



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  $Z = 19$ :
    - a) [0,5 PUNTOS] Escribe su configuración electrónica en estado fundamental.
    - b) [0,5 PUNTOS] Indica razonadamente a qué grupo y período pertenece.
    - c) [0,5 PUNTOS] ¿Cuáles son los valores posibles que pueden tomar los números cuánticos de su electrón más externo?
    - d) [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  $-241,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ , respectivamente, calcula:
    - a) [1 PUNTO] La entalpía molar de combustión del metano.
    - b) [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:  $\text{C} = 12$ ;  $\text{H} = 1$ .
3. [2 PUNTOS] La solubilidad en agua del hidróxido de magnesio es  $5,61 \cdot 10^{-12} \text{ mol/l}$ 
    - a) [1 PUNTO] Calcula la constante del producto de solubilidad del hidróxido de magnesio.
    - b) [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]
    - a) [1 PUNTO] El pH de una disolución de un ácido monoprótico (HA) de concentración  $5 \cdot 10^{-3} \text{ M}$  es 2,3. ¿Se trata de un ácido fuerte o débil? Razona la respuesta.
    - b) [1 PUNTO] Explica si el pH de una disolución acuosa de  $\text{NH}_4\text{Cl}$  es mayor, menor o igual a siete.
  
  5. [2 PUNTOS] La notación de una pila electroquímica es:  $\text{Mg} / \text{Mg}^{2+} (1 \text{ M}) // \text{Ag}^+ (1 \text{ M}) / \text{Ag}$ .
    - a) [0,5 PUNTOS] Calcula el potencial estándar de la pila.
    - b) [0,5 PUNTOS] Escribe y ajusta la ecuación química para la reacción que ocurre en la pila.
    - c) [0,5 PUNTOS] Indica la polaridad de los electrodos y el sentido de circulación de los electrones.
    - d) [0,5 PUNTOS] Razona quién actúa de oxidante y quién de reductor.

DATOS:  $E^\circ (\text{Ag}^+ / \text{Ag}) = 0,80 \text{ V}$ ;  $E^\circ (\text{Mg}^{2+} / \text{Mg}) = -2,36 \text{ V}$ .

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 semioocupados. 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).

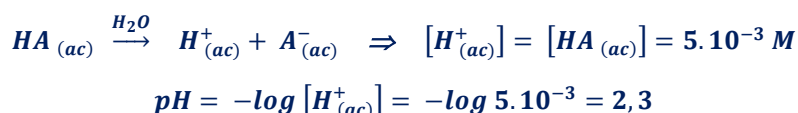
4) Se le añade agua.

**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.

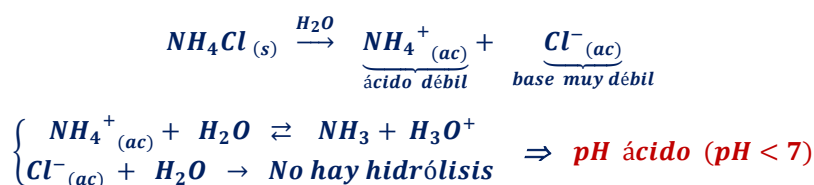
Si se trata de un ácido fuerte estará completamente dissociado en agua:



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

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



5.- La notación de una pila electroquímica es:  $\text{Mg} / \text{Mg}^{2+} (1 \text{ M}) // \text{Ag}^+ (1 \text{ M}) / \text{Ag}$ .

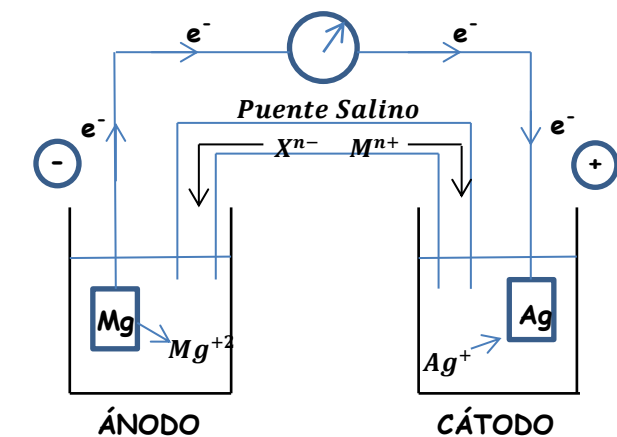
- (0,5 p) Calcula el potencial estándar de la pila.
- (0,5 p) Escribe y ajusta la ecuación química para la reacción que ocurre en la pila.
- (0,5 p) Indica la polaridad de los electrodos y el sentido de circulación de los electrones.
- (0,5 p) Razona quién actúa de oxidante y quién de reductor.

DATOS:  $E^\circ (\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}) = -2,36 \text{ V}$ ;  $E^\circ (\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,8 \text{ V}$ .

Voy a responder todos los apartados conjuntamente.

En esta pila el electrodo de plata actuará de cátodo (debido a su mayor potencial de reducción los iones plata se reducen más fácilmente que los iones magnesio), donde tendrá lugar la reducción, depositándose plata metálica, y el electrodo de magnesio actuará de ánodo (menor potencial de reducción), donde tendrá lugar la oxidación. Por lo tanto en esta pila el oxidante son los iones  $\text{Ag}^+$ , ya que facilitan la oxidación del magnesio, mientras que el reductor es el magnesio metálico, ya que facilita la reducción de los iones plata. La función del puente salino es la mantener la neutralidad eléctrica en las semiceldas, evitando la polarización de la pila.

A continuación tenemos un esquema de esta pila.



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

$$E_{pila}^0 = (0,80) - (-2,36) = 3,16 \text{ V}$$

