



UNIVERSIDAD DE CANTABRIA

PRUEBAS DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD

LOE – SEPTIEMBRE 2016

QUÍMICA

INDICACIONES

Debe elegir una opción completa de problemas.

OPCIÓN DE EXAMEN N° 1

1. [2 PUNTOS] Dado el elemento de $Z = 19$:
- [0,5 PUNTOS] Escribe su configuración electrónica en estado fundamental.
 - [0,5 PUNTOS] Indica razonadamente a qué grupo y período pertenece.
 - [0,5 PUNTOS] ¿Cuáles son los valores posibles que pueden tomar los números cuánticos de su electrón más externo?
 - [0,5 PUNTOS] Escribe una configuración electrónica del elemento en estado excitado.
2. [2 PUNTOS] En la combustión, en condiciones estándar, de 14 g de metano se desprenden 702,01 kJ, quedando el agua en estado gaseoso. Sabiendo que las entalpías estándar de formación del dióxido de carbono y del agua en estado gaseoso son $-393,5$ y $-241,8$ kJ \cdot mol $^{-1}$, respectivamente, calcula:
- [1 PUNTO] La entalpía molar de combustión del metano.
 - [1 PUNTO] La variación de entalpía estándar de la reacción $\text{CH}_4(\text{g}) \rightarrow \text{C}(\text{s}) + 2 \text{H}_2(\text{g})$.
- DATOS: Masas atómicas: C = 12; H = 1.
3. [2 PUNTOS] La solubilidad en agua del hidróxido de magnesio es $5,61 \cdot 10^{-12}$ mol/l
- [1 PUNTO] Calcula la constante del producto de solubilidad del hidróxido de magnesio.
 - [1 PUNTO] Razona si la solubilidad aumentará cuando a una disolución saturada del mencionado hidróxido:
 - 1) Se añada un ácido.
 - 2) Se añada una disolución básica.
 - 3) Se le añada una sal soluble de magnesio.
 - 4) Se le añada agua.
4. [2 PUNTOS]
- [1 PUNTO] El pH de una disolución de un ácido monoprotónico (HA) de concentración $5 \cdot 10^{-3}$ M es 2,3. ¿Se trata de un ácido fuerte o débil? Razona la respuesta.
 - [1 PUNTO] Explica si el pH de una disolución acuosa de NH_4Cl es mayor, menor o igual a siete.
5. [2 PUNTOS] La notación de una pila electroquímica es: $\text{Mg} / \text{Mg}^{2+} (1 \text{ M}) // \text{Ag}^+ (1 \text{ M}) / \text{Ag}$.
- [0,5 PUNTOS] Calcula el potencial estándar de la pila.
 - [0,5 PUNTOS] Escribe y ajusta la ecuación química para la reacción que ocurre en la pila.
 - [0,5 PUNTOS] Indica la polaridad de los electrodos y el sentido de circulación de los electrones.
 - [0,5 PUNTOS] Razona quién actúa de oxidante y quién de reductor.
- DATOS: $E^\circ (\text{Ag}^+ / \text{Ag}) = 0,80$ V; $E^\circ (\text{Mg}^{2+} / \text{Mg}) = -2,36$ V.

1.- Dado el elemento de $Z = 19$:

- a) (0,5 p) Escribe su configuración electrónica en estado fundamental.
 b) (0,5 p) Indica razonadamente a qué grupo y período pertenece.

Contesto los dos primeros apartados simultáneamente.

El período se asigna por el nivel de energía más alto ocupado (mayor n) y el grupo por la configuración electrónica del nivel de energía más alto ocupado (nivel de valencia).

A ($Z = 19$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ $\left\{ \begin{array}{l} \text{Período: } 4^{\circ} \\ \text{Grupo: } 1 \text{ o Alcalinotérreos } (ns^1) \end{array} \right.$

- c) (0,5 p) ¿Cuáles son los valores posibles que pueden tomar los números cuánticos de su electrón más externo?

El electrón más externo es el electrón de la configuración que ocupa un mayor nivel de energía (mayor n), en este caso el electrón que ocupa el subnivel $4s$. Por lo tanto, su número cuántico $n = 4$ y $l = 0$. Para el valor del número cuántico m le damos uno de los valores posibles compatible con el valor de l , en este caso solo sería válido el valor 0. Para el valor de s asignamos uno de los posibles: $+1/2$ o $-1/2$. Por lo que habría dos combinaciones posibles: $(4, 0, 0, \frac{1}{2})$ y $(4, 0, 0, -\frac{1}{2})$

- d) (0,5 p) Escribe una configuración electrónica del elemento en estado excitado.

Habría muchas posibilidades, basta con trasladar uno o más de sus electrones de la configuración fundamental a orbitales de mayor energía vacíos o semiocupados. Un ejemplo sería:

A* ($Z = 19$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5 4s^2$

2.- En la combustión, en condiciones estándar, de 14 g de metano se desprenden 702,01 kJ, quedando el agua en estado gaseoso. Sabiendo que las entalpías estándar de formación del dióxido de carbono y del agua en estado gaseoso son $-393,5$ y $-241,8$ kJ.mol⁻¹, respectivamente, calcula:

DATOS: Masas atómicas: C = 12; H = 1

- a) (1 p) La entalpía molar de combustión del metano.

$$\Delta H_{\text{Combustión}}^0 = \frac{-702,01 \text{ kJ}}{14 \text{ g de CH}_4} \cdot \frac{16 \text{ g de CH}_4}{1 \text{ mol de CH}_4} = -802,3 \text{ kJ/mol de CH}_4$$

- b) (1 p) La variación de entalpía estándar de la reacción $\text{CH}_4(\text{g}) \rightarrow \text{C}(\text{s}) + 2 \text{H}_2(\text{g})$.

A partir de la entalpía molar de combustión del metano calculamos su entalpía de formación.



$$\begin{aligned} \Delta H_R^0 &= \sum n_p \cdot (\Delta H_f^0)_p - \sum n_r \cdot (\Delta H_f^0)_r = (\Delta H_f^0)_{\text{CO}_2(\text{g})} + 2 \cdot (\Delta H_f^0)_{\text{H}_2\text{O}(\text{l})} - (\Delta H_f^0)_{\text{CH}_4(\text{g})} - 2 \cdot (\Delta H_f^0)_{\text{O}_2(\text{g})} \\ -802,3 &= (-393,5) + 2 \cdot (-241,8) - (\Delta H_f^0)_{\text{CH}_4(\text{g})} - 2 \cdot (0) \Rightarrow (\Delta H_f^0)_{\text{CH}_4(\text{g})} = -74,8 \text{ kJ/mol} \end{aligned}$$

Por lo tanto, la entalpía de la reacción, $\text{CH}_4(\text{g}) \rightarrow \text{C}(\text{s}) + 2 \text{H}_2(\text{g})$, será:

$$\begin{aligned} \Delta H_R^0 &= \sum n_p \cdot (\Delta H_f^0)_p - \sum n_r \cdot (\Delta H_f^0)_r = (\Delta H_f^0)_{\text{C}(\text{s})} + 2 \cdot (\Delta H_f^0)_{\text{H}_2(\text{g})} - (\Delta H_f^0)_{\text{CH}_4(\text{g})} = 0 + (2 \cdot 0) - (-74,8) \\ \Delta H_R^0 &= 74,8 \text{ kJ} \end{aligned}$$

3.- La solubilidad en agua del hidróxido de magnesio es $5,61 \cdot 10^{-12}$ mol/L.

a) (1 p) Calcula la constante del producto de solubilidad del hidróxido de magnesio.

	$Mg(OH)_2 (s)$	\rightleftharpoons	$Mg^{+2} (ac)$	+	$2 OH^- (ac)$
Conc. Inicial (mol/L)	a		--		--
Variación (mol/L)	-s		+s		+2s
Conc. Equilibrio (mol/L)	a - s		s		s

$$K_{ps} = [Mg^{+2}] \cdot [OH^-]^2 = s \cdot (2s)^2 = 4s^3 = 4 \cdot (5,61 \cdot 10^{-12})^3 = 7,06 \cdot 10^{-34}$$

b) (1 p) Razona si la solubilidad aumentará cuando a una disolución saturada del mencionado hidróxido:

1) Se añade un ácido.

Aumenta la solubilidad, ya que los protones aportados por el ácido reaccionan con los iones hidróxido, disminuyendo éstos su concentración, lo que provoca, según el principio de Le Chatelier, el desplazamiento del equilibrio hacia la derecha.

2) Se añade una disolución básica.

Disminuye la solubilidad, ya que aumenta la concentración de iones hidróxido, lo que provoca, según el principio de Le Chatelier, el desplazamiento del equilibrio hacia la izquierda (efecto del ion común).

3) Se le añade una sal soluble de magnesio.

Disminuye la solubilidad, ya que aumenta la concentración de iones magnesio, lo que provoca, según el principio de Le Chatelier, el desplazamiento del equilibrio hacia la izquierda (efecto del ion común).

4) Se le añade agua.

No afecta a la solubilidad, ya que la adición de agua hace disminuir las concentraciones de iones magnesio e hidróxido, lo que provoca que se disuelva más cantidad de hidróxido de magnesio pero en un volumen mayor de agua, por lo que la solubilidad no varía.

4.-

a) (1 p) El pH de una disolución de un ácido monoprótico (HA) de concentración $5 \cdot 10^{-3}$ M es 2,3. ¿Se trata de un ácido fuerte o débil? Razona la respuesta.

Si se trata de un ácido fuerte estará completamente dissociado en agua:

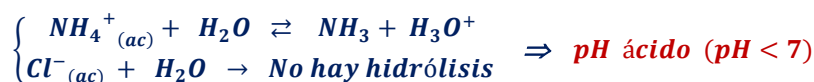
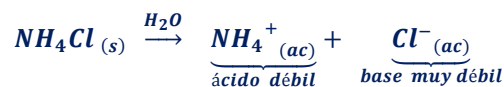


$$pH = -\log [H^+_{(ac)}] = -\log 5 \cdot 10^{-3} = 2,3$$

Por lo tanto, **el ácido es fuerte**.

b) (1 p) Explica si el pH de una disolución acuosa de NH_4Cl es mayor, menor o igual a siete

Se trata de una sal de ácido fuerte - base débil, en la que solo se produce hidrólisis del catión.



OPCIÓN DE EXAMEN N° 2

1. [2 PUNTOS] En los siguientes compuestos: BCl_3 , SiF_4 y BeCl_2 , SF_2

- a) [1 PUNTO] Justifica la geometría y polaridad de estas moléculas.
- b) [1 PUNTO] ¿Qué orbitales híbridos presenta el átomo central en cada uno?

DATOS: Grupos del sistema periódico a los que pertenecen los siguientes elementos:

Be = 2; B = 13; Si = 14; S = 16; F y Cl = 17.

2. [2 PUNTOS] En un recipiente de 10 L a 800 K, se introducen 1 mol de CO y 1 mol de H_2O . Cuando se alcanza el equilibrio representado por la ecuación:



el recipiente contiene 0,655 moles de CO_2 y 0,655 moles de H_2 . Calcula:

- a) [1 PUNTO] Las concentraciones de los cuatro gases en el equilibrio.
- b) [1 PUNTO] El valor de las constantes K_c y K_p para dicha reacción a 800 K.

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

3. [2 PUNTOS] La ecuación de velocidad de cierta reacción es: $v = k \cdot [\text{A}]^2 \cdot [\text{B}]$. Razona si las siguientes proposiciones son verdaderas o falsas:

- a) [0,5 PUNTOS] La unidad de la constante de velocidad es $\text{mol}^{-1} \cdot \text{L} \cdot \text{s}$.
- b) [0,5 PUNTOS] Si se duplican las concentraciones de A y B, en igualdad de condiciones, la velocidad de reacción será ocho veces mayor.
- c) [0,5 PUNTOS] Si se duplica el volumen del reactor, la velocidad de reacción será ocho veces mayor.
- d) [0,5 PUNTOS] La constante de velocidad no depende de la temperatura.

4. [2 PUNTOS] Se tiene una disolución acuosa de sulfato de cobre (II), CuSO_4 .

- a) [1 PUNTO] Calcula la intensidad de corriente que se necesita pasar a través de la disolución para depositar 5 g de cobre en 30 minutos.
- b) [1 PUNTO] ¿Cuántos electrones habrán circulado y cuántos átomos de cobre se habrán depositado en ese tiempo?

DATOS: $1 \text{ F} = 96500 \text{ C}$; $N_A = 6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos} \cdot \text{mol}^{-1}$; Masa atómica Cu = 63,5.

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

- a) [0,5 PUNTOS] Escribe la fórmula desarrollada de dos isómeros con grupos funcionales diferentes.
- b) [1 PUNTO] Indica el grupo funcional y nombra los isómeros del apartado anterior.
- c) [0,5 PUNTOS] ¿Podrías escribir la fórmula y nombrar un tercer isómero que presente isomería óptica?

1.- En los siguientes compuestos: BCl_3 , SiF_4 y $BeCl_2$, SF_2

DATOS: Grupos del sistema periódico a los que pertenecen los siguientes elementos:

Be = 2 B = 13 Si = 14 S = 16 F y Cl = 17.

a) (1 p) Justifica la geometría y polaridad de estas moléculas.

Para establecer la geometría me voy a basar en la Teoría de repulsión de los pares de electrones de la capa de valencia.

Podemos saber el número de electrones en la capa de valencia por el grupo que ocupan en la tabla periódica:

Be: 2 electrones en la capa de valencia.

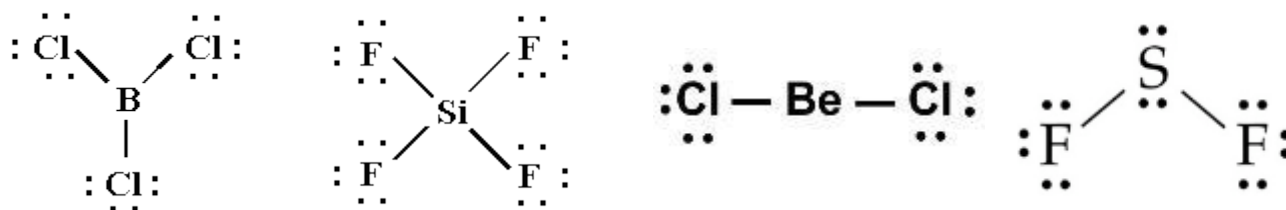
B: 3 electrones en la capa de valencia.

Si: 4 electrones en la capa de valencia.

S: 6 electrones en la capa de valencia.

F y Cl: 7 electrones en la capa de valencia.

Si establecemos las estructuras de Lewis de los diferentes compuestos:



BCl_3 : El átomo central, el B, está rodeado de 3 pares de electrones enlazantes, por lo que su geometría más probable es la **triangular plana**.

SiF_4 : El átomo central, el Si, está rodeado de 4 pares de electrones enlazantes, por lo que su geometría más probable es la **tetraédrica**.

$BeCl_2$: El átomo central, el Be, está rodeado de 2 pares de electrones enlazantes, por lo que su geometría más probable es la **lineal**.

SF_2 : El átomo central, el S, está rodeado de 2 pares de electrones enlazantes y dos pares de electrones no-enlazantes, por lo que su geometría más probable es la **angular**.

Todas las moléculas presentan enlaces polares, pero la geometría simétrica de BCl_3 , SiF_4 y $BeCl_2$ hace que sus moléculas sean **apolares**, mientras que la falta de simetría de la estructura del SF_2 hace que sea una molécula **polar**.

b) (1 p) ¿Qué orbitales híbridos presenta el átomo central en cada uno?

BCl_3 : El átomo central, el B, presenta hibridación **sp^2** .

SiF_4 : El átomo central, el Si, presenta hibridación **sp^3** , ya que pertenece al mismo grupo que el carbono, y forma en el compuesto enlaces sencillos.

$BeCl_2$: El átomo central, el Be, presenta hibridación **sp** .

SF_2 : El átomo central, el S, presenta hibridación **sp^3** , ya que pertenece al mismo grupo que el oxígeno, y forma en el compuesto enlaces sencillos.

2.- En un recipiente de 10 L a 800 K, se introducen 1 mol de CO y 1 mol de H₂O. Cuando se alcanza el equilibrio representado por la ecuación: $\text{CO (g)} + \text{H}_2\text{O (g)} \rightleftharpoons \text{CO}_2 \text{ (g)} + \text{H}_2 \text{ (g)}$, el recipiente contiene 0,655 moles de CO₂ y 0,655 moles de H₂. Calcula:

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

a) (1 p) Las concentraciones de los cuatro gases en el equilibrio.

	CO (g)	+	H ₂ O (g)	⇌	CO ₂ (g)	+	H ₂ (g)
Conc. Inicial (mol/L)	0,1		0,1		-		-
Reacción (mol/L)	-x		-x		+x		+x
Conc. Equilibrio (mol/L)	0,1 - x		0,1 - x		x		x

Por el enunciado sabemos que:

$$[\text{CO}_2]_{eq} = [\text{H}_2]_{eq} = x = 0,0655 \text{ mol/L}$$

De modo que:

$$[\text{CO}]_{eq} = [\text{H}_2\text{O}]_{eq} = 0,1 - x = 0,1 - 0,0655 = 0,0345 \text{ mol/L}$$

b) (1 p) El valor de las constantes K_c y K_p para dicha reacción a 800 K.

$$K_c = \frac{[\text{CO}_2] \cdot [\text{H}_2]}{[\text{CO}] \cdot [\text{H}_2\text{O}]} = \frac{(0,0655)^2}{(0,0345)^2} = 3,6$$

$$K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n} \Rightarrow K_p = 3,6 \cdot (0,082 \cdot 800)^0 = 3,6$$

3.- La ecuación de velocidad de cierta reacción es: $v = k \cdot [\text{A}]^2 \cdot [\text{B}]$. Razona si las siguientes proposiciones son verdaderas o falsas:

a) (0,5 p) La unidad de la constante de velocidad es mol⁻¹·L·s

$$k = \frac{v}{[\text{A}]^2 \cdot [\text{B}]} \# \frac{\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}}{(\text{mol}\cdot\text{L}^{-1})^2 \cdot (\text{mol}\cdot\text{L}^{-1})} \# \text{mol}^{-2}\cdot\text{L}^2\cdot\text{s}^{-1}$$

La proposición es falsa.

b) (0,5 p) Si se duplican las concentraciones de A y B, en igualdad de condiciones, la velocidad de reacción será ocho veces mayor.

$$v' = k \cdot [2\text{A}]^2 \cdot [2\text{B}] = 8 \cdot k \cdot [\text{A}]^2 \cdot [\text{B}] = 8 \cdot v$$

La proposición es cierta.

c) (0,5 p) Si se duplica el volumen del reactor, la velocidad de reacción será ocho veces mayor.

La proposición es falsa, ya que al aumentar el volumen disminuyen las concentraciones de los reactivos A y B, por lo que disminuye la velocidad.

d) (0,5 p) La constante de velocidad no depende de la temperatura.

La proposición es falsa, el único factor externo que afecta a la constante de velocidad es la temperatura. La relación entre ambos factores queda expresada en la ecuación de Arrhenius:

$$k = A \cdot e^{-\left(\frac{E_a}{R \cdot T}\right)}$$

4.- Se tiene una disolución acuosa de sulfato de cobre (II), CuSO_4 .

DATOS: $1 F = 96500 C$ $N_A = 6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos} \cdot \text{mol}^{-1}$ Masa atómica $\text{Cu} = 63,5$.

- a) (1 p) Calcula la intensidad de corriente que se necesita pasar a través de la disolución para depositar 5 g de cobre en 30 minutos

La reacción que tiene lugar en el cátodo de la celda electrolítica es: $\text{Cu}^{+2} + 2 e^- \rightarrow \text{Cu}$

Calculamos en primer lugar la carga necesaria para depositar los 5 g:

$$Q = 5 \text{ g Cu} \cdot \frac{1 \text{ mol Cu}}{63,5 \text{ g}} \cdot \frac{2 F}{1 \text{ mol Cu}} \cdot \frac{96500 C}{1 F} = 15196,8 C$$

De modo que la intensidad de corriente necesaria para depositarlos en 30 minutos será:

$$I = \frac{Q}{t} = \frac{15196,8}{30 \cdot 60} = 8,44 A$$

- b) (1 p) ¿Cuántos electrones habrán circulado y cuantos átomos de cobre se habrán depositado en ese tiempo?

$$n = 15196,8 C \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} e^-}{96500 C} = 9,48 \cdot 10^{22} e^-$$

$$N = 5 \text{ g de Cu} \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Cu}}{63,5 \text{ g de Cu}} = 4,74 \cdot 10^{22} \text{ átomos de Cu}$$

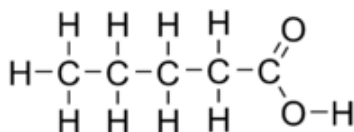
5.- La siguiente fórmula molecular, $\text{C}_5\text{H}_{10}\text{O}_2$, corresponde a varios compuestos orgánicos isómeros.

- a) (0,5 p) Escribe la fórmula desarrollada de dos isómeros con grupos funcionales diferentes.
b) (1 p) Indica el grupo funcional y nombra los isómeros del apartado anterior

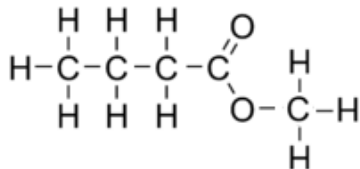
Resuelvo estos dos apartados simultáneamente.

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

Ácido pentanoico:



Butanoato de metilo:



- c) (0,5 p) ¿Podrías escribir la fórmula y nombrar un tercer isómero que presente isomería óptica?

Presentan isomería óptica aquellos compuestos que presentan carbonos asimétricos o quirales (átomos de carbono unidos a cuatro grupos atómicos diferentes). Un ejemplo de isómero óptico sería el ácido 2-metilbutanoico (el carbono 2 es asimétrico):

