, $T=0^\circ\text{C}=273\text{K}$). En estas condiciones, según Avogadro, 1 mol de cualquier gas ocupa 22,4 L

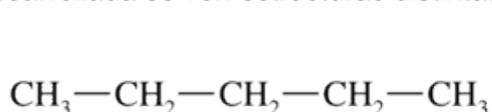
$$\text{Luego } V = 13,8 \cdot 22,4 = 309,12 \text{ L}$$

6. Justifica el tipo de isomería existente entre los compuestos de cada uno de los apartados siguientes:

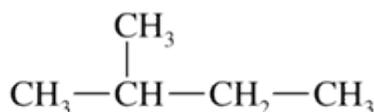
- a) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{OH}$ y $\text{CH}_3\text{-CHOH-CH}_3$ (0,6 puntos)
 b) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{OH}$ y $\text{CH}_3\text{-O-CH}_3$ (0,7 puntos)
 c) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CHO}$ y $\text{CH}_3\text{-CH(CH}_3\text{)-CHO}$ (0,7 puntos)

Básicamente existen tres **tipos de isomería** en química orgánica.

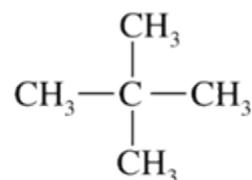
Isomería Estructural: Estos compuestos tienen la misma fórmula molecular, pero en la fórmula desarrollada se ven estructuras distintas.



n-pentane, bp = 36°C

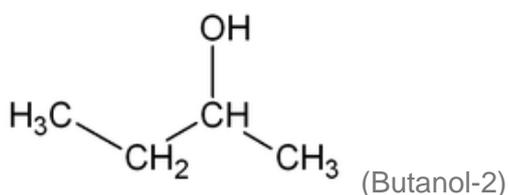
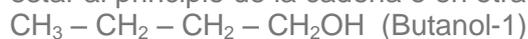


isopentane, bp = 28°C



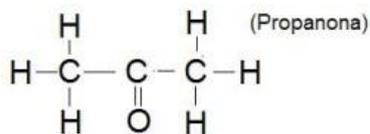
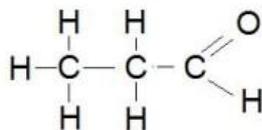
neopentane, bp = 10°C

Isomería de Posición: Aparece cuando un cierto grupo funcional cambia de posición con respecto a una cadena principal. Por ejemplo es muy común en los alcoholes. Ejemplo: Butanol o 2-butanol. También se presenta en aquellas moléculas con dobles enlaces. El doble enlace puede estar al principio de la cadena o en otra posición distinta.



Isomería de Función: Existen moléculas que tienen la misma fórmula molecular pero y hasta el esqueleto es el mismo, pero sus grupos funcionales difieren. Por ejemplo, las cetonas con los aldehídos.

Fórmula Estructural Completa: (Propanal)



- a) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{OH}$ 1-propanol $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$
 $\text{CH}_3\text{-CHOH-CH}_3$ 2-propanol $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$

Son isómeros porque tienen la misma fórmula molecular o empírica, pero se diferencian en que el grupo alcohol OH está en posiciones distintas: Isomería de posición

- b) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{OH}$ etanol $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$
 $\text{CH}_3\text{-O-CH}_3$ dimetiléter $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$

Son isómeros porque tienen la misma fórmula molecular o empírica, pero se diferencian en que uno es un alcohol (OH) y el otro es un éter (-O-), que son dos funciones distintas: Isomería de función

- c) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CHO}$ butanal $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}$
 $\text{CH}_3\text{-CH(CH}_3\text{)-CHO}$ 2-metilpropanal $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}$

Son isómeros porque tienen la misma fórmula molecular o empírica, pero se diferencian en la estructura (distinta cadena): Isomería estructural

NUEVO

Otros casos de hallar el pH

Cojamos por ejemplo una base, el NaOH. Sacamos su molaridad y supongamos que nos da 0,1 M. Si hay de NaOH 0,1 M, tendremos de $[\text{OH}^-] = 0,1 \text{ M}$, de donde hallamos el pOH y luego el pH:

$$[\text{OH}^-] = 0,1 \quad \text{pOH} = -\log 0,1 = 1 \quad \text{pH} = 14 - 1 = 13$$

Pero imaginemos que nos dan una base con 2 OH, por ejemplo $\text{Ca}(\text{OH})_2$

O sea: Hallar el pH de una disolución 0,1 M de $\text{Ca}(\text{OH})_2$

Ahora como tiene 2 grupos OH, por cada mol de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ da 2 moles de OH

Si la concentración de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ es 0,1 M: $[\text{OH}^-] = 2 \cdot 0,1 = 0,2 \text{ M}$

$$[\text{OH}^-] = 0,2 \quad \text{pOH} = -\log 0,2 = 0,69 \quad \text{pH} = 14 - 0,69 = 13,31$$

Cómo hallar los números de oxidación de los elementos de una reacción para ver quién se oxida y quién se reduce

Lo que hay que saber antes de empezar

SUSTANCIAS ELEMENTALES:

El estado de oxidación de un elemento en una sustancia es la carga que tendría dicho elemento si todos los electrones de cada enlace se los quedara el átomo más electronegativo. Por lo tanto, si una **sustancia** es **elemental** (sólo tiene átomos de un tipo de elemento, como H_2 , O_2 , Fe, etc.), el estado de oxidación de sus átomos es **0**.

Los gases nobles no forman compuestos químicos y siempre aparecen como átomos independientes, por lo que su único estado de oxidación será **0**.

COMPUESTOS QUÍMICOS:

Los **metales** sólo pueden tener estado de oxidación 0 (si tenemos el metal puro) o positivo, **nunca negativo**.

El estado de oxidación de F siempre es -1.

El estado de oxidación de O es -2, excepto en los peróxidos (E.O. = -1) y en el OF_2 (E.O. = +2).

El estado de oxidación de H es +1 si está unido única y exclusivamente a metales, +1 en caso contrario.

Los no metales (excepto F) pueden tener uno o más estados de oxidación positivos y un único estado de oxidación negativo.

Los metales alcalinos (Li, Na, K, Rb, Cs, Fr) siempre tienen estado de oxidación +1.

Los metales alcalinotérreos (Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra) siempre tienen estado de oxidación +2.

Cómo calcular los estados de oxidación

Hay que tener en cuenta que la suma de los estados de oxidación de todos los átomos debe ser igual a la carga de la molécula. Si la molécula es neutra, tendrá que ser 0.

Ejemplos:

Fe_2O_3

Empezamos por el O que tiene -2, como hay tres O, tendremos $3(-2) = -6$

Como la molécula es neutra, la otra parte de los Fe tiene que tener en total +6 (para que $-6+6$ de 0). Como hay dos de Fe, y tienen que tener +6, a cada Fe le toca +3. Luego, en el Fe_2O_3 el estado de oxidación del hierro es +3.

$\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$

Partimos de que Ca tiene E.O. +2 (es alcalinotérreo) y el E.O. de O es -2

O: 6 de O: $6(-2) = -12$ Ca: +2

$-12+2 = -10$ por lo que los N deben tener +10, como hay dos N, cada uno tendrá +5.

SO_4^{-2}

Si sumamos el estado de oxidación del azufre y 4 veces el estado de oxidación del oxígeno debemos obtener -2. Como el E.O. del oxígeno es -2, tenemos que:

O: 4 de O = $4 \cdot (-2) = -8$

Ahora la molécula no es neutra, el total debe dar -2 ya que el sulfato es SO_4^{-2}

Qué estado de oxidación debe tener el S para que con los -8 de los O, de un total de -2?

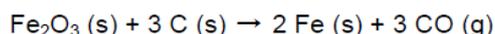
El S debe tener +6: $(+6 \text{ del S}) + (-8 \text{ de los O}) = -2 \text{ (del } \text{SO}_4^{-2} \text{)}$

EXÁMENES PARA HACER

ACCESO UNIV 25 2017

Problema 1 (5 puntos)

La obtención de hierro se lleva a cabo mediante la reducción de los óxidos de hierro presentes en minerales como hematitas o magnetita utilizando coque (en su mayoría carbono) en los hornos de fundición. La reacción que tiene lugar en estos hornos se puede representar mediante la ecuación:



A partir de 1 tonelada de mineral de hierro (suponga que todo el hierro está en forma de Fe_2O_3) se obtienen 543 kg de Fe.

- Determine la pureza (expresada en % en peso de Fe_2O_3) del mineral utilizado en el horno. (2 puntos)
- ¿Qué volumen (en m^3) ocupará el CO generado si se recoge a 22 °C y 720 mmHg? (1,5 puntos)
- Calcule la cantidad (en kg) de C empleada para obtener los 543 kg de Fe. (1,5 puntos)

Datos: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Masas atómicas relativas: C = 12; O = 16; Fe = 56.

760 mmHg = 1 atm.

Cuestión 1 (2,5 puntos)

a) Represente la estructura electrónica de Lewis y describa la geometría prevista por el modelo RPECV para las moléculas: SiCl_4 , NCl_3 y Cl_2O . (1,5 puntos)

Datos: Números atómicos, Z: $Z(\text{N}) = 7$; $Z(\text{O}) = 8$; $Z(\text{Si}) = 14$; $Z(\text{Cl}) = 17$.

b) Formule o nombre, según convenga: (1 punto)

b-1)	Cr_2O_3	
b-2)	KMnO_4	
b-3)	NaCN	
b-4)	Fosfato de sodio	
b-5)	Sulfuro de calcio	
b-6)	2-clorobutano	
b-7)	Propanal	
b-8)	1-pentanol	
b-9)	$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-O-CH}_2\text{-CH}_3$	
b-10)	$\text{CH}_3\text{-COOH}$	

Cuestión 2 (2,5 puntos)

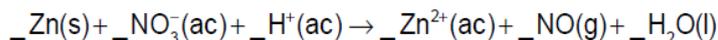
a) Calcule el pH de una disolución acuosa de hidróxido de sodio (NaOH) que contiene 2 g de NaOH en 400 mL de disolución. (1,25 puntos)

b) Para neutralizar 50 mL de la disolución anterior, se han necesitado 31,25 mL de una disolución de HCl. Calcule la concentración (en mol/L) del HCl empleado. (1,25 puntos)

Datos: Masas atómicas relativas: H = 1; O = 16; Na = 23; Cl = 35,5.

Cuestión 3 (2,5 puntos)

Se construye una celda electroquímica cuya ecuación química global (no ajustada) es:



- Ajuste la ecuación química anterior. (1,25 puntos)
- Indique qué especie es el agente oxidante y qué especie es el agente reductor. (0,50 puntos)
- Calcule el potencial estándar de la celda electroquímica propuesta. (0,75 puntos)

Datos: Potenciales estándar de reducción: $E^\circ(\text{NO}_3^-/\text{NO}) = + 0,96 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = - 0,76 \text{ V}$.

ACCESO CFGS

JUNIO 2016

RESPONDE A 5 DE LAS 6 PREGUNTAS PROPUESTAS. (2 puntos cada pregunta)

Pregunta 1. Calcula la composición centesimal del sulfato de calcio (CaSO_4). ¿Cuántos gramos de calcio están contenidos en 3,5 moles de sulfato de calcio?

Masas atómicas: Ca = 40 u; S = 32 u; O = 16 u.

Pregunta 2. Para los siguientes átomos ${}_{34}^{80}\text{X}$ ${}_{34}^{82}\text{Y}$ ${}_{36}^{82}\text{Z}$

- Indica el número de protones, neutrones y electrones de cada uno.
- Explica si estos átomos pueden ser isótopos entre sí.

Pregunta 3. Indica el tipo de enlace o de fuerza intermolecular que se debe romper en los siguientes procesos:

- Vaporizar agua (H_2O).
- Fundir sal común (NaCl).
- Descomponer el amoníaco (NH_3) en sus componentes, hidrógeno y nitrógeno.
- Vaporizar bromo (Br_2).
- Fundir hierro (Fe).

Pregunta 4. La urea es un compuesto de gran importancia industrial en la fabricación de fertilizantes. Se obtiene a partir de dióxido de carbono y de amoníaco según la siguiente reacción:



En un recipiente se introduce 1 kg de dióxido de carbono y 1 kg de amoníaco a la presión y temperatura adecuadas para que se produzca la reacción. Calcula la masa de urea que se obtendrá. Masas atómicas: H=1; C=12; N=14; O=16.

Pregunta 5. Para preparar una disolución de hidróxido de sodio (NaOH) se pesaron 1,2 g de compuesto y se añadió agua hasta un volumen total de 500 mL.

- Calcula la molaridad de la disolución.
- Calcula el pH de dicha disolución.

Datos: Masas atómicas Na = 23 u; O = 16 u; H = 1 u.

Pregunta 6. Escribe el nombre o la fórmula, según corresponda, de los siguientes compuestos:

NH_3	Tetracloruro de carbono
H_2SO_4	Hidróxido de sodio
KNO_3	3-metil-1-buteno
$\text{CH}_3\text{-O-CH}_2\text{CH}_3$	Etanol
$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH}$	Etilamina