

OPCIÓN DE EXAMEN Nº 2

1. [2 PUNTOS] Dos elementos A y B presentan números atómicos 56 y 16 respectivamente.
- Escribe sus configuraciones electrónicas en su estado fundamental. Indica cuántos electrones desapareados presentan en su última capa.
 - Razona que tipo de enlace formará el compuesto binario entre ambos elementos. Indica dos propiedades características de este tipo de enlace.
2. [2 PUNTOS] La solubilidad del hidróxido magnésico en agua es $1,44 \cdot 10^{-4}$ M.
- Calcula el producto de solubilidad del hidróxido magnésico.
 - Calcula el pH de una disolución saturada de hidróxido magnésico.
 - Indica y razona si al elevar el pH de la disolución saturada hasta 12, disminuirá o aumentará la solubilidad del hidróxido.
 - Razona si la adición de una sal soluble de magnesio disminuirá o aumentará la solubilidad del hidróxido de magnesio en agua.
3. [2 PUNTOS] Se dispone de dos frascos, sin etiquetar, con disoluciones 0,1 M de ácido clorhídrico y 0,1 M de ácido acético. Se mide su acidez, resultando que el frasco A tiene pH = 2,9 y el frasco B, pH = 1,0.
- Explica qué frasco se corresponde con cada uno de los ácidos.
 - Calcula la constante de acidez (K_a) del ácido acético.
4. [2 PUNTOS] La hidracina N_2H_4 (l) y la dimetilhidracina $N_2H_2(CH_3)_2$ (l) son combustibles. Reaccionan espontáneamente con oxígeno obteniéndose en ambos casos $H_2O(g)$ y $N_2(g)$ y además si se quema $N_2H_2(CH_3)_2$ también $CO_2(g)$.
- Si te piden consejo en la elección de uno de los dos combustibles para realizar señales desde un barco, considerando que la bodega del barco está casi al límite del peso permitido. ¿Cuál de los dos aconsejarías? Expresa los resultados en KJ/g.
 - A la vista de los resultados obtenidos, ¿podrías decir si los procesos de reacción con el oxígeno son exotérmicos o endotérmicos? ¿variará la entropía y en qué sentido?
- DATOS: Masas atómicas: H = 1; C = 12; N = 14; O = 16.
Entalpía de formación estándar (ΔH_f°): $H_2O(g) = -241,8$ (KJ/mol); $N_2H_4(l) = 50,6$ (KJ/mol);
 $CO_2(g) = -393,5$ (KJ/mol); $N_2H_2(CH_3)_2 = 42,0$ (KJ/mol).
5. [2 PUNTOS] Suponer el sistema siguiente en equilibrio:
- $$2 N_2O(g) + N_2H_4(g) \rightleftharpoons 3 N_2(g) + 2 H_2O(g)$$
- Si la presión aumenta, manteniendo la temperatura constante, explicar, justificando la respuesta, si las siguientes proposiciones son falsas o verdaderas.
- La constante de equilibrio disminuirá.
 - El número de moles de $N_2O(g)$ aumentará.
 - El sistema absorberá calor.
 - La concentración de $N_2H_4(g)$ disminuirá.

SOLUCIÓN EXAMEN OPCIÓN - II (JUNIO 2012)

1.- (2 p) Dos elementos A y B presentan números atómicos 56 y 16 respectivamente.

- a) Escribe sus configuraciones electrónicas en su estado fundamental. Indica cuántos electrones desapareados presentan en su última capa.

A (Z = 56): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2$ (No presenta electrones desapareados)

A (Z = 16): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ (Tiene 2 electrones desapareados $\overbrace{\begin{array}{|c|c|c|} \hline \uparrow\downarrow & \uparrow & \uparrow \\ \hline \end{array}}^{3p}$)

- b) Razona que tipo de enlace formará el compuesto binario entre ambos elementos. Indica dos propiedades características de este tipo de enlace.

El elemento A es un metal, ya que su electrón diferenciante ocupa un subnivel s (es un alcalinotérreo); por otro lado, el elemento B es un no-metal, ya que su electrón diferenciante ocupa un subnivel p incompleto (es un anfígeno).

Por lo tanto formarán un enlace iónico. La estequiometría del compuesto será AB, ya que A tiene una valencia iónica +2 (pierde los dos electrones 6s) y el elemento B tiene una valencia iónica -2 (capta dos electrones para completar el subnivel 3p).

Los compuestos iónicos son sólidos a temperatura ambiente, no forman verdaderas moléculas sino cristales iónicos, son duros pero frágiles, son solubles en disolventes polares, como el agua, e insolubles en disolventes apolares; presentan puntos de fusión y ebullición elevados; son conductores eléctricos disueltos o fundidos (conductores de segunda especie).

2.- (2 p) La solubilidad del hidróxido magnésico en agua es $1,44 \cdot 10^{-4}$ M.

- a) Calcula el producto de solubilidad del hidróxido magnésico.

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

$$K_{ps} = [\text{Mg}^{+2}] \cdot [\text{OH}^-]^2 = s \cdot (2s)^2 = 4 \cdot s^3 = 4 \cdot (1,44 \cdot 10^{-4})^3 = 1,19 \cdot 10^{-11}$$

- b) Calcula el pH de una disolución saturada de hidróxido magnésico.

$$pOH = -\log [\text{OH}^-] = -\log 2s = -\log (2 \cdot 1,44 \cdot 10^{-4}) = 3,54$$

$$pH = 14 - pOH = 14 - 3,54 = 10,46$$

- c) Indica y razona si al elevar el pH de la disolución saturada hasta 12, disminuirá o aumentará la solubilidad del hidróxido.

Disminuirá, ya que al aumentar el pH aumenta la concentración de iones hidróxido de la disolución, por lo que el equilibrio se desplaza hacia la izquierda.

- d) Razona si la adición de una sal soluble de magnesio disminuirá o aumentará la solubilidad del hidróxido de magnesio en agua.

Disminuye la solubilidad. La adicción de una sal de magnesio produce un aumento de la concentración de iones Mg^{+2} , lo que produce un desplazamiento del equilibrio hacia la izquierda (efecto del ion común).

3.- (2 p) Se dispone de dos frascos sin etiquetar, con disoluciones 0,1 M de ácido clorhídrico y 0,1 M de ácido acético. Se mide su acidez, resultando que el frasco A tiene pH = 2,9 y el frasco B, pH = 1,0.

a) Explica razonadamente qué frasco contiene cada uno de los ácidos.

El frasco B corresponde al ácido clorhídrico, ya que al tratarse de un ácido fuerte reacciona completamente con el agua, mientras que el ácido acético es débil y reacciona solo parcialmente con el agua. De modo que:



$$pH = -\log [H_3O^+] = -\log 0,1 = 1$$

b) Calcula la constante de acidez del ácido acético.

	$CH_3-COOH_{(ac)}$	+	$H_2O_{(l)}$	\rightleftharpoons	$CH_3-COO^-_{(ac)}$	+	$H_3O^+_{(ac)}$
Conc. Inicial (mol/L)	0,1				--		--
Reacción (mol/L)	-x				x		x
Conc. Equilibrio (mol/L)	0,1 - x				x		x

Como conocemos el pH de la disolución, que en este caso sería la de la disolución A:

$$pH = -\log [H_3O^+] \Rightarrow \text{en nuestro caso } pH = -\log x \Rightarrow x = 10^{-pH} = 10^{-2,9} = 1,26 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$K_a = \frac{[CH_3-COO^-] \cdot [H_3O^+]}{[CH_3-COOH]} = \frac{[x] \cdot [x]}{[0,1 - x]} = \frac{(1,26 \cdot 10^{-3})^2}{(0,1 - 1,26 \cdot 10^{-3})} = 1,6 \cdot 10^{-5}$$

4.- (2 p) La hidracina, $N_2H_4_{(l)}$ y la dimetilhidracina, $N_2H_2(CH_3)_2_{(l)}$ son combustibles. Reaccionan espontáneamente con oxígeno obteniéndose en ambos casos $H_2O_{(g)}$ y $N_2_{(g)}$ y además, si se quema $N_2H_2(CH_3)_2$, también $CO_2_{(g)}$.

DATOS: Masas atómicas: H = 1 C = 12 N = 14 O = 16.
 ΔH_f° (kJ/mol): $H_2O_{(g)} = -241,8$ $N_2H_4_{(l)} = 50,6$ $CO_2_{(g)} = -393,5$
 $N_2H_2(CH_3)_2_{(l)} = 42,0$

a) Si te piden consejo en la elección de uno de los dos combustibles para realizar señales desde un barco, considerando que la bodega del barco está casi al límite del peso permitido. ¿Cuál de los dos aconsejarías? Expresa los resultados en kJ/g.

Como la limitación es de peso, será preferible aquel combustible que genere más energía por unidad de masa.

Hidracina



Vamos a calcular la variación de entalpía de esta reacción:

$$\Delta H^\circ = \sum n_p \cdot (\Delta H_f^\circ)_p - \sum n_r \cdot (\Delta H_f^\circ)_r = (\Delta H_f^\circ)_{N_2(g)} + 2 \cdot (\Delta H_f^\circ)_{H_2O(g)} - (\Delta H_f^\circ)_{N_2H_4(l)} - (\Delta H_f^\circ)_{H_2O_2(l)}$$

$$\Delta H^\circ = 0 + 2 \cdot (-241,8) - (50,6) - 0 = -642,2 \frac{kJ}{mol} \Rightarrow \Delta H = -534,2 \frac{kJ}{mol} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{32 \text{ g}} = -16,7 \text{ kJ/g}$$

Dimetilhidracina



Vamos a calcular la variación de entalpía de esta reacción:

$$\Delta H^\circ = \sum n_p \cdot (\Delta H_f^\circ)_p - \sum n_r \cdot (\Delta H_f^\circ)_r$$

$$\Delta H^\circ = (\Delta H_f^\circ)_{N_2(g)} + 4 \cdot (\Delta H_f^\circ)_{H_2O(g)} + 2 \cdot (\Delta H_f^\circ)_{CO_2(g)} - (\Delta H_f^\circ)_{N_2H_2(CH_3)_2(l)} - 4 \cdot (\Delta H_f^\circ)_{H_2O_2(l)}$$

$$\Delta H^\circ = 0 + 4 \cdot (-241,8) + 2 \cdot (-393,5) - (42) - 4 \cdot 0 = -1796,2 \frac{kJ}{mol}$$

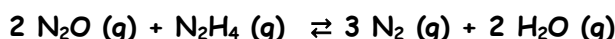
$$\Delta H = -1796,2 \frac{kJ}{mol} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{60 \text{ g}} = -29,9 \text{ kJ/g}$$

Recomendaría utilizar dimetilhidracina

- b) A la vista de los resultados obtenidos, ¿podrías decir si los procesos de reacción con el oxígeno son exotérmicos o endotérmicos? ¿variará la entropía y en qué sentido?

Ambos procesos son exotérmicos, ya que la entalpía de reacción es negativa. En ambos procesos aumenta la entropía, ya que se produce un aumento del número de moles gaseosos, por lo que se produce un aumento del desorden del sistema.

5.- (2 p) Suponer el sistema siguiente en equilibrio:



Si la presión aumenta, manteniendo la temperatura constante, explicar, justificando la respuesta, si las siguientes proposiciones son falsas o verdaderas.

- a) La constante de equilibrio disminuirá.

Falso. La variación de presión no afecta a la constante de equilibrio, ésta solo se modifica si se produce una variación de temperatura.

- b) El número de moles de $\text{N}_2\text{O (g)}$ aumentará.

Cierto. El aumento de presión desplaza el equilibrio en el sentido en el que disminuye el número de moles gaseosos, por lo que este equilibrio se desplaza hacia la izquierda.

- c) El sistema absorberá calor.

No podemos saberlo, para poder contestar deberíamos conocer la entalpía del equilibrio.

- d) La concentración de $\text{N}_2\text{H}_4 \text{ (g)}$ disminuirá.

Falso. El aumento de presión desplaza el equilibrio en el sentido en el que disminuye el número de moles gaseosos, por lo que este equilibrio se desplaza hacia la izquierda.