

A.1) Dados los elementos A (Z=17), B (Z=35), C(Z=19) y D (Z=11):

- Escriba la configuración electrónica de cada uno de ellos
- Justifique cuales se encuentran en el mismo periodo
- Razone si el elemento D presenta mayor afinidad electrónica que el A

Puntuación máxima por apartado: 1 punto apartado a); 0,5 puntos apartados b) y c)

Solución

a) Las configuraciones electrónicas son:

A (Z=17): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

B (Z=35): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$

C (Z=19): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$

D (Z=11): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

b) Si observamos la configuración electrónica podemos ver que el elemento A y el elemento D pertenecen al periodo 3. Del mismo modo podemos observar que el elemento B y el C pertenecen al periodo 4

c) Si definimos afinidad electrónica como la energía liberada por un átomo en estado fundamental y gaseoso al aceptar un electrón para convertirse en un anión; podemos indicar que dentro de un mismo período la energía de afinidad electrónica es mayor a medida que aumenta la carga nuclear, puesto que el electrón aceptado estará más atraído con el núcleo y en consecuencia libera mayor cantidad de energía.

Si aplicamos este razonamiento a nuestro ejercicio podemos observar que el elemento que posee una menor energía de afinidad electrónica es el D mientras que a es el que presenta mayor afinidad es A; luego D presenta menor afinidad electrónica que A.

A.2) Conteste razonadamente las siguientes preguntas para los ácidos: HNO₂, HF y HCN

a) Suponiendo disoluciones acuosas de igual concentración de cada uno de ellos, explique cual presenta menor pH.

b) Justifique y ordene de mayor a menor basicidad las bases conjugadas

c) Obtenga el pH de una disolución acuosa 0.2 M de HCN

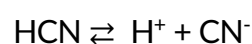
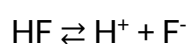
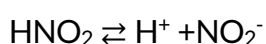
Datos: $K_a(\text{HNO}_2) = 4,5 \cdot 10^{-4}$; $K_a(\text{HF}) = 7,1 \cdot 10^{-4}$; $K_a(\text{HCN}) = 4,9 \cdot 10^{-10}$

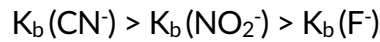
Puntuación máxima por apartado 0,5 puntos apartado a); 0,75 puntos apartados b) y c)

Solución

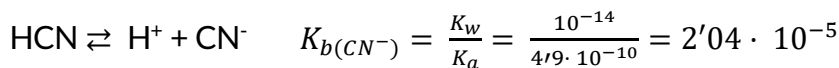
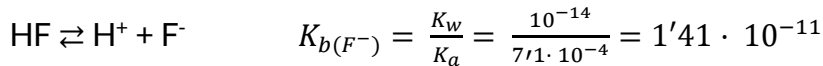
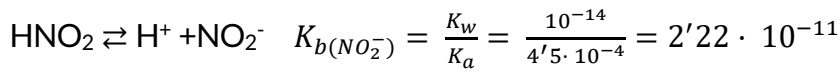
a) El ácido que presente un menor pH será el que tenga un carácter más ácido, por lo tanto, será el que tenga un valor de su constante de acidez mayor. Teniendo en cuenta los datos de las constantes de acidez, el ácido que tiene un pH menor es el HF.

b) Sabiendo que a mayor fortaleza de un ácido menor es la fortaleza de su base conjugada, si escribimos el equilibrio de cada uno de los ácidos con respecto a sus bases, podemos determinar el siguiente orden:



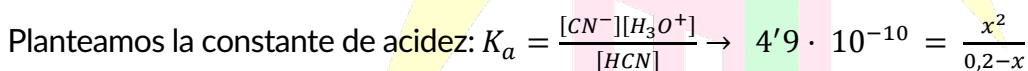


También podríamos haber calculado su carácter básico sabiendo que $K_a \cdot K_b = 10^{-14}$



c) Hacemos el balance de materia:

	HCN +	H ₂ O	⇌	CN ⁻ +	H ₃ O ⁺
Inicio	0'2	-		0	0
Equilibrio	0'2 - x	-		x	x



Al ser la K_a es muy pequeña, eso nos indica que el HCN está poco disociado, lo que nos permite despreciar el valor de x frente a la concentración inicial del ácido sin que se vea afectado el resultado del problema.

$$4'9 \cdot 10^{-10} = \frac{x^2}{0,2}$$

Despejamos $x = \sqrt{4'9 \cdot 10^{-10} \cdot 0'2} = 9'9 \cdot 10^{-6} \text{ M}$

Como $x = [\text{H}_3\text{O}^+]$ ya podemos calcular el pH según la fórmula: $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$

$$\text{pH} = -\log 9'9 \cdot 10^{-6} = 5$$

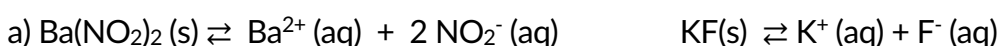
A.3) Se mezclan 0.200 L de disolución de nitrato de bario 0.100 M con 0.100 L de disolución de fluoruro de potasio 0.400 M. Considere los volúmenes aditivos.

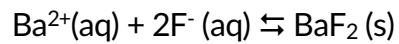
- Escriba el equilibrio de solubilidad que tiene lugar, detallando el estado de todas las especies.
- Justifique numéricamente la precipitación del fluoruro de bario
- Explíquese si aumenta, disminuye o no varía la solubilidad del fluoruro de bario cuando se le añade una disolución de ácido fluorhídrico.

Dato. K_s (fluoruro de bario) = $1,0 \cdot 10^{-6}$

Puntuación máxima para cada apartado: 0,5 puntos apartados a) y c); 1 punto apartado b)

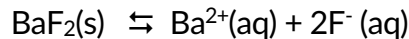
Solución





b) Debemos calcular el P_s y en caso de que sea mayor que el valor de K_s podemos afirmar que se produce precipitado.

Sabiendo que:



$P_s = [\text{Ba}^{2+}][\text{F}^{-}]^2$ calculamos los moles y las concentraciones teniendo en cuenta que los volúmenes son aditivos.

$$n(\text{Ba}(\text{NO}_3)_2) = n(\text{Ba}^{2+}) = 0'2 \cdot 0'1 = 0'02 \text{ moles} \rightarrow [\text{Ba}^{2+}] = \frac{0'02 \text{ moles}}{0'3 \text{ L}} = 6'67 \cdot 10^{-2} \text{ moles/L}$$

$$n(\text{KF}) = n(\text{F}^{-}) = 0'1 \cdot 0'4 = 0'04 \text{ moles} \rightarrow [\text{F}^{-}] = \frac{0'04 \text{ moles}}{0'3 \text{ L}} = 1'33 \cdot 10^{-1} \text{ moles/L}$$

$$P_s = \left(\frac{0'02 \text{ moles}}{0'3 \text{ L}}\right) \cdot \left(\frac{0'04 \text{ moles}}{0'3 \text{ L}}\right)^2 = 1'2 \cdot 10^{-3}$$

Como $P_s > K_s$, podemos concluir que se forma precipitado

c) Al añadir HF se está introduciendo aniones F^{-} , el cual es un ion común. Por efecto del ion común el equilibrio se desplaza hacia la formación de BaF_2 disminuyendo la solubilidad

A.4) Se construye una pila formada por un electrodo de zinc, sumergido en una disolución 1 M de $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ y conectado por un puente salino con un electrodo de cobre, sumergido en una disolución 1 M de $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$

a) Ajuste las reacciones que tienen lugar en el ánodo y en el cátodo, y la reacción iónica global

b) Escriba la anotación de la pila y detalle para qué sirve el puente salino

c) Indique en qué sentido circula la corriente en el conductor eléctrico

d) Indique en que electrodos se deposita el cobre

Datos: $E^{\circ}(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0.76 \text{ V}$; $E^{\circ}(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0.34 \text{ V}$

Puntuación máxima por apartado 0,5 puntos

Solución

a) Para determinar que electrodo se encuentra en el cátodo y cuál en el ánodo miramos los datos y los potenciales de reducción que nos dan. Sabemos que el E° (cátodo) siempre es mayor que el E° (ánodo), por tanto, como $E^{\circ}(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) > E^{\circ}(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn})$ en el ánodo estará el $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ y en el cátodo el $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$

Las reacciones quedan de la siguiente manera:



b) La notación de la pila es $Zn^0|Zn^{2+}||Cu^{2+}|Cu^0$.

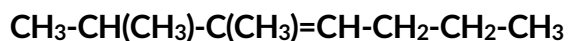
El puente salino mantiene la neutralidad eléctrica en cada semicelda además de mantenerlas conectadas eléctricamente.

c) La corriente siempre circula desde ánodo hacia el cátodo. Es decir, del polo negativo al polo positivo.

d) El cobre se deposita en el cátodo.

A.5) Conteste las siguientes cuestiones

a) Nombre los siguientes compuestos:



b) Formule la reacción, indique de qué tipo es, y nombre los compuestos orgánicos implicados
 propan-2-ol + H_2SO_4 /calor \rightarrow

c) Formule la reacción, indique de qué tipo es, y nombre los compuestos orgánicos implicados
 pent-2-eno + H_2O/H^+ \rightarrow

d) Formule la reacción, indique de qué tipo es, y nombre los compuestos orgánicos implicados
 3-metilpentan-1-ol + HBr \rightarrow

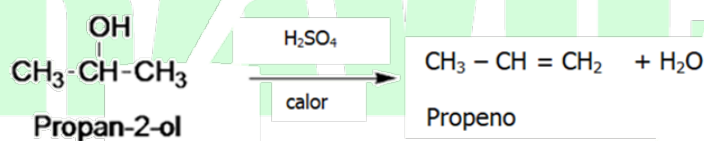
Puntuación máxima por apartado 0,5 puntos

Solución

a) El $CH_3-CH(CH_3)-C(CH_3)=CH-CH_2-CH_2-CH_3$ es el 2,3-dimetil-3-hepteno.

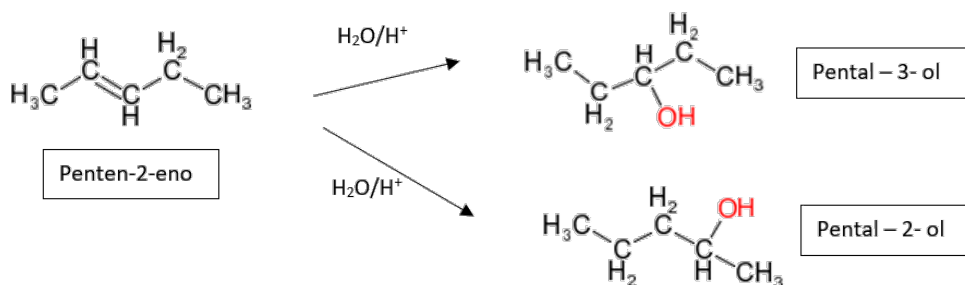
El $CH_3-CHOH-CH(C_2H_5)-CH_2-OH$ es 2-etil-1,3-butanodiol.

b)



Es una reacción de eliminación, en concreto una deshidratación de un alcohol en medio ácido sulfúrico en caliente donde se produce el propeno y agua

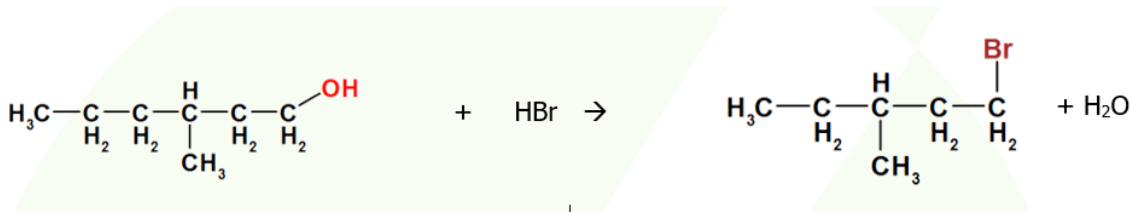
c)



Es una reacción de adición en la que se rompe el doble enlace y se producen una mezcla de dos

compuestos: el pental-2-ol (2 pentanol) y el pental-3-ol (3 pentanol).

d)



Es reacción de sustitución (obtención de haluro de alquilo a partir de alcoholes) donde se sustituye el grupo OH del 3-metilpental-1-ol por el Br del HBr produciendo el 1-bromo3-metilpentano.

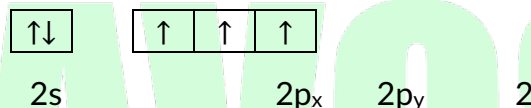
B.1) Responda a las siguientes cuestiones:

- Justifique si la molécula NH₃ es polar utilizando la teoría de hibridación y su geometría
 - Explique si los siguientes compuestos presentan enlace de hidrógeno: H₂O, CH₄ y HCl
 - Justifique por qué el bromuro de sodio tiene un punto de fusión menor que el cloruro de sodio.
- Puntuación máxima por apartado: 0,75 apartados a) y b); 0,5 puntos apartado c)

Solución

- En primer lugar dibujamos la geometría del NH₃ utilizando la teoría de hibridación; para ello hacemos la configuración del N
N: 1s² 2s² 2p³

Estado fundamental

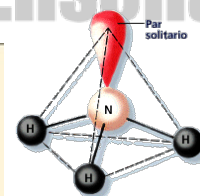
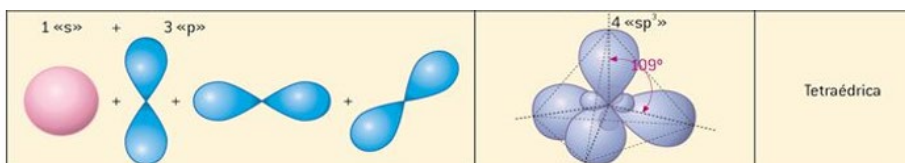


Se produce hibridación entre el orbital s con los 3 p formándose 4 orbitales híbridos sp³

Hibridación sp³

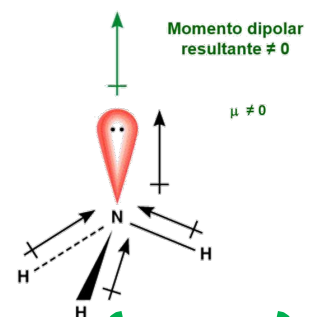


De esta manera se consigue que se forme una molécula estable, con una geometría tetraédrica.



Ahora bien, uno de los orbitales híbridos no forma enlace, sino que contiene dos electrones libres. Ese es el motivo por el que la estructura en vez de ser tetraédrica con 109°, es de pirámide trigonal.

Y teniendo en cuenta los momentos dipolares que se establecen entre los enlaces entre los H y el N, al hacer la suma de estos momentos dipolares se comprueba que no se anulan, lo que nos indica que es una molécula polar.



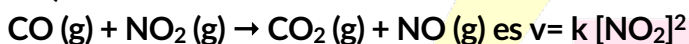
b) Solo presenta enlace de hidrógeno el agua puesto que los requisitos para formar este tipo de fuerza intermolecular es que la molécula contenga hidrógeno y un átomo pequeño y electronegativo (F,O,N)

c) Al tratarse de compuestos iónicos el punto de fusión viene determinado por la energía reticular. El compuesto iónico que tenga la mayor energía reticular será el más estable y por lo tanto tendrá un punto de fusión mayor, al necesitar más temperatura para poder romper dicho enlace.

Como comprobamos aquí, $U = k \frac{q_1 \cdot q_2}{d}$ la energía reticular es directamente proporcional a las cargas de los iones e inversamente proporcional a la suma de los radios iónicos de los iones que componen el compuesto iónico.

En este caso, la carga para ambos iones es la misma sin embargo la suma de los radios iónicos es mayor en el caso del bromuro de sodio, ya que el radio del bromo es mayor que el radio del cloro, por lo que su energía reticular será menor. En consecuencia, el cloruro de sodio tiene su punto de fusión mayor.

B.2) La ecuación de velocidad de la reacción



Justifique si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones

- La velocidad de desaparición de ambos reactivos es la misma
- Las unidades de la constante de velocidad son: $\text{mol} \cdot \text{L} \cdot \text{s}^{-1}$
- La velocidad de la reacción aumenta al duplicar la concentración inicial de CO (g)
- En esta reacción en particular, la constante de velocidad no depende de la temperatura, porque la reacción se produce en fase gaseosa.

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos

Solución

a) **Verdadero.** Ambos desaparecen igual de rápido al ser una estequiometría de los reactivos 1:1

b) **Falso.** Las unidades son $\text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$

c) **Falso.** El orden parcial del reactivo CO es cero puesto que no aparece en la ecuación de velocidad. esto implica que la velocidad no depende de CO

d) **Falso.** La constante k depende siempre de la temperatura a la que se lleve a cabo el proceso. Esto se muestra en la ecuación de Arrhenius

$$k = A e^{-\frac{E_A}{RT}}$$

B.3) Se puede obtener cloro gaseoso en la oxidación del ácido clorhídrico con ácido nítrico, produciéndose también de óxido de nitrógeno y agua.

a) Indique cuál es la especie oxidante y cuál la reductora. Ajuste la reacción iónica global y la reacción molecular por el método del ion-electrón

b) Sabiendo que el rendimiento de la reacción es del 82%, calcule el volumen de cloro que se obtiene a 25° C y 1,0 atm, cuando reaccionan 600 mL de una disolución 2,00 M de HCl con ácido nítrico en exceso

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

Puntuación máxima por apartado: 1 punto

Solución

a) La reacción es:

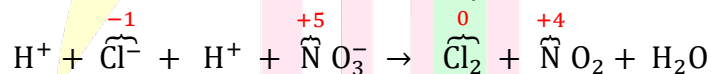


Si tenemos en cuenta los números de oxidación del cloro y del nitrógeno, vemos que el Cl se está oxidando porque pasa de (-1) en el HCl a 0 en el Cl₂; por lo tanto, el **HCl es la especie reductora**.

Por otro lado, el N del HNO₃ tiene número de oxidación (+5) y al pasar a NO₂ se queda con (+4); luego se reduce y por tanto la **especie oxidante es el HNO₃**

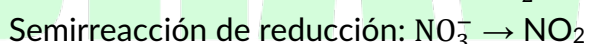
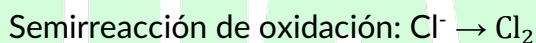
A continuación, hacemos el ajuste de la reacción paso a paso:

1. Escribimos la ecuación en forma iónica, separando los compuestos iónicos, los ácidos oxiácidos y las oxisales, en este caso solo el HCl y el HNO₃.

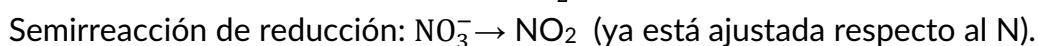
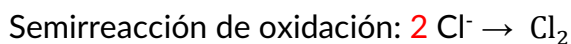


2. Escribimos, por separado, las semirreacciones de oxidación y de reducción:

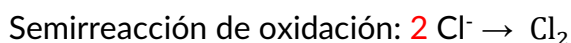
Se oxida el cloro ya que el N.O. aumenta de **-1 a 0**, y se reduce el nitrógeno, que pasa de **+5 a +4**



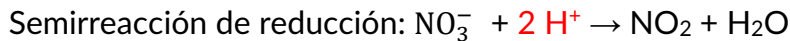
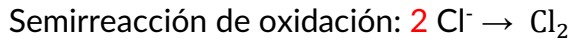
3. En primer lugar, ajustamos los átomos que no sean H y O:



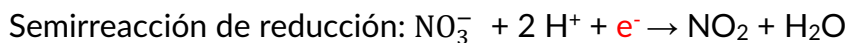
4. Ajustamos los átomos de oxígeno añadiendo las moléculas de H₂O que sean necesarias en el lado de la reacción donde hay menos oxígenos:



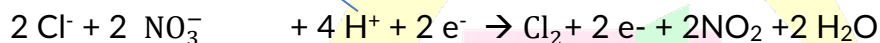
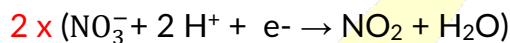
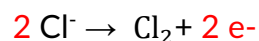
5. Ajustamos los átomos de hidrógeno añadiendo los iones H⁺ necesarios:



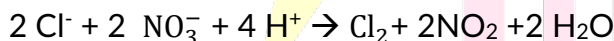
6. Ajustamos las cargas eléctricas añadiendo electrones hasta que el número de electrones de los 2 miembros sea el mismo:



7. Se igualan el número de electrones en las dos semirreacciones y se suman éstas para obtener la reacción de iónica global:



8. Simplificamos las especies que se encuentran en los dos lados:



Obtenemos así la **ecuación iónica neta**.

9. Por último, escribimos la ecuación global en forma molecular, para ello se identifican los iones con las moléculas de procedencia y debemos tener en cuenta que los H^+ de la ecuación iónica proceden todos del ácido o ácidos que hay en la ecuación inicial:

NO_3^- viene del HNO_3 mientras que el Cl^- viene del HCl y los H^+ se reparten entre ambas especies y así nos queda la **reacción molecular** es:



- b) Por la estequiometría de la reacción vemos que se necesitan 2 moles de HCl para formar 1 mol de Cl_2 (2:1).

Calculamos los moles de HCl con los datos que nos dan de molaridad y volumen:

$$n(\text{HCl}) = M \cdot V = 2 \text{ mol/L} \cdot 0'6 \text{ L} = 1'2 \text{ moles}$$

A partir de ahí y teniendo en cuenta la estequiometría podemos calcular los moles de Cl_2 que se obtienen:

$$1'2 \text{ mol HCl} \cdot \frac{1 \text{ mol de Cl}_2}{2 \text{ mol de HCl}} = 0'6 \text{ mol Cl}_2$$

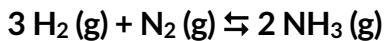
Y mediante la ecuación de los gases ideales calculamos el volumen:

$$PV = nRT \rightarrow V = \frac{0'6 \text{ mol} \cdot 0'082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \cdot 298 \text{ K}}{1'0 \text{ atm}} = 14.7 \text{ L}$$

Pero como el rendimiento de la reacción es del 82%, aplicamos el rendimiento

$$R = \frac{\text{volumen obtenido}}{\text{volumen esperado}} \cdot 100 \rightarrow \text{Volumen obtenido} = 14'7 \cdot 0'82 = 12 \text{ L}$$

B.4) En un reactor de 25,00 L a 440° C, se introducen 5,00 mol de hidrógeno y 2,00 mol de nitrógeno, obteniendo 50,0 g de NH₃ (g) cuando se alcanza el equilibrio:



a) Exprese el número de moles en equilibrio de los reactivos y del producto, en función de x y calcule sus valores

b) Obtenga K_c y K_p

c) Razone cómo se modifica el equilibrio si la reacción transcurre a la misma temperatura, pero aumenta la presión total

Datos. R = 0,082 atm · L · mol⁻¹ · K⁻¹. Masas atómicas: H = 1,0; N = 14,0

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos apartado a); 0,75 puntos apartados b) y c)

Solución

a) Planteamos el equilibrio inicial

	3 H ₂ (g)	+ N ₂ (g)	⇌	2 NH ₃ (g)
n ₀	5	2		0
n _{eq}	5 - 3x	2 - x		2x

Como se obtienen 50 g de NH₃, y calculando la Mm del NH₃ a partir de sus masas atómicas, podemos calcular lo moles que se obtiene:

$$n(\text{NH}_3) = \frac{50 \text{ g}}{\frac{17 \text{ g}}{\text{mol}}} = 2,94 \text{ moles}$$

Y como 2x = 2,94, entonces x = 1,47 moles

Por lo tanto, sabemos los moles en el equilibrio de todas las especies:

$$n(\text{H}_2) = 5 - (3 \cdot 1,47) = 0,59 \text{ moles}; \quad n(\text{N}_2) = 2 - 1,47 = 0,53 \text{ moles}; \quad n(\text{NH}_3) = 2,94 \text{ moles}$$

b) Podemos plantear la K_c con los valores anteriores y teniendo en cuenta el volumen.

$$K_c = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{H}_2]^3 [\text{N}_2]} = \frac{\left(\frac{2,94}{25}\right)^2}{\left(\frac{0,59}{25}\right)^3 \cdot \left(\frac{0,53}{25}\right)} = 4,96 \cdot 10^4 \text{ M}^{-2}$$

A partir de la ecuación que relaciona la K_c y la K_p podemos calcular la K_p:

$$K_p = K_c (\text{RT})^{\Delta n}$$

Para ello debemos calcular la variación de moles (Δn) que son los moles de los productos menos los moles de los reactivos: Δn = 2 - (1 + 3) = -2

$$K_p = 4,96 \cdot 10^4 \cdot (0,082 \cdot 713)^{-2} = 14,5 \text{ atm}^{-2}$$

c) Según el principio de Le Châtelier cuando el equilibrio se altera al aumentar la presión del sistema, éste se desplaza hacia el sentido donde el número de moles gaseosos es menor. En este caso se desplazará hacia la formación del amoníaco.

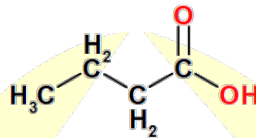
B.5) La fórmula molecular $C_4H_8O_2$, ¿a qué sustancia o sustancias de las propuestas a continuación corresponde? justifique la respuesta escribiendo en cada caso su fórmula semidesarrollada y molecular.

- a) Ácido butanoico
- b) Butanodial
- c) Propanoato de metilo
- d) Ácido metilpropanoico

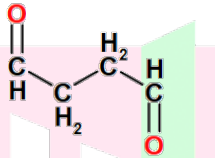
Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos

Solución

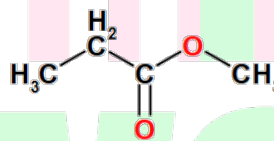
a) La fórmula molecular es $C_4H_8O_2$. Coincide con la fórmula molecular dada



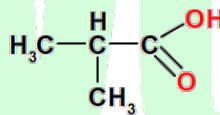
b) La fórmula molecular es $C_4H_6O_2$. No coincide con la fórmula molecular dada



c) La fórmula molecular es $C_4H_8O_2$. Coincide con la fórmula molecular dada



d) La fórmula molecular es $C_4H_8O_2$. Coincide con la fórmula molecular dada



Solución

BRAVOSOL
Sistemas Personalizados de Enseñanza