

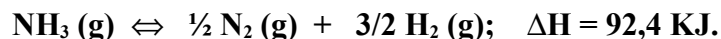
UNIVERSIDAD DE LAS PALMAS DE GRAN CANARIA

DEPARTAMENTO DE QUÍMICA

CONVOCATORIA DE JUNIO 2001-2002

LOGSE. OPCIÓN A

1.- Dado el equilibrio:



Justificar si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

- Al aumentar la temperatura se favorece la formación de NH_3 .**
- Un aumento de la presión favorece la formación de H_2 .**
- Esta reacción será espontánea a cualquier temperatura.**
- Si disminuimos la cantidad de N_2 , el equilibrio se desplaza hacia la derecha.**

Respuesta:

Teniendo en cuenta el *Principio de Le Chatelier* tendríamos que:

- Es **falsa**. Al ser $\Delta H > 0$, se trata de una reacción endotérmica, en consecuencia la aumentar la temperatura la reacción se desplazará en el sentido de consumir el exceso de calor y en consecuencia se desplazará hacia la *derecha* disminuyendo la concentración de NH_3 .
- Es **falsa**. Un aumento de la presión desplazará el equilibrio hacia donde sea menor el número de moles gaseosos. En nuestro caso tenemos por un lado 1 mol de amoníaco y en el lado de los productos de reacción tenemos $\frac{1}{2}$ mol de nitrógeno y $\frac{3}{2}$ moles de hidrógeno, es decir un total de 2 moles de productos, por lo tanto la reacción se desplazará hacia la izquierda consumiendo hidrógeno.
- Es **falsa**. Para poder predecir si una reacción es espontánea tenemos que conocer el valor de ΔG , y será espontánea cuando $\Delta G < 0$. A su vez el valor de ΔG viene determinado por la expresión $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$, en consecuencia para poder predecir la espontaneidad de la reacción necesitaríamos conocer el valor de la entropía.
- Es **verdadera**. Cuando hacemos disminuir la cantidad de unos de los productos de la reacción, el equilibrio se desplazará en el sentido de

compensar esa disminución en consecuencia tenderá a producir mas nitrógeno y el equilibrio se desplazará hacia la derecha.

----- ooo0ooo -----

2.- Responder razonadamente a los siguientes apartados:

a) Clasifique, según la teoría de Brönsted-Lowry las siguientes sustancias en ácidos o bases escribiendo las ecuaciones que justifiquen su respuesta, y nombrando las especies que intervienen:

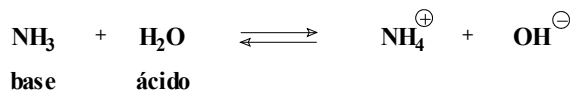


b) ¿Podría utilizarse la teoría de Arrhenius para clasificarlas?.

Respuesta:

a) Según la teoría de Brönsted-Lowry *ácido* es toda sustancia capaz de ceder un protón a una base y *base* es toda sustancia que es capaz de aceptar protones de un ácido. De acuerdo con esto tendríamos que:

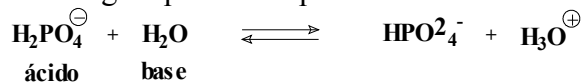
El amoniaco es una base que es capaz de aceptar un protón del agua que actúa como ácido formando ion amonio e ion hidroxilo.



Las especies que intervienen son:

NH_3 : amoniaco; H_2O : agua; NH_4^{\oplus} : ion amonio; OH^{\ominus} : ion hidroxilo (ó hidróxido)

El ion dihidrogeno fosfato (V) puede comportarse como un ácido cediendo un protón al agua que se comportaría como base.

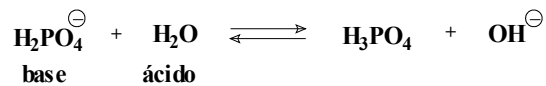


Las especies que intervienen son:

$\text{H}_2\text{PO}_4^{\ominus}$: ion dihidrogeno tetraoxofosfato (V); HPO_4^{2-} : ion hidrogeno tetraoxofosfato (V);

$\text{H}_3\text{O}^{\oplus}$: ion hidronio.

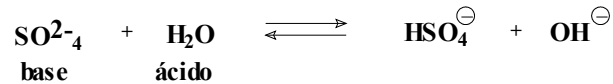
Ahora bien el ion dihidrogeno fosfato (V) también podría comportarse como una base:



Las especies que intervienen son:

H_2PO_4^- : ion dihidrogeno fosfato (V); H_3PO_4 : tetraoxofosfato (V) de hidrógeno, ácido fosfórico.

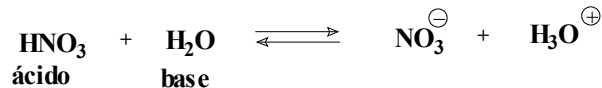
El ion tetraoxo sulfato (VI) se comportará como una base captando un protón que le puede ceder el agua que actuará como ácido.



Las especies que intervienen son:

SO_4^{2-} : ion tetraoxosulfato (VI); HSO_4^- : ion hidrogeno tetraoxosulfato (VI).

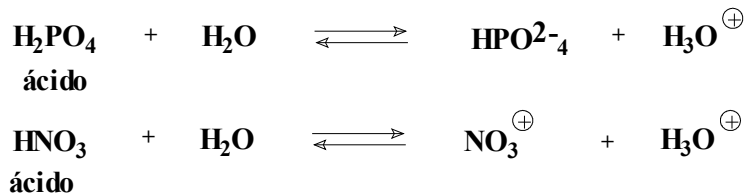
Finalmente el trioxonitrato (V) de hidrógeno (ácido nítrico) se comportaría como un ácido cediendo un protón al agua.



Las especies que intervienen son:

HNO_3 : trioxo nitrato (V) de hidrógeno; NO_3^- : ion trioxonitrato.

- b) Según Arrhenius *ácido* es toda sustancia que en disolución acuosa puede ceder protones (H^+ ó H_3O^+) u *base* es toda sustancia que en disolución acuosa es capaz de ceder iones hidroxilo. Teniendo en cuenta esta definición la teoría de Arrhenius solo podría aplicarse al ion dihidrogeno fosfato (V) y el trioxo nitrato (V) de hidrógeno (ácido nítrico).



Es este caso las dos especies químicas tendrían carácter ácido.

----- 0000000 -----

3.- Formule o nombre, según corresponda:

Ag^+	$\text{H}_2\text{C}=\text{CH}-\text{CH}(\text{CH}_3)_2$
NO_3^-	$\text{H}-\text{COO}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$
HClO	$\text{H}_3\text{C}-\text{CHOH}-\text{CHO}$
Ni_2O_3	$\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{NH}_2$
Ácido monoxoiódico(I)-Ácido hipoiódoso	1,2-dicloroetano.
Hidróxido de plomo (IV)-Hidróxido plúmbico	Ácido 2-hidroxiopropanoico.
Tetraoxosulfato(VI) de aluminio-Sulfato aluminico	2,5-dimetilhexano.
Ácido tetraoxofosfórico (V)-Ácido ortofosfórico	Metano.

Respuesta:

Compuestos inorgánicos:

Ag^+ : cation plata/ion plata (I).

NO_3^- : ion trioxonitrato (V)- ion nitrato.

HClO : ácido monoxoiódico (I)

Ni_2O_3 : trióxido de níquel- óxido níquelico.

HIO .

$\text{Pb}(\text{OH})_4$.

$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$

H_3PO_4 .

Compuestos orgánicos:

4-metil-1-buteno.

Metanoato de etilo.

2-hidroxiopropanal.

Pentanamina-Pentilamina.

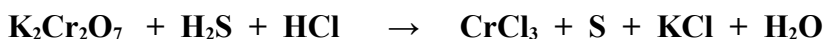
$\text{H}_2\text{C}(\text{Cl})-\text{CH}_2(\text{Cl})$

$\text{H}_3\text{C}-\text{CHOH}-\text{COOH}$.

$\text{H}_3\text{C}-\text{CH}(\text{CH}_3)-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}(\text{CH}_3)-\text{CH}_3$.

----- 000000 -----

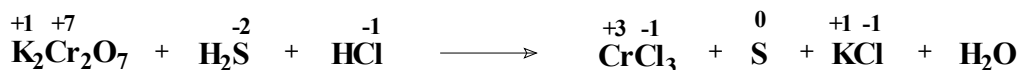
4.- En la reacción siguiente:



- a) Deduzca razonadamente cuál es la sustancia oxidante y la reductora, la que se oxida y la que se reduce.
- b) Escriba y ajuste las semirreacciones de oxidación-reducción y la reacción global.

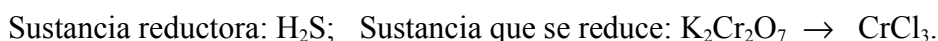
Respuesta:

En primer lugar procedemos a determinar el número de oxidación de los elementos más característicos:

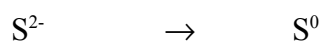


Vemos que el elemento que se reduce es el Cr mientras que el elemento que se oxida es el S, en consecuencia tendremos:

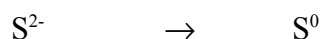
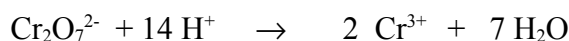
- a) La especie reductora sería el H₂S ya que el S se oxida al pasar de S²⁻ a S⁰ liberando los electrones que reducen el Cr⁷⁺ a Cr³⁺, por lo cual la especie oxidante sería el K₂Cr₂O₇.



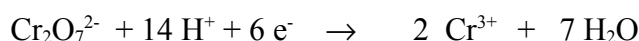
- b) Una vez que hemos establecido quien es la especie oxidante y cual es la especie reductora procedemos a escribir las correspondientes semirreacciones.



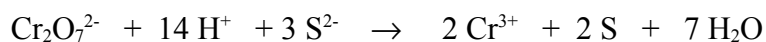
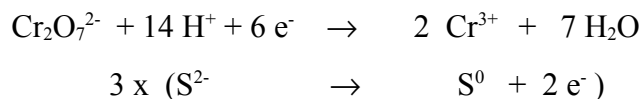
Procedemos a ajustarlas, primero en masas:



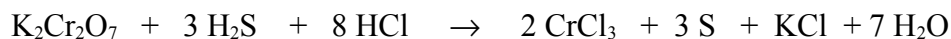
Y luego en cargas:



Finalmente ajustando nos quedaría:



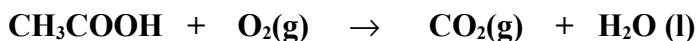
Luego nos quedaría la reacción ajustada:



Hay que tener en cuenta que el ajuste ion-electrón indica 14 protones de los cuales 6 corresponderían al ácido sulfhídrico (H_2S) y el resto al ácido clorhídrico (HCl).

----- 0000000 -----

5.- Cuando se quema 1 g de ácido acético ($\text{CH}_3\text{-COOH}$) se desprenden 14, 5 KJ.



a) **¿Cuál sera el valor de la entalpía de combustión?.**

b) **Hallar la entalpía estandar de formación de ácido acético.**

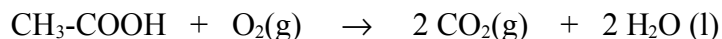
Datos: Masas atómicas: C = 12; H = 1; O = 16.

$\Delta H_f^\circ (\text{CO}_2) = -394 \text{ kJ/mol}$.

$\Delta H_f^\circ (\text{H}_2\text{O}) = -259 \text{ kJ/mol}$.

Respuesta:

Nos piden la entalpía de combustión, luego el primer paso sería proceder al ajuste de la reacción de combustión:



Según los datos que nos dan la combustión de 1 gramos de ácido acético (ácido etanoico) desprenden 14, 5 KJ, habría que calcular entonces cual sería la energía desprendida por 1 mol de ácido acético. El peso molecular del ácido acético sería: $2 \times 12 + 2 \times 16 + 4 \times 1 = 60$. El cálculo correspondiente es:

1 gramo de CH₃COOH = 60 gramos/mol de CH₃COOH
 Luego el valor de la entalpía de combustión sería: x

$\Delta H_{\text{combustión}} = -870 \text{ KJ/mol}$ (el signo es menos ya que es una energía que se desprende).

a) Para obtener la entalpía de formación del ácido acético podemos proceder a partir de la reacción de combustión aplicando la fórmula del sumatorio de entalpías de formación.

$$\Delta H_f^\circ = \sum \Delta H_f^\circ(\text{productos}) - \sum \Delta H_f^\circ(\text{reactivos})$$

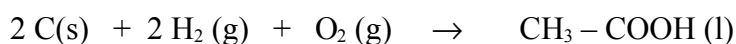
Sustituyendo los datos conocidos tendremos:

$$\begin{aligned} -870 &= [2 \times \Delta H_f^\circ(\text{CO}_2) + 2 \times \Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O})] - [\Delta H_f^\circ(\text{CH}_3\text{-COOH}) + \Delta H_f^\circ(\text{O}_2)] \\ -870 &= [2 \times (-394) + 2 \times (-259)] - [\Delta H_f^\circ(\text{CH}_3\text{-COOH}) + 0] \end{aligned}$$

de donde:

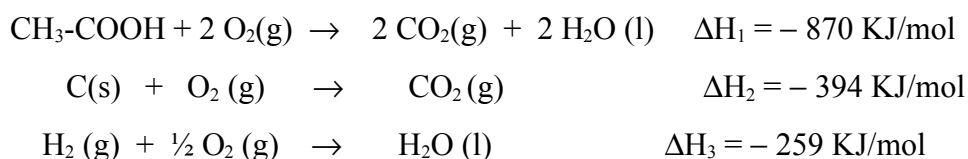
$$\Delta H_f^\circ(\text{CH}_3\text{-COOH}) = -436 \text{ KJ/mol.}$$

También se puede obtener la entalpía de formación del ácido acético haciendo uso de la Ley de Hess. Para ello primero planteamos la reacción de formación:

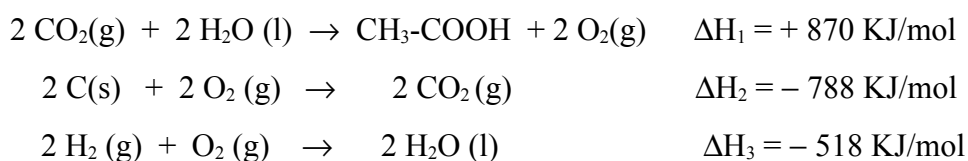


Ahora con las ecuaciones correspondientes a los datos que se proporcionan, es decir, con las reacciones de formación del CO₂ y del H₂O, así como teniendo en cuenta la reacción de combustión del ácido acético, procedemos al cálculo de la entalpía de formación.

Las reacciones que se requieren son:



Si ahora invertimos el sentido de la primera reacción y multiplicamos la segunda ecuación y la tercer por dos, tendremos:



Sumando las correspondientes entalpías tendremos:

$$\Delta H_f^\circ (\text{CH}_3\text{-COOH}) = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3 = -436 \text{ KJ/mol}$$

----- 0000000 -----

CRITERIOS ESPECÍFICOS DE CORRECCIÓN.

- | | |
|---|----------------------|
| 1.- Cada apartado correcto y razonado | 0,5 puntos. |
| 2.- a) Cada sustancia clasificada, nombrando todas las especies involucrada en la disolución. | 0,25 puntos. |
| b) Cada especie clasificada correcta. | 0,5 puntos. |
| 3.- Cada especie correcta. | 0,125 puntos. |
| 4.- Cada semirreacción. | 0,4 puntos. |
| Reacción global. | 0,4 puntos. |
| Sustancia oxidante. | 0,2 puntos. |
| Sustancia reductora. | 0,2 puntos. |
| Sustancia que se oxida. | 0,2 puntos. |
| Sustancia que se reduce. | 0,2 puntos. |
| 5.- Cálculo de cada apartado. | 1 |
| punto. | |

(Se restará 0,1 puntos en cada uno de los resultados sin sus correspondientes unidades, al igual que en los casos de errores numéricos).

CONVOCATORIA DE JUNIO 2001-2002

LOGSE. OPCIÓN B

1.- Para una determinada reacción a 25°C., el valor de ΔH^0 es 10,5 kJ y el de ΔS^0 es 30,04 J/°K. Según esto podemos afirmar que:

- a) Se trata de una reacción espontánea.
- b) Es una reacción exotérmica.
- c) Es una reacción en la que disminuye el desorden.
- d) La variación de Energía libre es negativa.

Respuesta:

- a) El criterio de espontaneidad viene determinado por el valor de la Energía libre ΔG , de tal forma que para que una reacción sea espontánea el valor debe ser menor que cero ($\Delta G < 0$). En nuestro caso el valor de ΔG , sería:

$$\Delta G^0 = \Delta H^0 - T\Delta S^0, \text{ sustituyendo valores,}$$

$\Delta G^0 = 10,5 - (298) \times (0,030) = 1,56 \text{ KJ/mol.}$ Luego la reacción *no es espontánea* ya que $\Delta G^0 > 0$. Hay que tener en cuenta que las unidades de la entropía suelen venir expresadas en **J/°K**, mientras que la entalpía viene dada en **KJ** por lo tanto hay que uniformar unidades.

- b) La reacción es *endotérmica* ya que el valor de la entalpía es mayor que cero.
- c) Cuanto mayor es el valor de la entropía de un sistema mayor es el estado de desorden el mismo, luego en este caso al ser el valor de la entropía mayor que cero, quiere decir que el *desorden aumenta*.
- d) Como se puede observar en el apartado a) la variación de la energía libre es *positiva*.

----- 0000000 -----

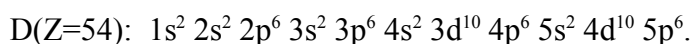
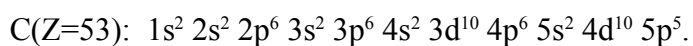
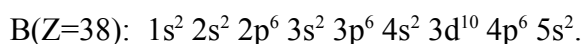
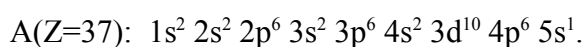
2.- Supongamos cuatro elementos del Sistema Periódico, A, B, C y D, cuyos números atómicos son 37, 38, 53 y 54 respectivamente.

- a) Escriba sus configuraciones electrónicas.
- b) ¿A qué grupo y período pertenece cada elemento?.

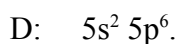
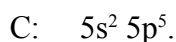
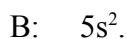
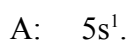
- c) Señale y justifique cuál de los elementos presenta mayor afinidad electrónica.
- d) Razone el tipo de enlace que se establecerá entre A y C.
- e) ¿Qué elemento presenta mayor radio atómico?.

Respuesta:

- a) Teniendo en cuenta el *Principio de Exclusión de Pauli*, la regla del llenado de orbitales según el orden de energía creciente y la *Regla de Hund*, las configuraciones electrónicas serían:



Para razonar las distintas propiedades tomemos las configuraciones de la última capa o capa de valencia:



De acuerdo con esto tendremos que:

- b) El elemento A pertenece al grupo IA (alcalinos) y al 5° periodo.
El elemento B pertenece al grupo IIA (alcalino-térreos) y al 5° periodo.
El elemento C pertenece al grupo VIIA (halógenos) y al 5° periodo.
El elemento D pertenece al grupo VIIIA (gases nobles) y al 5° periodo.
- c) Los elementos A y B al tener uno y dos electrones en su capa más externa tienden a adquirir la configuración de gas noble estable, perdiendo respectivamente uno y dos electrones, por lo cual tenderán a formar iones positivos y tendrán poca afinidad electrónica. Por su parte el elemento D al ser un gas noble está estabilizado y su afinidad electrónica es prácticamente nula. El elemento C posee siete electrones en su capa más externa, luego le

falta un electrón para adquirir la configuración de gas noble estable y este será el elemento que tendrá una mayor afinidad electrónica.

- d) Como hemos visto el elemento A al poseer un solo electrón en la capa más externa tenderá a ceder un electrón formando un ión positivo A^+ . Por su parte el elemento C tiene siete electrones en su capa más externa y le falta uno para adquirir la configuración de gas noble, por ello capturara un electrón formando un ión negativo C^- , por lo tanto el enlace que se establece cuando hay una transferencia de electrones es un *Enlace Iónico*.
- e) En un periodo el radio atómico disminuye cuando nos desplazamos de izquierda a derecha en la tabla periódica, ya que al mismo tiempo que aumenta el número de electrones también aumenta el número de protones del núcleo, en consecuencia el elemento de *mayor radio atómico es el A*.

----- 0000000 -----

3.- Formule o nombre, según corresponda:

Al^{3+}	$H_2C = CHOH.$
SO_3^{2-}	$H_3C-CH_2-COO-CH_3.$
HNO_2	$H_3C-CH(OH)-CH(OH)-CH_3.$
$NaMnO_4$	$H_3C-CHNH_2-COOH.$
Óxido de platino (IV)-Dióxido de platino	Ciclopropano.
Hidróxido de mercurio (II)-Hidróxido mercúrico	4-metil-2-heptanona.
Ácido bromhídrico-Monobromuro de hidrógeno	1-cloro-2-butenos.
Trioxocarbonato (IV) de potasio-Carbonato potásico	2-hidroxihexanal.

Respuesta:

Compuestos inorgánicos:

Al^{3+} : catión aluminio/ion aluminio (III).

SO_3^{2-} : ion trioxosulfato (IV); ion sulfito.

HNO_2 : Dioxonitrato (III) de hidrógeno/ácido nitroso.

$NaMnO_4$: Tetraoxomanganato (VII) de sodio/permanganato de sodio.

PtO_2 .

$Hg(OH)_2$.

HBr.

K₂CO₃.

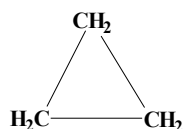
Compuestos Orgánicos:

1-etenol.

Propanoato de metilo.

2,3-butanodiol.

Ácido 2-amino propanoico.



H₃C-CH₂-CH₂-CH(CH₃)-CH₂-CO-CH₃.

H₃C-CH₂-C=C-CH₂Cl.

H₃C-CH₂-CH₂-CH₂-CH(OH)-CHO.

----- 0000000 -----

4.- Sobre 100 cc de una disolución 0,025 mol/l de hidróxido sódico (NaOH), se añaden 40 cc de una disolución 0,115 M de ácido clorhídrico (HCl). Calcúlese el pH de la disolución resultante.

Respuesta:

Se trata de una reacción ácido-base. Para ello habrá que calcular el número de iones H⁺ (H₃O⁺) que aporta el ácido y por otro lado el número de iones OH⁻ que aporta la base. Cada ión H⁺ es neutralizado por otro ión OH⁻ formando agua y por lo tanto el pH de la disolución vendrá determinado por el tipo de iones que quede en exceso. En nuestro caso tenemos:

$$[\text{OH}^-] = 0,025 \text{ (mol/l)} \times 0,100 \text{ (l)} = 0,0025 \text{ moles} = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ moles.}$$

$$[\text{H}^+] = 0,115 \text{ (mol/l)} \times 0,040 \text{ (l)} = 0,0046 \text{ moles} = 4,6 \cdot 10^{-3} \text{ moles.}$$

En consecuencia, el número de moles en exceso es:

$$\text{Número de moles en exceso} = 4,6 \cdot 10^{-3} \text{ moles H}^+ - 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ moles OH}^- = 2,1 \cdot 10^{-3} \text{ moles H}^+.$$

Finalmente el pH de la disolución resultante vendría dado por el número de iones H⁺ en exceso, teniendo en cuenta que ahora el volumen de la disolución

resultante es la suma de los volúmenes de las dos disoluciones (suponemos que los volúmenes son aditivos). La concentración correspondiente sería:

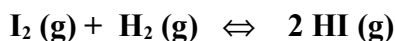
$$[\text{H}^+] = 2,1 \cdot 10^{-3} / 0,140 = 0,015 \text{ M}$$

Y por lo tanto el pH será:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log (0,015) = 1,82 \text{ (se trata de una disolución } \textit{ácida} \text{)}.$$

----- 0000000 -----

5.- Una mezcla gaseosa constituida inicialmente por 7,94 moles de hidrógeno y 5,30 moles de yodo se calienta a 445°C, con lo que se forman en el equilibrio 9,52 moles de HI, según la ecuación:



- a) Calcule el valor de la constante de equilibrio.
- b) ¿Cuántos moles de ioduro de hidrógeno se generarán si partimos de 4 moles de hidrógeno y 2 moles de de yodo?.

Respuesta:

- a) Como conocemos el número de moles iniciales y el número de moles que se obtienen en el equilibrio podremos calcular la constante de equilibrio K_c .

	$\text{I}_2 (\text{g})$	+	$\text{H}_2 (\text{g})$	\rightleftharpoons	$2 \text{HI} (\text{g})$
Moles iniciales:	5,30		7,94		0
Moles que reaccionan:	---		---		2x
Moles equilibrio:	$5,30 - x$		$7,94 - x$		2x

En número de moles de HI en el equilibrio sabemos que es 9,52, en consecuencia tenemos que: $2x = 9,52$, de donde $x = 4,76$ y por tanto nos da que: moles HI = 9,52; moles $\text{H}_2 = 0,54$ y moles $\text{I}_2 = 3,18$. Luego sustituyendo en la Ley de Acción de Masas:

b) Planteamos de nuevo el equilibrio con los nuevos datos. $K_c = 52,69$

	$I_2(g)$	+	$H_2(g)$	\rightleftharpoons	$2 HI(g)$
Moles iniciales:	2		4		0
Moles que reaccionan:	- x		- x		2x
Moles equilibrio:	2 - x		4 - x		2x

Como en el apartado anterior hemos obtenido el valor de K_c , volvemos a plantear la Ley de Acción de Masas:

$$K_c = \frac{[HI]^2}{[I_2][H_2]} = \frac{(2x)^2}{(2-x)(4-x)} = 52,69$$

Resolviendo la ecuación de segundo grado resultante se obtiene el siguiente valor para $x = 1,80$, por lo tanto los moles de yoduro hidrógeno serán: moles HI = $2x = 3,60$ moles.

----- ooo0ooo -----

CRITERIOS ESPECÍFICOS DE CORRECCIÓN.

- | | |
|--|----------------------|
| 1.- Cada apartado. | 0,5 puntos. |
| 2.- a) Cada configuración electrónica. | 0,1 puntos. |
| b) Cada grupo. | 0,1 puntos. |
| Cada periodo. | 0,1 puntos. |
| c) Identifica el de mayor afinidad electrónica y lo justifica. | 0,3 puntos. |
| d) Reconoce y justifica el tipo de enlace. | 0,3 puntos. |
| e) Identifica el de mayor radio atómico y lo justifica. | 0,3 puntos. |
| 3.- Cada especie correcta. | 0,125 puntos. |
| 4.- Cálculo del número de moles de $H^+(H_3O)^+$ | 0,4 puntos. |
| Cálculo del nº de moles de OH^- . | 0,4 puntos. |

Cálculo de la concentración de H^+ .

0,4 puntos.

Cálculo del pH.

0,4 puntos.

5.- Cada apartado.

1 punto.

(Se restará 0,1 puntos en cada uno de los resultados sin sus correspondientes unidades, al igual que en los casos de errores numéricos).

CONVOCATORIA DE SEPTIEMBRE 2001-2002

LOGSE. OPCIÓN A

1.- Describa, justificando la respuesta, todas las condiciones que estime oportunas para obtener un óptimo rendimiento en la formación de óxido nítrico (NO), por oxidación del amoníaco (NH₃):



Respuesta:

De acuerdo con el *Principio de Le Chatelier* las mejores condiciones para favorecer un mejor rendimiento en NO sería:

- a) De acuerdo con el valor de la entalpía se trata de una reacción exotérmica, es decir, la reacción tiene lugar desprendiéndose calor, por lo tanto si *disminuimos la temperatura* la reacción se desplazará en el sentido de producir más calor para compensar esa disminución, es decir, se desplazará hacia la derecha favoreciendo la formación del NO.
- b) Si observamos vemos que en el primer miembro de la ecuación hay 9 moles gaseosos de reactivos, mientras que en el segundo miembro de la ecuación hay 10 moles de productos gaseosos. La reacción se desplazará hacia la derecha si *disminuimos la presión* o lo que es equivalente *aumentando el volumen*.
- c) Si disminuimos la concentración de uno de los productos la reacción se desplazará en el sentido de compensar esa disminución, es decir, se desplazará hacia la derecha. Por lo tanto, si durante el transcurso de la reacción vamos eliminando el agua, *disminuyendo la concentración de agua*, el equilibrio se desplazará hacia la derecha.
- d) También se puede hacer uso de un *catalizador* adecuado que favorezca el transcurso de la reacción hacia la formación de los productos.

----- ooo0ooo -----

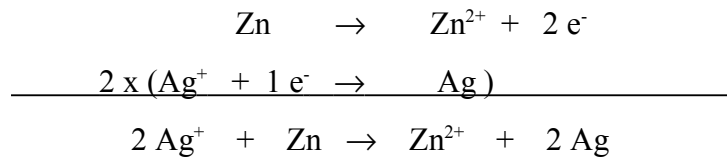
2.- Una pila consta de una semicelda que contiene una barra de Ag sumergida en una disolución 1M de Ag⁺ y otra que contiene una barra de Zn sumergida en una disolución 1 M de Zn²⁺. Ambas están unidas por un puente salino.

- a) Escriba las reacciones que tienen lugar en el cátodo, en el ánodo y la reacción global de la pila.
- b) Escriba la notación de la pila y calcule el potencial estándar.
- c) Dibuje un esquema identificando cada uno de los elementos de la pila y la dirección del flujo de electrones. ¿Cuál es el objetivo del puente salino?.
- Datos: $E^0 [\text{Zn}^{2+}/\text{Zn(s)}] = -0,76 \text{ V}$; $E^0 (\text{Ag}^+/\text{Ag}) = +0,80$.

Respuesta:

- a) En el *Ánodo*: $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^-$
 En el *Cátodo*: $\text{Ag}^+ + 1 \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}$

La reacción global sería:

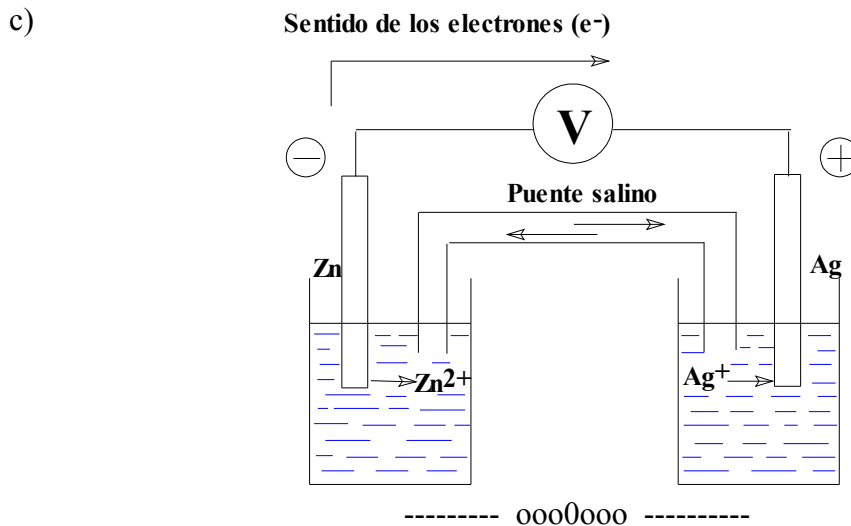


- b) La notación de la pila sería:



Y el potencial estándar es:

$$E^0 = E^0_{\text{cátodo}} - E^0_{\text{ánodo}} = 0,80 - (-0,76) = 1,56 \text{ V.}$$



3.- Formule o nombres según corresponda:



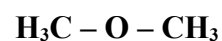
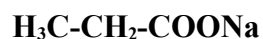


Hidróxido de calcio-Hidróxido cálcico

Bromuro de potasio-bromuro potásico

Hidruro de estroncio-Dihidruro de estroncio

Ácido tetraoxomangánico (VI)-Ácido mangánico



3-buten-1,2,3-triol

Ciclopenteno

Tributilamina

4,5-dimetil-1,4-hexadieno.

Respuesta:

Compuestos inorgánicos.

Catión mercúrico/Ion mercurio (II).

Anión clorato/Ion trioxoclorato (V).

Óxido férrico/trióxido de dihierro.

Fosfato disódico/Hidrógeno tetraoxofosfato (V) de Sodio.



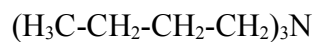
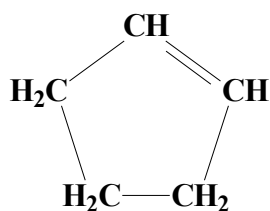
Compuestos orgánicos.

Ácido 3-hidroxi-butanoico.

3-buten-2-ona. (3-butenona).

Propanoato sódico (Propanoato de sodio).

Dimetil éter (éter metílico).



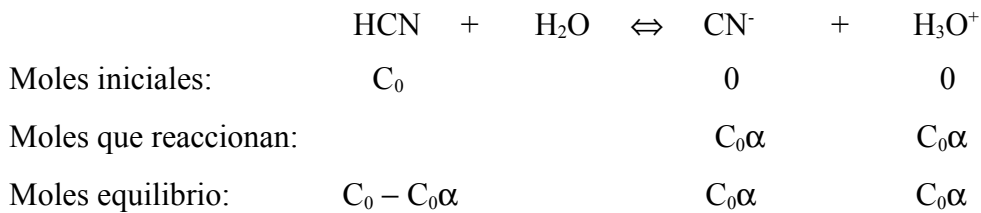
----- 0000000 -----

4.-

- a) Calcule la concentración de una disolución de HCN cuya constante K_a tiene un valor de 5×10^{-10} y su grado de disociación es $\alpha = 0,02$.
- b) ¿Qué pH tendría una disolución de dicho ácido con una concentración 10^{-3} M?.

Respuesta:

- a) El valor de K_a nos indica que el ácido cianhídrico (cianuro de hidrógeno) HCN es un ácido débil y por lo tanto la reacción de hidrólisis sería:

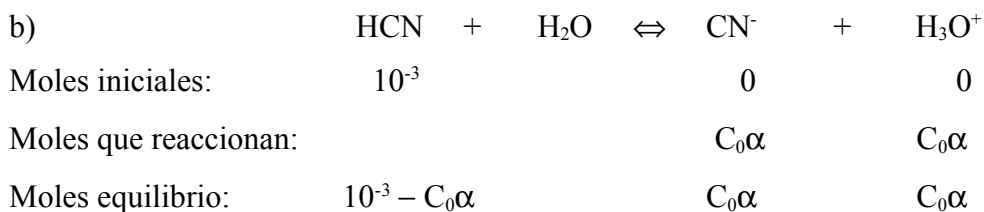


Sustituyendo en la correspondiente ecuación tendremos:

$$K_a = \frac{[\text{CN}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HCN}]}$$

$$5 \cdot 10^{-10} = \frac{(C_0\alpha)^2}{C_0(1 - \alpha)} = \frac{C_0\alpha^2}{1 - \alpha} = \frac{C_0(2 \cdot 10^{-2})^2}{1 - 0,02}$$

Operando tendremos: $C_0 = 1,225 \cdot 10^{-6}$ M.



De donde:

$$K_a = \frac{C_0\alpha^2}{1 - \alpha}$$

Como el valor de K_a es muy pequeño podemos hacer la aproximación de que $1 - \alpha$ sea igual a 1. Entonces quedaría:

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_a}{10^{-3}}} = \sqrt{\frac{5.10 \cdot 10^{-10}}{10^{-3}}} = 7,07 \cdot 10^{-4}$$

por lo tanto: $[H_3O^+] = C_0\alpha = 10^{-3} \cdot 7,07 \cdot 10^{-4} = 7,07 \cdot 10^{-7} \text{ M}$; y en consecuencia el valor del pH sería:

$$\text{pH} = -\log [H_3O^+] = -\log (7,07 \cdot 10^{-7}) = 6,15.$$

----- 0000000 -----

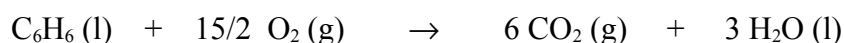
5.- Cuando se forma un mol de benceno, C_6H_6 (l), se requieren 49 kJ. Sabiendo que las entalpías estándar de formación del CO_2 y del H_2O son -394 kJ/mol y -286 kJ/mol respectivamente, calcular:

- La entalpía de combustión del benceno.**
- La energía desprendida en la combustión de 117 g de benceno.**

Datos: Masas atómicas: C = 12; H = 1.

Respuesta:

- Para calcular la entalpía de combustión procedemos a escribir la correspondiente ecuación y haciendo uso de las entalpías estándar de formación procedemos a su cálculo:



$$\Delta H^0_{\text{combustión}} = \sum \Delta H^0_f(\text{productos}) - \sum \Delta H^0_f(\text{reactivos})$$

Sustituyendo valores tenemos:

$$\Delta H^0_{\text{combustión}} = [6 \times \Delta H^0_f(CO_2) + 3 \times \Delta H^0_f(H_2O)] - [\Delta H^0_f(C_6H_6) + \Delta H^0_f(O_2)]$$

De donde:

$$\Delta H^0_{\text{combustión}} = [6 \times (-394) + 3 \times (-286)] - [49 + 0] = -3271 \text{ kJ/mol.}$$

- Una vez que conocemos la entalpía de combustión del benceno habrá que referir los cálculos a la cantidad de 117 g, es decir, tendremos que:

$$\frac{78 \text{ g/mol de } C_6H_6}{-3271 \text{ kJ/mol}} = \frac{117 \text{ g de } C_6H_6}{x}$$

De donde: $x = -4906,5 \text{ kJ.}$

----- 0000000 -----

CRITERIOS ESPECÍFICOS DE CORRECCIÓN.

- 1.- Por cada aspecto señalado correcto (presión, temperatura, concentración y catalizador). **0,4 puntos.**
- 2.- a) Reacción en cada electrodo. **0,2 puntos.**
Reacción global. **0,2 puntos.**
b) Notación correcta. **0,2 puntos.**
Cálculo del potencial estándar. **0,2 puntos.**
c) Esquema completo de la pila. **0,4 puntos.**
Dirección correcta en el flujo electrónico. **0,1 puntos.**
Puente salino. **0,5 puntos.**
- 3.- Cada especie correcta. **0,125 puntos.**
Cada definición correcta. **0,125 puntos.**
- 4.- a) Cálculo de la concentración. **1 punto.**
b) Cálculo del pH. **1 punto.**
- 5.- a) Cálculo de la entalpía de combustión del benceno. **1 punto.**
b) Cálculo de la energía desprendida. **1 punto.**

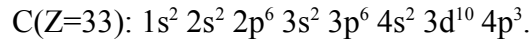
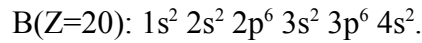
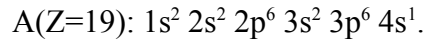
CONVOCATORIA DE SEPTIEMBRE 2001-2002

LOGSE. OPCIÓN B

- 1.- Los elementos A, B y C tienen los números atómicos 19, 20 y 33 respectivamente.
- a) A partir de sus estructuras electrónicas, indique a que grupo y período pertenece cada uno.
- b) Señale, justificando la respuesta, cuál tendrá mayor afinidad electrónica y cuál menor energía de ionización.

Respuesta:

a) Las configuraciones electrónicas correspondientes serían:



De acuerdo con la configuración electrónica podemos deducir que el elemento: A pertenece al grupo IA (alcalinos) y periodo 4°.

B pertenece al grupo IIA (alcalino-térreos) y periodo 4°.

C pertenece al grupo VA (Nitrogenoides) y periodo 4°.

b) La afinidad electrónica es la energía puesta en juego cuando un átomo en estado gaseoso captura un electrón dando lugar a un anión gaseoso. Los elementos A y B tienen uno y dos electrones en su capa más externa o capa de valencia por lo tanto tendrán una tendencia a ceder electrones más que a capturarlos, por el contrario al elemento C le faltan tres electrones para adquirir la configuración estable de gas noble por eso será el que tenga mayor afinidad electrónica.

Por el contrario la energía de ionización (o potencial de ionización) es la energía necesaria para poder arrancarle un electrón a un átomo gaseoso y formar un catión gaseoso. De todos los elementos el A solo tiene un electrón en su capa más externa por lo tanto como todos están en el mismo periodo, se requerirá menor energía para arrancarle un electrón, ya que de esa manera quedaría con la capa anterior con la configuración estable de gas noble, mientras que B requeriría la pérdida de dos electrones lo que implicaría un mayor aporte energético.

----- 0000000 -----

2.-

a) **Indique si son ácidas, básica o neutras las disoluciones resultantes del proceso de hidrólisis de las siguientes sales: NH_4Cl ; CH_3COONa . Formule en cada caso las ecuaciones iónicas para justificar la respuesta.**

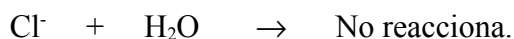
- b) Se dan las siguientes especies: CO_3^{2-} , CH_3COOH . Clasifíquelas como ácidos o bases, según la teoría de Brönsted-Lowry, escribiendo las ecuaciones químicas correspondientes e indicando el carácter ácido o básico de las especies que intervienen en cada caso.

Respuesta:

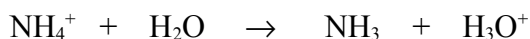
- a) La disolución del NH_4Cl daría lugar a las siguientes especies:



El ión cloruro Cl^- proviene de un ácido fuerte como es el HCl por lo tanto será una base conjugada débil que no reaccionará con el agua:



El ión amonio NH_4^+ proviene de una base débil, el amoníaco NH_3 , y por lo tanto será un ácido fuerte capaz de reaccionar con el agua:

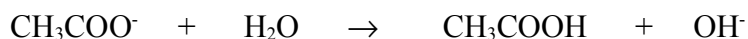


En consecuencia la disolución resultante tendrá *carácter ácido*.

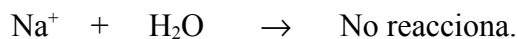
En el caso del CH_3COONa , la disolución de la sal daría lugar a los siguientes iones:



El ión acetato proviene de un ácido débil como es el ácido acético (ácido etanoico), CH_3COOH y por lo tanto será una base conjugada fuerte que reaccionará con el agua:

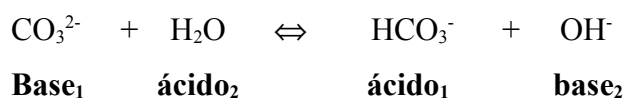


El ión Na^+ a su vez proviene de una base muy fuerte como es el NaOH y por lo tanto se tratará de un ácido muy débil que no reaccionará con el agua:



En consecuencia la disolución tendrá *carácter básico*.

- b) El ión carbonato CO_3^{2-} tenderá a coger un protón que le puede ceder el agua que se comportará como ácido, en consecuencia según Brönsted-Lowry dicho ión será una *base*.



Como ya hemos indicado el CH_3COOH se comportará como *ácido* siendo capaz de ceder un protón.



----- 0000000 -----

3.- Formule o nombre, según corresponda:

Mg^{2+}	$\text{H}_3\text{C-NH}_2$
PO_3^{3-}	$\text{H}_3\text{C-CH}_2\text{-O-CH}_3$
Cu_2O	ClCH=CHCl
NaMnO_4	$\text{H}_2\text{C=CH-CH=CHOH}$
Ácido trioxosulfúrico (IV)-Ácido sulfuroso	Etanal
Hidróxido de bario-Dihidróxido de bario	Butanoato de metilo
Trioxoclorato (V) de amonio-Clorato amónico	2-cloro-3-metilbuteno
Tetraoxosulfato (IV) de hierro (III)-Sulfato férrico	Pentanodial.

Respuesta:

Compuestos inorgánicos.

Catión magnésico/ión magnesio (II).

Ión fosfito/ión trioxofosfato (III).

Óxido cuproso/óxido de cobre (I).

Permanganato sódico/Tetraoxomanganato (VII) de sodio.

H_2SO_3 .

Ba(OH)_2

NH_4ClO_3

$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$

Compuestos orgánicos.

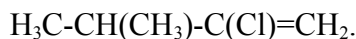
Metilamina o metanamina.

Etil metil éter.

1,2-dicloroeteno.

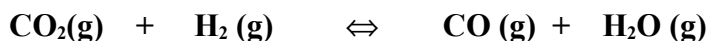
1,3-butadien-1-ol.

$\text{H}_3\text{C-CHO}$.



----- ooo0ooo -----

4.- La constante de equilibrio de la reacción:



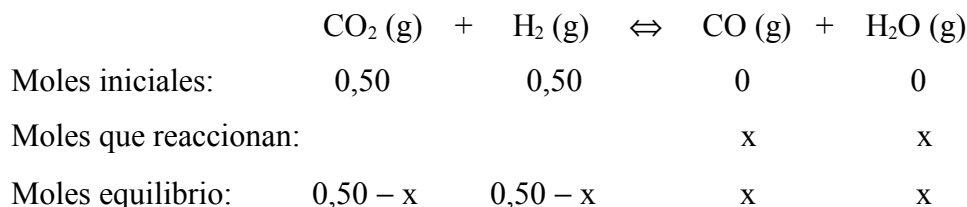
Vale 0,10 a 690°K. ¿Cuál es la presión de equilibrio de cada sustancia si se introducen 0,50 moles de CO_2 y 0,50 moles de H_2 en un matraz de 3,0 litros y se calienta la mezcla a 690°K?

Dato: $R = 0,082 \text{ atm.l.mol}^{-1}.\text{°K}^{-1}$.

Respuesta:

En las condiciones que se nos plantea el problema hay que tener en cuenta que a 690°K, el número de moles gaseosos de productos es igual al número de moles de reactivos y por lo tanto $K_p = K_c$; ya que $K_p = K_c (RT)^{\Delta n}$ y como $\Delta n = 0$, se produce una igualdad entre las dos constantes de equilibrio.

Procedemos a plantear el equilibrio:



El número total de moles será: $n^\circ \text{ total moles} = 0,5 - x + 0,5 - x + x + x = 1$

Sustituyendo en la expresión de la constante de equilibrio:

$$K_c = \frac{[\text{CO}] [\text{H}_2\text{O}]}{[\text{CO}_2] [\text{H}_2]} \longrightarrow 0,10 = \frac{x^2}{(0,5 - x)^2} \text{ de donde } x = 0,122$$

Luego las concentraciones de las especies presentes en el equilibrio serían:

$$\text{Moles } \text{CO}_2 = \text{ moles } \text{H}_2 = 0,50 - 0,122 = 0,378$$

$$\text{Moles } \text{CO} = \text{ moles } \text{H}_2\text{O} = 0,122$$

Procedemos a calcular la presión total para seguidamente obtener las correspondientes presiones parciales:

$$P.V = n.R.T, \text{ de donde } P = n.R.T./V = 1.0,082.690/3 = 18,86 \text{ atm.}$$

$$P(\text{CO}_2) = P(\text{H}_2) = \frac{n_i}{n_{\text{total}}} \times P_{\text{total}} = \frac{0,378}{1} \times 18,86 = 7,13 \text{ atm}$$

$$P(\text{CO}) = P(\text{H}_2\text{O}) = \frac{n_i}{n_{\text{total}}} \times P_{\text{total}} = \frac{0,122}{1} \times 18,86 = 2,30 \text{ atm}$$

----- 0000000 -----

5.- Ajuste por el método el ión-electrón, la reacción:



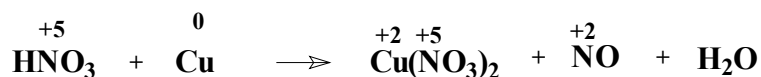
Indicando, de forma justificada, las semirreacciones de oxidación y reducción, cuál es la especie oxidante y cuál la reductora.

¿Qué volumen de NO, medido a 1 atmósfera de presión y a 273°K, se desprenderá si se oxidan 3 g de Cu metálico?.

Datos: Masa atómica: Cu = 63,5; R = 0,082 atm.l.mol⁻¹.°K⁻¹.

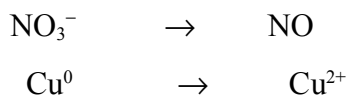
Respuesta:

Procedemos a determinar los estados de oxidación de las distintas especies químicas para ver cuales son los elementos que presentan cambios en su número de oxidación.

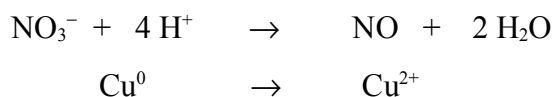


Vemos que los elementos que cambian su número de oxidación son el nitrógeno que pasa desde +5 a +2 y el cobre que pasa desde 0 a +2.

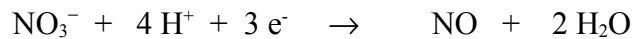
Las semirreacciones correspondientes serían:



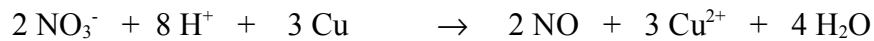
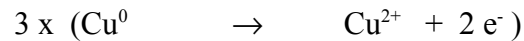
A continuación procedemos a ajustar primero en masa:



Y luego en carga:



Ajustamos y nos queda:



de donde resulta:



La especie oxidante es la que captura los electrones reduciéndose, es decir, el HNO_3 , mientras que la especie reductora es la que proporciona los electrones que provocan la reducción de la otra especie, mientras que ella se oxida, es decir el cobre (Cu).

Finalmente nos piden calcular el volumen de NO en condiciones normales ($0^\circ\text{C} = 273^\circ\text{K}$ y 1 atm de presión) se desprenderá al oxidar 3 g de Cu metálico.

$$\text{N}^\circ \text{ de moles de Cu} = 3/63,5 = 0,047 \text{ moles}$$

De acuerdo con la ecuación ajustada, los cálculos esquiométricos serían:

$$\frac{\mathbf{3 \text{ moles de Cu}}}{\mathbf{2 \text{ moles de NO}}} = \frac{\mathbf{0,047 \text{ moles de Cu}}}{\mathbf{x \text{ moles de NO}}}$$

De donde resulta que: $x = 0,031$ moles de NO.

El volumen que ocupan estos 0,031 moles de NO en las condiciones indicadas sería:

$$\text{P.V} = \text{n. R.T}, \text{ de donde, } \text{V} = \text{n.R.T./P} = 0,031 \cdot 0,082 \cdot 273/1 = 0,69 \text{ litros}$$

----- ooo0ooo -----

CRITERIOS ESPECÍFICOS DE CORRECCIÓN.

1.- Cada grupo correcto.	0,2 puntos.
Cada periodo correcto.	0,2 puntos.
Mayor afinidad electrónica.	0,4 puntos.
Mayor potencial de ionización.	0,4 puntos.
2.- a) Cada ecuación correcta.	0,5 puntos.
b) Cada ecuación nombrando las especies.	0,4 puntos.
Identificación de cada acidez/basicidad.	0,1 puntos.
3.- Cada especie correcta.	0,125 puntos.
Cada definición correcta.	0,125 puntos.
4.- Cálculo de P total.	0,8
puntos.	
Identificación del valor de $K_p = K_c$.	0,2 puntos.
Cálculo de las presiones parciales.	1 punto.
5.- Cada semirreacción correcta.	0,4 puntos.
Reacción global correcta.	0,2
puntos.	
Cálculo del nº de moles de NO	0,5 puntos.
Cálculo del Volumen de NO	0,5 puntos.

