

OPCIÓN DE EXAMEN N° 2

1. [2 PUNTOS] 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 PUNTOS] Razona qué geometrías son posibles.
 - b) [0,75 PUNTOS] Pon un ejemplo de compuesto para cada una de las geometrías posibles.
 - c) [0,5 PUNTOS] Justifica la polaridad en cada caso anterior.

2. [2 PUNTOS] Razona sobre la veracidad de las siguientes afirmaciones.
 - a) [0,5 PUNTOS] Según la teoría de Brönsted, un ácido y su base conjugada difieren en un protón.
 - b) [0,5 PUNTOS] Un ácido y su base conjugada reaccionan entre sí dando una disolución neutra.
 - c) [0,5 PUNTOS] La base conjugada de un ácido fuerte es una base fuerte.
 - d) [0,5 PUNTOS] Una base, según Brönsted, es aquella que en disolución acuosa da iones OH^- .

3. [2 PUNTOS] 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: $N_2O_4 (g) \rightleftharpoons 2 NO_2 (g)$, la presión es de 2 atm.
 - a) [0,5 PUNTOS] Calcula el grado de disociación.
 - b) [0,5 PUNTOS] Calcula el número de moles de cada sustancia en el equilibrio.
 - c) [0,5 PUNTOS] Calcula el valor de K_p a esa temperatura.
 - d) [0,5 PUNTOS] Razona si se produciría una mayor disociación de N_2O_4 al ir retirando del recipiente NO_2

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

4. [2 PUNTOS] El producto de solubilidad del hidróxido de hierro (II), $Fe(OH)_2$, es $1,6 \cdot 10^{-14}$.
 - a) [1 PUNTO] Calcula la solubilidad molar del hidróxido de hierro (II) en agua.
 - b) [0,5 PUNTOS] Calcula el pH de la disolución saturada de esta sal.
 - c) [0,5 PUNTOS] Razona cómo variará la solubilidad si se adiciona una sal soluble de hierro(II).

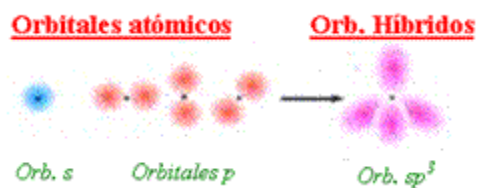
5. [2 PUNTOS] Dados los siguientes compuestos:
 $CH_3COOCH_2CH_3$, CH_3COCH_3 , $CH_3CHOHCH_3$, y $CH_3CHOHCOOH$.
 - a) [0,5 PUNTOS] Identifica los grupos funcionales presentes en cada uno de ellos.
 - b) [0,4 PUNTOS] Nómbralos.
 - c) [0,8 PUNTOS] Escribe un isómero de cada uno de ellos y nómbralo.
 - d) [0,3 PUNTOS] Escribe una reacción de reducción del CH_3COCH_3 .

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.

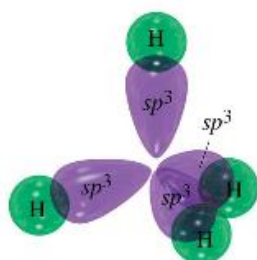
Los cuatro orbitales híbridos formados se disponen espacialmente dirigidos hacia los vértices de un tetraedro.



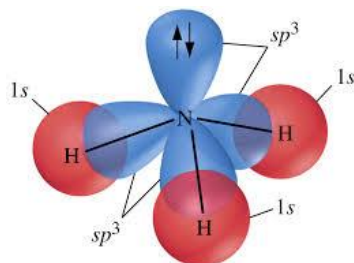
Cuando el átomo central de una molécula adquiere este tipo de hibridación, la molécula puede tener diferentes geometrías en función del número de orbitales híbridos que intervengan en la formación de enlaces:

- 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**.

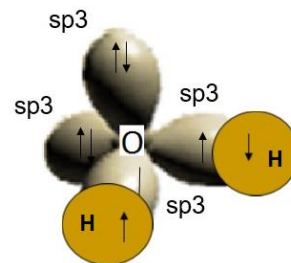
b) (0,75 p) Pon un ejemplo de compuesto para cada una de las geometrías posibles.



Metano (tetraédrica)

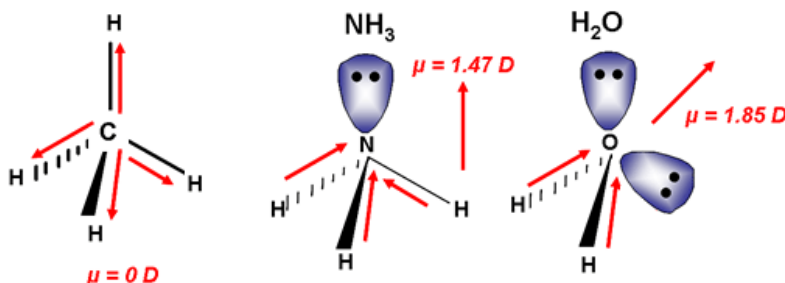


Amoníaco (pirámide trigonal)



Agua (angular)

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



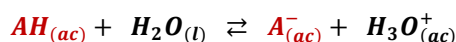
La molécula de metano es apolar ya que la simetría de la geometría molecular tetraédrica, hace que la suma de los momentos dipolares de los enlaces sea nula.

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:



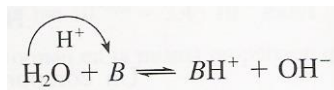
c) (0,5 p) La base conjugada de un ácido fuerte es una base fuerte.

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:

$$K_a \cdot K_b = K_w = 1 \cdot 10^{-14}$$

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

Falso. Según la teoría de Brönsted - 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: $N_2O_4 (g) \rightleftharpoons 2 NO_2 (g)$, 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.

	$N_2O_4 (g)$	\rightleftharpoons	$2 NO_2 (g)$
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.

$$n_{N_2O_4} = (0,06 - x) \cdot V = (0,06 - 0,01) \cdot 10 = 0,5 \text{ mol}$$

$$n_{NO_2} = (2x) \cdot V = (2 \cdot 0,01) \cdot 10 = 0,2 \text{ mol}$$

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

$$K_c = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]} = \frac{(2x)^2}{0,06 - x} = \frac{4x^2}{0,1 - x} = \frac{4 \cdot (0,01)^2}{0,06 - 0,01} = 8 \cdot 10^{-3}$$

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

- 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), $Fe(OH)_2$, es $1,6 \cdot 10^{-14}$.

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

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

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

- 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.

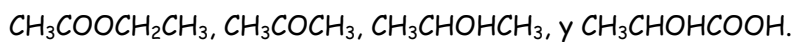
$$pOH = -\log [OH^-] = -\log (2s) = -\log (2 \cdot 1,59 \cdot 10^{-5}) = 4,5$$

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

- 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.

$CH_3\text{COO}CH_2CH_3$	Éster
CH_3COCH_3	Cetona
$CH_3CHOHCH_3$	Alcohol (secundario)
$CH_3CHOHCOOH$	Alcohol y ácido carboxílico

b) (0,4 p) Nómbralos.

$\text{CH}_3\text{COOCH}_2\text{CH}_3$ Etanoato de etilo o Acetato de etilo

CH_3COCH_3 Propanona, Acetona o Dimetilcetona

$\text{CH}_3\text{CHOHCH}_3$ 2-propanol o Propan-2-ol

$\text{CH}_3\text{CHOHCOOH}$ Ácido 2-hidroxipropanoico

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

$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{COOH}$ Ácido butanoico (isómero de función del acetato de etilo)

$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CHO}$ Propanal (isómero de función de la propanona)

$\text{CH}_2\text{OHCH}_2\text{CH}_3$ 1-propanol (isómero de posición del 2-propanol)

$\text{CH}_2\text{OHCH}_2\text{COOH}$ Ácido 3-hidroxipropanoico (isómero de posición del ác. 2-hidroxipropanoico)

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

