



EVALUACIÓN DE BACHILLERATO PARA EL ACCESO A LA UNIVERSIDAD

LOMCE – JULIO 2019

QUÍMICA

INDICACIONES

Debe elegir una opción completa.

OPCIÓN DE EXAMEN Nº 1

1. [2 PUNTOS] El trifluoruro de boro (BF_3) y el amoníaco (NH_3) son compuestos gaseosos en condiciones normales.

- [0,5 PUNTOS] Explica la forma geométrica de sus moléculas.
- [0,5 PUNTOS] Explica cuál de las dos moléculas es más polar.
- [0,5 PUNTOS] Explica cómo serán los enlaces intermoleculares en cada uno de los compuestos.
- [0,5 PUNTOS] Razona cuál de los dos compuestos tendrá un punto de ebullición más alto.

DATOS: Números atómicos, H = 1, B = 5, N = 7, F = 9.

2. [2 PUNTOS] Para platear una pulsera colocada como cátodo, se hace pasar una corriente de 0,5 A durante 2 horas a través de un litro de disolución de nitrato de plata (AgNO_3) 0,1 M.

- [0,5 PUNTOS] Calcula el peso de plata metálica depositada en la pulsera.
- [0,5 PUNTOS] Calcula la concentración de ion plata que queda finalmente en la disolución.
- [0,5 PUNTOS] Calcula cuántos moles de electrones han circulado.
- [0,5 PUNTOS] Razona, se depositará la misma cantidad de moles de oro si la disolución fuese de $\text{Au}(\text{NO}_3)_3$.

DATOS: F = 96500 C; Masas atómicas: Ag = 108. Au = 197.

3. [2 PUNTOS]

- [1 PUNTO] Calcula la cantidad de $\text{Mg}(\text{OH})_2$ que se disuelve en agua cuando 0,10 g de dicha sustancia se adiciona a 1 L de agua.
- [1 PUNTO] Razona si aumentará la cantidad disuelta del hidróxido, si además de los 0,10 g añadimos otra sal soluble de Mg.

DATOS: K_{ps} , $\text{Mg}(\text{OH})_2 = 1,5 \cdot 10^{-11}$. Masa atómica: Mg = 24,3; O = 16; H = 1.

4. [2 PUNTOS] A la temperatura de 650 K, la deshidrogenación del 2-propanol para producir propanona, según la reacción: $\text{CH}_3 - \text{CHOH} - \text{CH}_3 (\text{g}) \rightleftharpoons \text{CH}_3 - \text{CO} - \text{CH}_3 (\text{g}) + \text{H}_2 (\text{g})$ es una reacción endotérmica.

Indica, razonadamente, si la constante de equilibrio de esta reacción:

- [0,5 PUNTOS] Aumenta al elevar la temperatura.
- [0,5 PUNTOS] Aumenta cuando se utiliza un catalizador.
- [0,5 PUNTOS] Aumenta al elevar la presión total, manteniendo constante la temperatura.
- [0,5 PUNTOS] Aumenta al incrementar la cantidad de 2-propanol en el sistema.

5. [2 PUNTOS] Dados los compuestos orgánicos: $\text{CH}_3 - \text{CH}_3$; CH_3OH y $\text{CH}_3 - \text{CH} = \text{CH} - \text{CH}_3$.

- [0,4 PUNTOS] Indica cuáles son hidrocarburos y nómbralos.
- [0,6 PUNTOS] Escribe todos los isómeros posibles de cada uno y nómbralos.
- [1 PUNTO] ¿Puede experimentar alguno de ellos reacciones de adición? En tal caso, escribe una.

1.- El trifluoruro de boro (BF_3) y el amoníaco (NH_3) son compuestos gaseosos en condiciones normales.

DATOS: Números atómicos, H = 1, B = 5, N = 7, F = 9.

a) (0,5 p) Explica la forma geométrica de sus moléculas.

Aplicando la teoría de hibridación orbital:

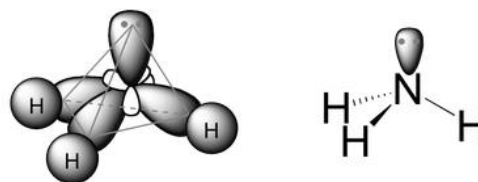
En el amoníaco el nitrógeno adopta una hibridación sp^3



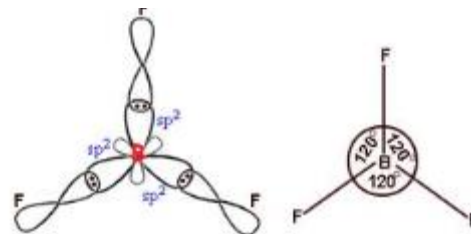
En el trifluoruro de boro el boro adopta una hibridación sp^2



Amoníaco: La molécula se forma mediante tres enlaces σ entre los tres orbitales híbridos sp^3 semioocupados del nitrógeno y los tres orbitales 1s semioocupados de los tres átomos de hidrógeno. Adoptando una geometría de **pirámide trigonal**.



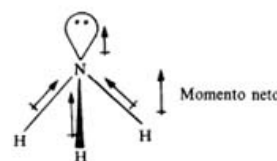
Trifluoruro de boro: La molécula se forma mediante tres enlaces tipo σ entre los tres orbitales híbridos sp^2 semioocupados del boro y los tres orbitales 2p semioocupados de los tres átomos de flúor. Dada la disposición espacial de los tres orbitales híbridos del boro, la geometría de la molécula es **triangular plana**.



b) (0,5 p) Explica cuál de las dos moléculas es más polar.

La molécula de trifluoruro de boro es apolar, ya que la simetría de su geometría, da como resultado un momento dipolar molecular nulo.

La molécula de amoníaco es polar debido a la falta de simetría de su geometría.



c) (0,5 p) Explica cómo serán los enlaces intermoleculares en cada uno de los compuestos.

Debido a la apolaridad del trifluoruro de boro, entre sus moléculas solo existen débiles **fuerzas de dispersión (fuerzas de London)**.

En el amoníaco, debido a su polaridad, existen **fuerzas de Van der Waals**, pero, además, debido a la alta polaridad de los enlaces N - H existen también **enlaces de hidrógeno**.

d) (0,5 p) Razona cuál de los dos compuestos tendrá un punto de ebullición más alto.

Ambas son sustancias covalentes moleculares, pero **presentará mayor punto de ebullición el amoníaco**, ya que debido a su polaridad molecular entre sus moléculas se forman fuerzas de Van der Waals y enlace de hidrógeno, mientras que en el trifluoruro de boro, al ser apolar, solamente se establecen fuerzas de dispersión, mucho más débiles.

2.- Para platear una pulsera colocada como cátodo, se hace pasar una corriente de 0,5 A durante 2 horas a través de un litro de disolución de nitrato de plata (AgNO₃) 0,1 M.

DATOS: F = 96500 C Masas atómicas: Ag = 108. Au = 197.

a) (0,5 p) Calcula el peso de plata metálica depositada en la pulsera.

La reacción que tiene lugar en el cátodo de la celda electrolítica es: $Ag^+ + 1 e^- \rightarrow Ag$

Calculamos en primer lugar la carga que ha circulado por la cuba electrolítica:

$$Q = I \cdot t = 0,5 \cdot 2 \cdot 3600 = 3600 \text{ C}$$

De modo que la masa de plata depositada es:

$$m_{Ag} = 3600 \text{ C} \cdot \frac{1 \text{ mol de } e^-}{96500 \text{ C}} \cdot \frac{1 \text{ mol de Ag}}{1 \text{ mol de } e^-} \cdot \frac{108 \text{ g de Ag}}{1 \text{ mol de Ag}} = 4,03 \text{ g}$$

b) (0,5 p) Calcula la concentración de ion plata que queda finalmente en la disolución.

La masa de plata que contenía la disolución original era:

$$m = \frac{0,1 \text{ mol Ag}}{1 \text{ L}} \cdot 1 \text{ L} \cdot \frac{108 \text{ g de Ag}}{1 \text{ mol de Ag}} = 10,8 \text{ g}$$

Después de platear la pulsera la disolución todavía contiene 6,77 g de plata, de modo que la concentración de iones plata en la disolución será:

$$M = \frac{6,77/108}{1} = 6,27 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

c) (0,5 p) Calcula cuántos moles de electrones han circulado.

$$n = 3600 \text{ C} \cdot \frac{1 \text{ mol de } e^-}{96500 \text{ C}} = 3,73 \cdot 10^{-2} \text{ mol de } e^-$$

d) (0,5 p) Razona, se depositará la misma cantidad de moles de oro si la disolución fuese de Au(NO₃)₃.

No, se depositaría la tercera parte de moles de oro, ya que la reacción que tendría lugar en el cátodo sería:



Para depositar un mol de oro hacen falta tres moles de electrones, mientras que para depositar un mol de plata se necesita un mol de electrones.

3.-

DATOS: K_{ps} [Mg(OH)₂] = 1,5 · 10⁻¹¹ Masas atómicas: Mg = 24,3; O = 16; H = 1.

a) (1 p) Calcula la cantidad de Mg(OH)₂ que se disuelve en agua cuando 0,10 g de dicha sustancia se adiciona a 1 L de agua.

	Mg(OH) ₂ (s)	⇌	Mg ²⁺ (ac)	+	2 OH ⁻ (ac)
Concentración Inicial (mol/L)	a		--		--
Variación (mol/L)	s		s		2s
Concentración en equilibrio (mol/L)	a - s		s		2s

$$K_{ps} = [Mg^{2+}] \cdot [OH^-]^2 = s \cdot (2s)^2 = 4 \cdot s^3 \Rightarrow s = \sqrt[3]{\frac{K_{ps}}{4}} = \sqrt[3]{\frac{1,5 \cdot 10^{-11}}{4}} = 1,55 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$m = 1,55 \cdot 10^{-4} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 1 \text{ L} \cdot \frac{58,3 \text{ g de Mg(OH)}_2}{1 \text{ mol de Mg(OH)}_2} = 9,04 \cdot 10^{-3} \text{ g de Mg(OH)}_2 = 9,04 \text{ mg de Mg(OH)}_2$$

- b) (1 p) Razona si aumentará la cantidad disuelta del hidróxido, si además de los 0,10 g añadimos otra sal soluble de Mg.

La solubilidad disminuye debido al efecto del ion común. Al aumentar la concentración de iones magnesio de la disolución, de acuerdo al principio de Le Chatelier, el equilibrio de disolución del hidróxido de magnesio se desplaza hacia la izquierda, disminuyendo su solubilidad.

4.- A la temperatura de 650 K, la deshidrogenación del 2-propanol para producir propanona, según la reacción: $\text{CH}_3 - \text{CHOH} - \text{CH}_3 (\text{g}) \rightleftharpoons \text{CH}_3 - \text{CO} - \text{CH}_3 (\text{g}) + \text{H}_2 (\text{g})$ es una reacción endotérmica. Indica, razonadamente, si la constante de equilibrio de esta reacción:

- a) (0,5 p) Aumenta al elevar la temperatura.

El valor de la constante de equilibrio varía con la temperatura. Esta variación está dada por la ecuación de Van't Hoff:

$$\ln \frac{(K_p)_1}{(K_p)_2} = - \frac{\Delta H^\circ}{R} \cdot \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)$$

Al tratarse de un proceso endotérmico ($\Delta H^\circ > 0$) y teniendo en cuenta que $T_2 > T_1$:

$$\ln \frac{(K_p)_1}{(K_p)_2} < 0 \Rightarrow (K_p)_2 > (K_p)_1$$

Al aumentar la temperatura, aumenta la constante de equilibrio.

- b) (0,5 p) Aumenta cuando se utiliza un catalizador.

La constante de equilibrio no varía, ya que solo depende de la temperatura, y esta se mantiene constante.

- c) (0,5 p) Aumenta al elevar la presión total, manteniendo constante la temperatura.

La constante de equilibrio no varía, ya que solo depende de la temperatura, y esta se mantiene constante.

- d) (0,5 p) Aumenta al incrementar la cantidad de 2-propanol en el sistema.

La constante de equilibrio no varía, ya que solo depende de la temperatura, y esta se mantiene constante.

5.- Dados los compuestos orgánicos: $\text{CH}_3 - \text{CH}_3$; CH_3OH y $\text{CH}_3 - \text{CH} = \text{CH} - \text{CH}_3$.

- a) (0,4 p) Indica cuáles son hidrocarburos y nómbralos.

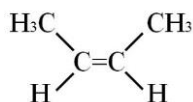
Son hidrocarburos aquellos compuestos que están formados exclusivamente por carbono e hidrógeno. Por lo tanto, de los tres compuestos dos son hidrocarburos: **$\text{CH}_3 - \text{CH}_3$ (etano)** y **$\text{CH}_3 - \text{CH} = \text{CH} - \text{CH}_3$ (2-buteno)**.

- b) (0,6 p) Escribe todos los isómeros posibles de cada uno y nómbralos.

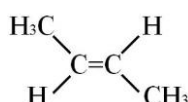
El etano y el metanol no tienen isómeros.

El 2-buteno tiene 6 isómeros:

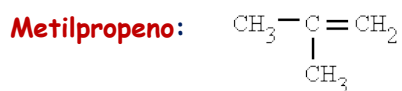
cis-2-buteno:



trans- 2 - buteno:

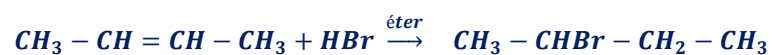
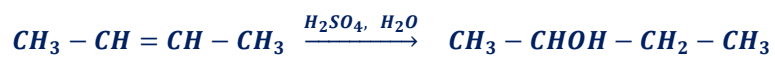


1-buteno: $\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$



c) (1 p) ¿Puede experimentar alguno de ellos reacciones de adición? En tal caso, escribe una.

Sí, el 2-buteno. Algunas posibles reacciones de adición del 2-buteno serían:



OPCIÓN DE EXAMEN Nº 2

1. [2 PUNTOS]

- [0,5 PUNTOS] Razona si las siguientes configuraciones electrónicas de los átomos A ($1s^2 2s^2 2p^4 3s^1$) y B ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$) son posibles en un estado fundamental o en un estado excitado.
- [0,5 PUNTOS] Razona qué tipo de compuesto formarán A y B y con qué estequiometría.
- [0,5 PUNTOS] Escribe la configuración electrónica de un anión estable del átomo A y de un catión estable del átomo B.
- [0,5 PUNTOS] ¿A qué grupo y periodo pertenecen los átomos A y B?

2. [2 PUNTOS] Se dispone de cuatro disoluciones acuosas: una de ellas contiene cloruro de amonio (NH_4Cl), otra nitrato de potasio (KNO_3), la tercera nitrito de sodio (NaNO_2) y la cuarta ácido acético (HAc)

- [1 PUNTO] Si los recipientes que las contienen están sin etiquetar, indica razonadamente cómo y cuáles podrías distinguir con ayuda de un indicador ácido-base. Y, en su caso, cuáles no.
- [1 PUNTO] Escribe las ecuaciones iónicas necesarias para el razonamiento.

DATOS: $K_a(\text{HNO}_2) = 7,1 \cdot 10^{-4}$; $K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \cdot 10^{-5}$; $K_a(\text{HAc}) = 1,7 \cdot 10^{-5}$.

3. [2 PUNTOS] Dados los siguientes potenciales estándar de reducción

$E^\circ(\text{Cd}^{2+}(\text{ac})/\text{Cd}(\text{s})) = -0,40 \text{ V}$ y $E^\circ(\text{Ag}^+(\text{ac})/\text{Ag}(\text{s})) = 0,80 \text{ V}$.

- [0,5 PUNTOS] Diseña una pila electroquímica con dichos elementos.
- [0,5 PUNTOS] Escribe las reacciones que tienen lugar en el ánodo y en el cátodo.
- [0,5 PUNTOS] Indica el oxidante y el reductor.
- [0,5 PUNTOS] Calcula el potencial estándar de la pila.

4. [2 PUNTOS] Para el equilibrio $\text{H}_2(\text{g}) + \text{CO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}(\text{g}) + \text{CO}(\text{g})$, la constante $K_c = 4,40$ a 2000 K.

Calcula las concentraciones en el equilibrio cuando se introducen simultáneamente 1 mol de H_2 , 1 mol de CO_2 y 2 moles de H_2O en un reactor de 4,68 L a dicha temperatura.

5. [2 PUNTOS] La siguiente fórmula molecular, $\text{C}_5\text{H}_{10}\text{O}_2$, corresponde a varios compuestos orgánicos isómeros.

- [0,5 PUNTOS] Escribe la fórmula desarrollada de dos isómeros con grupos funcionales diferentes.
- [0,5 PUNTOS] Indica el nombre de los grupos funcionales que los constituyen.
- [0,5 PUNTOS] Nombra dichos compuestos.
- [0,5 PUNTOS] Escribe una reacción de reducción con uno de ellos.

1.-

- a) (0,5 p) Razona si las siguientes configuraciones electrónicas de los átomos A ($1s^2 2s^2 2p^4 3s^1$) y B ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$) son posibles en un estado fundamental o en un estado excitado.

La configuración electrónica del átomo A corresponde a un estado excitado, ya que posee un electrón en el subnivel 3s estando el subnivel 2p, de menor energía, incompleto.

La configuración electrónica del átomo B corresponde al estado fundamental, ya que los electrones están situados en los subniveles de menor energía, estando todos ellos completos.

- b) (0,5 p) Razona qué tipo de compuesto formarán A y B y con qué estequiometría.

En estado fundamental la configuración electrónica del átomo A es $1s^2 2s^2 2p^5$, por lo que se trata de un no-metal, ya que su electrón diferenciante ocupa un subnivel p incompleto.

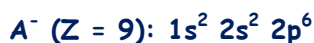
El elemento B es un metal ya que su electrón diferenciante ocupa un subnivel s.

Entre A y B se establecerá un enlace iónico. El elemento A presenta valencia -1, ya que tiende a ganar un electrón para completar su nivel de valencia, mientras que el elemento B presenta valencia +2, ya que tiene tendencia a perder sus dos electrones del nivel de valencia.

La estequiometría del compuesto formado entre ambos elementos será: BA_2 .

- c) (0,5 p) Escribe la configuración electrónica de un anión estable del átomo A y de un catión estable del átomo B.

Los iones más estables son aquellos que permiten a cada átomo alcanzar la configuración de gas noble:



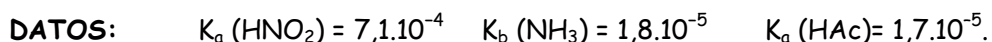
- d) (0,5 p) ¿A qué grupo y periodo pertenecen los átomos A y B?

El átomo A pertenece al período 2 (su nivel de energía más alto ocupado es el 2) y al grupo 17 o de los halógenos, ya que la configuración de su nivel de valencia es del tipo $ns^2 np^5$.

El átomo B pertenece al período 3 (su nivel de energía más alto ocupado es el 3) y al grupo 2 o de los alcalinotérreos, ya que la configuración de su nivel de valencia es del tipo ns^2 .

2.- Se dispone de cuatro disoluciones acuosas: una de ellas contiene cloruro de amonio (NH_4Cl), otra nitrato de potasio (KNO_3), la tercera nitrito de sodio ($NaNO_2$) y la cuarta ácido acético (HAc).

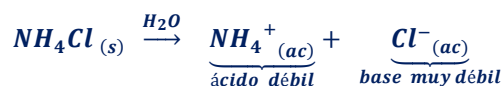
- a) (1 p) Si los recipientes que las contienen están sin etiquetar, indica razonadamente cómo y cuáles podrías distinguir con ayuda de un indicador ácido-base. Y, en su caso, cuáles no.
b) (1 p) Escribe las ecuaciones iónicas necesarias para el razonamiento.

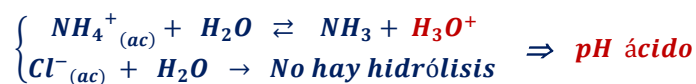


Resuelvo los dos apartados conjuntamente.

Cloruro de amonio (sal de ácido fuerte-base débil)

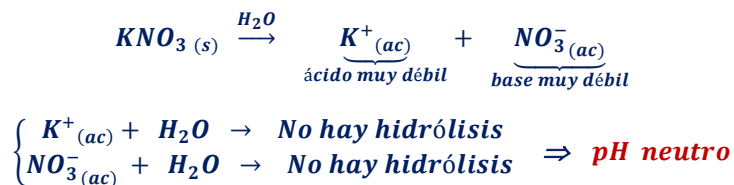
El ion amonio es un ácido débil, ya que es el conjugado de una base débil (el amoniaco). El anión cloruro es una base muy débil, ya que es el conjugado de un ácido fuerte (el ácido clorhídrico).





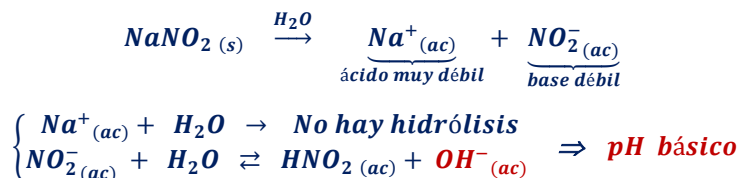
Nitrato de potasio (sal de ácido fuerte-base fuerte)

El ion potasio es un ácido muy débil, ya que es el conjugado de una base fuerte (el hidróxido de potasio). El anión nitrato es una base muy débil, ya que es el conjugado de un ácido fuerte (el ácido nítrico).

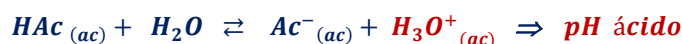


Nitrito de sodio

El ion sodio es un ácido muy débil, ya que es el conjugado de una base fuerte (el hidróxido de sodio). El anión nitrito es una base débil, ya que es el conjugado de un ácido débil (el ácido nitroso).



Ácido acético (Ácido débil)



No podríamos distinguir entre las disoluciones de cloruro de amonio y de ácido acético, ya que ambas son ácidas y tendrían un pH bastante similar (el indicador tomaría tonalidades muy similares). Si podríamos distinguir las disoluciones de nitrato de sodio (básica), y dependiendo del pK del indicador, podríamos distinguir la disolución de nitrato de potasio (neutra).

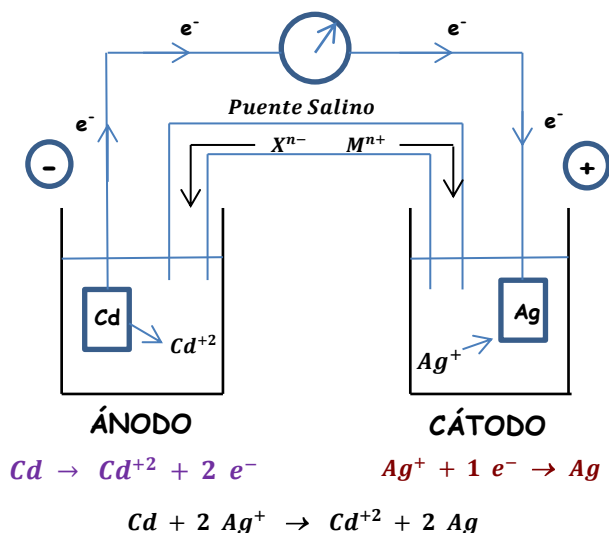
3.- Dados los siguientes potenciales estándar de reducción: $E^\circ (Cd^{2+}(ac)/Cd(s)) = - 0,40 \text{ V}$ y $E^\circ (Ag^+(ac)/Ag(s)) = 0,80 \text{ V}$.

- (0,5 p) Diseña una pila electroquímica con dichos elementos.
- (0,5 p) Escribe las reacciones que tienen lugar en el ánodo y en el cátodo.
- (0,5 p) Indica el oxidante y el reductor.
- (0,5 p) Calcula el potencial estándar de la pila.

Resuelvo todos los apartados conjuntamente.

En esta pila el electrodo de plata actuará de cátodo, ya que al poseer un mayor potencial normal de reducción los iones Ag^+ se reducen más fácilmente que los iones Cd^{2+} . La especie oxidante son los iones Ag^+ , ya que experimentan una reducción; mientras que el reductor es el cadmio metálico, ya que experimenta una oxidación.

A continuación podemos ver un esquema de la pila:



$$E_{pila}^0 = E_{cátodo}^0 - E_{ánodo}^0$$

$$E_{pila}^0 = (0,80) - (-0,40) = 1,20 V$$

4.- (2 p) Para el equilibrio $H_2(g) + CO_2(g) \rightleftharpoons H_2O(g) + CO(g)$, la constante $K_c = 4,40$ a 2000 K.

Calcula las concentraciones en el equilibrio cuando se introducen simultáneamente 1 mol de H_2 , 1 mol de CO_2 y 2 moles de H_2O en un reactor de 4,68 L a dicha temperatura.

	$H_2(g)$	+	$CO_2(g)$	\rightleftharpoons	$H_2O(g)$	+	$CO(g)$
Moles iniciales	1		1		2		
Variación	-x		-x		+x		+x
Moles en el equilibrio	1-x		1-x		2+x		x

$$K_c = \frac{[CO] \cdot [H_2O]}{[CO_2] \cdot [H_2]} \Rightarrow 4,4 = \frac{(x/V) \cdot (2+x/V)}{(1-x/V) \cdot (1-x/V)} \Rightarrow 4,4 = \frac{2x+x^2}{1-2x+x^2}$$

Resolviendo la ecuación:

$$x = 0,473 \text{ mol}$$

De modo que las concentraciones en el equilibrio son:

$$[H_2] = [CO_2] = \frac{1-x}{V} = \frac{1-0,473}{4,68} = 0,113 \frac{\text{mol}}{L}; \quad [H_2O] = \frac{2+x}{V} = \frac{2+0,473}{4,68} = 0,528 \frac{\text{mol}}{L}$$

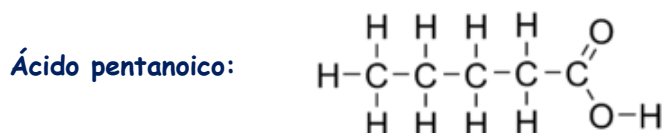
$$[CO] = \frac{x}{V} = \frac{0,473}{4,68} = 0,101 \frac{\text{mol}}{L}$$

5.- La siguiente fórmula molecular, $C_5H_{10}O_2$, corresponde a varios compuestos orgánicos isómeros.

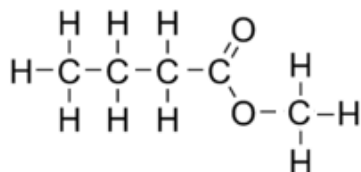
- (0,5 p) Escribe la fórmula desarrollada de dos isómeros con grupos funcionales diferentes.
- (0,5 p) Indica el nombre de los grupos funcionales que los constituyen.
- (0,5 p) Nombra dichos compuestos.

Resuelvo esto tres apartados conjuntamente.

Al presentar la fórmula molecular dos átomos de oxígeno, lo más sencillo es pensar en grupos funcionales como el carboxilo ($-COOH$, ácidos) y el éster ($-COO-$, ésteres), por lo que un ejemplo de isómeros (hay otros) podría ser:



Butanoato de metilo:



d) (0,5 p) Escribe una reacción de reducción con uno de ellos.

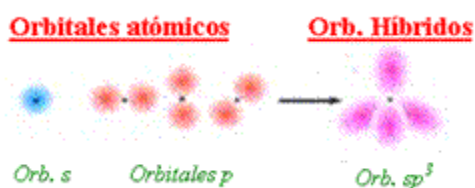


1.- En compuestos cuyos enlaces, entre los átomos periféricos y el central, puedan describirse utilizando para el átomo central orbitales híbridos sp^3 .

a) (0,75 p) Razona qué geometrías son posibles.

Los orbitales híbridos sp^3 se forman por la hibridación del orbital s y los tres orbitales p del nivel de valencia del átomo central.

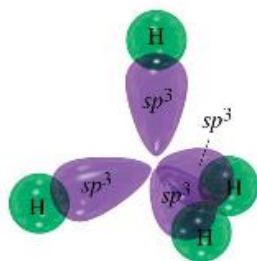
Los cuatro orbitales híbridos formados se disponen espacialmente dirigidos hacia los vértices de un tetraedro.



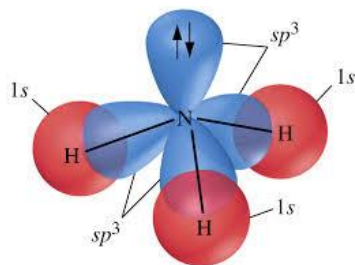
Cuando el átomo central de una molécula adquiere este tipo de hibridación, la molécula puede tener diferentes geometrías en función del número de orbitales híbridos que intervengan en la formación de enlaces:

- Si los cuatro orbitales híbridos sp^3 son enlazantes la molécula adopta una **geometría tetraédrica**.
- Si tres orbitales híbridos son enlazantes y el otro orbital híbrido está ocupado por un par de electrones no-enlazantes, la molécula adquiere una **geometría de pirámide trigonal**.
- Si dos orbitales híbridos son enlazantes y los otros dos orbitales híbridos están ocupados por dos pares de electrones no-enlazantes, la molécula adquiere una **geometría angular**.

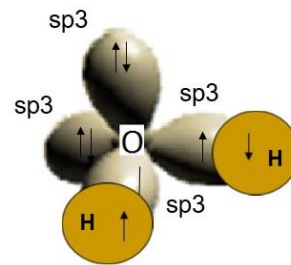
b) (0,75 p) Pon un ejemplo de compuesto para cada una de las geometrías posibles.



Metano (tetraédrica)

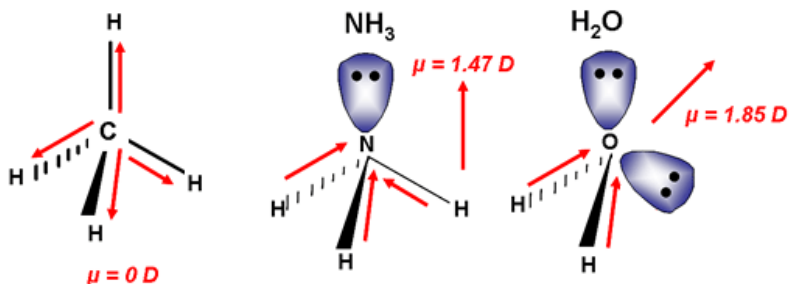


Amoníaco (pirámide trigonal)



Agua (angular)

c) (0,5 p) Justifica la polaridad en cada caso anterior.



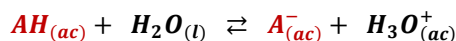
La molécula de metano es apolar ya que la simetría de la geometría molecular tetraédrica, hace que la suma de los momentos dipolares de los enlaces sea nula.

Las moléculas de amoníaco y agua son polares, ya que la falta de simetría de sus geometrías hace que la suma de los momentos dipolares de los enlaces no sea nula.

2.- Razona sobre la veracidad de las siguientes afirmaciones.

a) (0,5 p) Según la teoría de Brönsted, un ácido y su base conjugada difieren en un protón.

Es **cierto**, según la teoría de Brönsted - Lowry las reacciones entre ácidos y bases pueden considerarse como reacciones de transferencia de protones entre un donador (el ácido) y un aceptor (la base). Una consecuencia importante de este hecho es la reversibilidad del proceso de transferencia, de modo que cuando un ácido AH cede un protón, el anión A^- se comportará como una base, llamada base conjugada del ácido AH. Lo mismo podemos decir en cuanto a las bases. Al conjunto de un ácido y una base que sólo difieren en el ion H^+ , se le llama par ácido-base conjugado.



b) (0,5 p) Un ácido y su base conjugada reaccionan entre sí dando una disolución neutra.

Falso. Lo que sucede es que los ácidos reaccionan con bases para formar sus bases y ácidos conjugados correspondientes, estableciéndose un equilibrio. Por ejemplo:



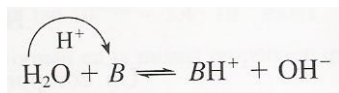
c) (0,5 p) La base conjugada de un ácido fuerte es una base fuerte.

Falso. Según la teoría de Brönsted - Lowry, si en un par ácido - base el ácido es fuerte (presenta gran tendencia a ceder protones), la base conjugada será muy débil (tendrá poca tendencia a aceptar protones). Para un par ácido/base conjugado se cumple:

$$K_a \cdot K_b = K_w = 1.10^{-14}$$

d) (0,5 p) Una base, según Brønsted, es aquella que en disolución acuosa da iones OH^- .

Falso. Según la teoría de Brønsted - Lowry una base esta sustancia iónica o molecular con capacidad de captar un protón.



3.- Se introducen 0,6 moles de tetraóxido de dinitrógeno, N_2O_4 , en un recipiente de 10 L a 348,2 K. En el equilibrio: $\text{N}_2\text{O}_4 (\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2 (\text{g})$, la presión es de 2 atm.

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

a) (0,5 p) Calcula el grado de disociación.

	$\text{N}_2\text{O}_4 (\text{g})$	\rightleftharpoons	$2 \text{NO}_2 (\text{g})$
Concentración Inicial (mol/L)	0,06		--
Variación (mol/L)	-x		+2x
Concentración Equilibrio (mol/L)	0,06 - x		2x

$$(C_T)_{eq} = (0,06 - x) + 2x = 0,06 + x \text{ mol/L}$$

$$P_T = C_T \cdot R \cdot T \Rightarrow 2 = (0,06 + x) \cdot 0,082 \cdot 348,2 \Rightarrow x = 0,01 \text{ mol/L}$$

$$\alpha = \left(\frac{x}{0,06} \right) \cdot 100 = \left(\frac{0,01}{0,06} \right) \cdot 100 = 16,7 \%$$

b) (0,5 p) Calcula el número de moles de cada sustancia en el equilibrio.

$$n_{\text{N}_2\text{O}_4} = (0,06 - x) \cdot V = (0,06 - 0,01) \cdot 10 = 0,5 \text{ mol}$$

$$n_{\text{NO}_2} = (2x) \cdot V = (2 \cdot 0,01) \cdot 10 = 0,2 \text{ mol}$$

c) (0,5 p) Calcula el valor de K_p a esa temperatura.

$$K_c = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]} = \frac{(2x)^2}{0,06 - x} = \frac{4x^2}{0,06 - x} = \frac{4 \cdot (0,01)^2}{0,06 - 0,01} = 8 \cdot 10^{-3}$$

$$K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n} \Rightarrow K_p = 8 \cdot 10^{-3} \cdot (0,082 \cdot 348,2) = 0,228$$

d) (0,5 p) Razona si se produciría una mayor disociación de N_2O_4 al ir retirando del recipiente NO_2 .

De acuerdo al principio de Le Chatelier, el equilibrio se desplazará en el sentido en el que contrarreste la variación introducida. Al disminuir la concentración del producto NO_2 , el equilibrio se desplaza en el sentido que favorezca su producción, aumentando de este modo su concentración. **El equilibrio se desplaza hacia la derecha, produciéndose una mayor disociación del N_2O_4 .**

4.- El producto de solubilidad del hidróxido de hierro (II), $\text{Fe}(\text{OH})_2$, es $1,6 \cdot 10^{-14}$.

a) (1 p) Calcula la solubilidad molar del hidróxido de hierro (II) en agua.

	$\text{Fe}(\text{OH})_2 (\text{s})$	\rightleftharpoons	$\text{Fe}^{+2} (\text{ac})$	+	$2 \text{OH}^- (\text{ac})$
Concentración inicial (mol/L)	a		--		--
Variación (mol/L)	-s		+s		+2s
Concentración en equilibrio (mol/L)	a - s		s		2s

$$K_{ps} = [\text{Fe}^{+2}] \cdot [\text{OH}^-]^2 = s \cdot (2s)^2 = 4s^3 \Rightarrow s = \sqrt[3]{\frac{K_{ps}}{4}} = \sqrt[3]{\frac{1,6 \cdot 10^{-14}}{4}} = 1,59 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$$

b) (0,5 p) Calcula el pH de la disolución saturada de esta sal.

La concentración de iones hidróxido en una disolución saturada es la que hay en el equilibrio.

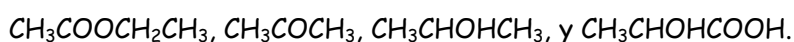
$$pOH = -\log [OH^-] = -\log (2s) = -\log (2 \cdot 1,59 \cdot 10^{-5}) = 4,5$$

$$pH = 14 - pOH = 14 - 4,5 = 9,5$$

c) (0,75 p) Razona cómo variará la solubilidad si se adiciona una sal soluble de hierro (II).

De acuerdo al principio de Le Chatelier, el equilibrio se desplazará en el sentido en el que contrarreste la variación introducida. Al aumentar la concentración de los iones Fe^{+2} , el equilibrio se desplaza en el sentido que favorezca la disminución de su concentración. El equilibrio se desplaza hacia la izquierda, disminuyendo la solubilidad del $Fe(OH)_2$. Este hecho es conocido como efecto del ion común.

5.- Dados los siguientes compuestos:



a) (0,5 p) Identifica los grupos funcionales presentes en cada uno de ellos.

$CH_3COOCH_2CH_3$	Éster
CH_3COCH_3	Cetona
$CH_3CHOHCH_3$	Alcohol (secundario)
$CH_3CHOHCOOH$	Alcohol y ácido carboxílico

b) (0,4 p) Nómbralos.

$CH_3COOCH_2CH_3$	Etanoato de etilo o Acetato de etilo
CH_3COCH_3	Propanona, Acetona o Dimetilcetona
$CH_3CHOHCH_3$	2-propanol o Propan-2-ol
$CH_3CHOHCOOH$	Ácido 2-hidroxipropanoico

c) (0,8 p) Escribe un isómero de cada uno de ellos y nómbralo.

$CH_3CH_2CH_2COOH$	Ácido butanoico (isómero de función del acetato de etilo)
CH_3CH_2CHO	Propanal (isómero de función de la propanona)
$CH_2OHCH_2CH_3$	1-propanol (isómero de posición del 2-propanol)
CH_2OHCH_2COOH	Ácido 3-hidroxipropanoico (isómero de posición del ác. 3-hidroxipropanoico)

d) (0,3 p) Escribe una reacción de reducción del CH_3COCH_3 .

