

<b>CENTRO:</b>	Examen adaptado a la PRUEBA DE ACCESO A ESTUDIOS UNIVERSITARIOS (LOE)	Clave 9.2S.BN
<b>Curso</b>	<b>MATERIA: QUÍMICA</b>	

### OPCIÓN A

#### Cuestión 1.-

Dado el elemento A(Z=17) justifique cuál o cuáles de los siguientes elementos B(Z=19), C(Z=35) y D(Z=11):

- Se encuentran en su mismo periodo y grupo
- Son más electronegativos
- Tienen menor energía de ionización
- Forman uniones iónicas con A

#### SOLUCIÓN

$A=1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ ;  $B=1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ ;  $C=1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$ ;  $D=1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

a) El período depende del valor de n, en el último nivel, por lo que mismo período A y D, y B y C  
El grupo depende de la configuración final, grupo 17 (A y C); grupo 1(B y D)

b y c) El radio y el volumen aumenta con el valor de n, y disminuye hacia la derecha en el sistema periódico, al aumentar la relación QNE/radio  $F < Cl < P < Na$ . La electronegatividad y la 1ª energía de ionización varían al revés que el radio atómico por lo tanto  $A > C > D > B$

d) Formarán uniones iónicas los que tengan mayor diferencia de electronegatividad respecto a A, o sea B y D

#### Cuestión 2.-

A partir e los valores de Ka suministrados, deduzca si el pH de disoluciones acuosas de las siguientes sales es neutro, ácido o básico

- NaF
- NH<sub>4</sub>CN
- NH<sub>4</sub>F
- NH<sub>4</sub>Cl

Datos:  $K_a(\text{HCN})=6,2 \cdot 10^{-10}$ ;  $K_a(\text{HF})=6,7 \cdot 10^{-4}$ ;  $K_a(\text{NH}_4^+)=5,5 \cdot 10^{-10}$

#### SOLUCIÓN

Son sales, y por lo tanto el pH depende los ácidos y bases que los han formado.

- Como el NaF fue formada por HF(ácido débil) y NaOH( base fuerte), el pH será básico
- Como el NH<sub>4</sub>CN se formó con ácido y base débil, con Kb mayor que Ka, el pH será básico
- Como el NH<sub>4</sub>F se formó con ácido y base débil, con Ka parecida a Kb, el pH será neutro
- Como el NH<sub>4</sub>Cl se formó con ácido fuerte y base débil, el pH será ácido

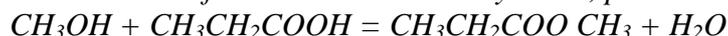
#### Cuestión 3.-

Indique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas y justifique las respuestas escribiendo la reacción química adecuada:

- Los ésteres son se pueden obtener por reacción de alcoholes y ácidos orgánicos
- El eteno puede producir reacciones de adición
- Los alcoholes se reducen produciendo ácidos orgánicos
- La deshidratación de etanol por el ácido sulfúrico produce sólo eteno

#### SOLUCIÓN

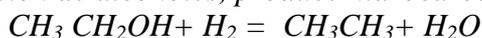
- Cierta, es la reacción de esterificación entre alcohol y ácido, para dar éster y agua



- Falsa, el eteno da reacciones de adición electrófila al doble enlace



- Falsa, la reducción de alcoholes, produce hidrocarburos



- Falsa la deshidratación de etanol puede producir eteno y también éteres, según la proporción de reaccionante



**Problema 1.-**

Un ácido AH está disociado al 0,5% en una disolución 0,3M. Calcule:

- Ka
- El pH de la disolución
- La concentración de iones OH<sup>-</sup>

**SOLUCIÓN**

$$a) K_a = \frac{C\alpha^2}{1-\alpha} = \frac{0,3 \cdot 0,005^2}{1-0,005} = 7,54 \cdot 10^{-6} \quad pH = -\log(C\alpha) = 2,82; \quad pOH = 14 - pH = 11,18$$

Dado que  $pOH = -\log[OH^-]$ , ésta concentración será  $6,67 \cdot 10^{-12}$  moles/L

**Problema 2.-**

Se introducen 2 moles de COBr<sub>2</sub> en un recipiente de 2L y se calienta hasta 73°C. El valor de Kc para el equilibrio COBr<sub>2</sub>(g) = CO(g) + Br<sub>2</sub>(g) es 0,09. Calcule en dichas condiciones:

- El número de moles de las tres sustancias en el equilibrio
- La presión total del sistema
- El valor de Kp

Datos: R=0,082 atm.L mol<sup>-1</sup>K<sup>-1</sup>

**SOLUCIÓN**

$COBr_2 \rightleftharpoons CO + Br_2$			
n.iniciales	n		
reaccionan	nα		
n.finales	n(1-α)	nα	nα
concentración mol/L	$\frac{n(1-\alpha)}{V}$	$\frac{n\alpha}{V}$	$\frac{n\alpha}{V}$
n.finales para n=2 y α=0,348	1,304	0,696	0,696

$$K_c = \frac{\frac{n\alpha}{V} \cdot \frac{n\alpha}{V}}{\frac{n(1-\alpha)}{V}} = \frac{n\alpha^2}{V(1-\alpha)} = \frac{2\alpha^2}{2(1-\alpha)} = 0,09$$

$$\alpha = 0,348 \quad PV = n(1+\alpha)RT$$

$$P \cdot 2 = 2(1+0,348) \cdot 0,082 \cdot 343 \quad P = 37,9 \text{ atm}$$

$$K_p = K_c(RT)^{\Delta n}$$

$$K_p = 0,09 \cdot (0,082 \cdot 343) = 2,53$$

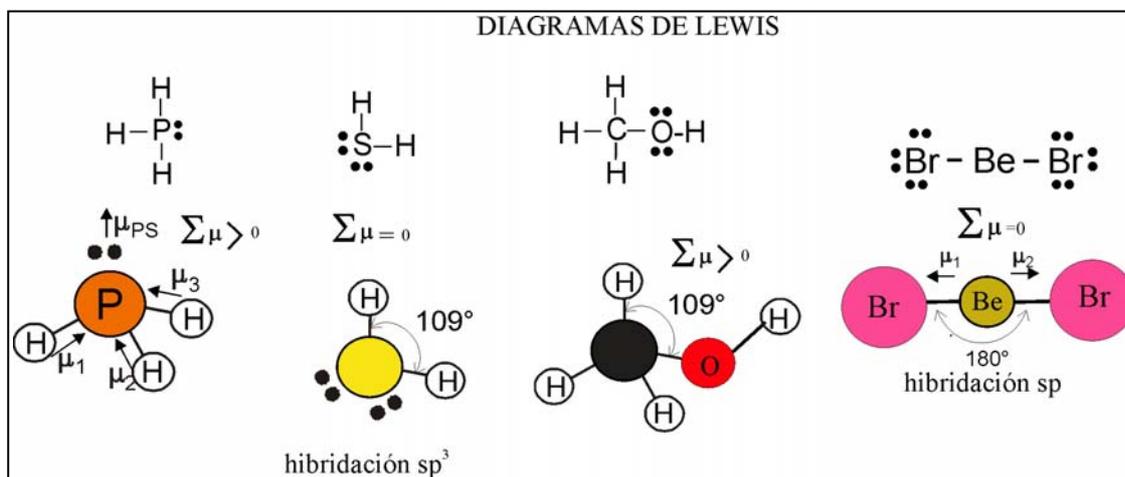
## OPCIÓN B

### Cuestión 1.-

Dadas las siguientes moléculas: PH<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>S, CH<sub>3</sub>OH, BeBr<sub>2</sub>

- Escriba sus estructuras de Lewis
- Razone si forman o no enlaces de hidrógeno
- Deduzca su geometría aplicando la teoría de hibridación
- Explique si estas moléculas son polares o apolares

**SOLUCIÓN**



- Sólo pueden formar enlaces de hidrógeno el metanol CH<sub>3</sub>OH, debido a la existencia de la agrupación H.....O-H

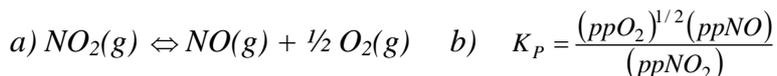
Puntuación máxima por apartado: 0,5P

### Cuestión 2.-

Al calentar el dióxido de nitrógeno se disocia en fase gaseosa en monóxido de nitrógeno y oxígeno:

- Formule la reacción química que tiene lugar
- Escriba  $K_p$  para esta reacción
- Explique el efecto que produce una disminución de presión total sobre el equilibrio
- Explique cómo se verá afectada la constante de equilibrio al disminuir la temperatura

**SOLUCIÓN**



c) Aplicando el Principio de Le Chatelier, si la acción externa es disminuir la presión total, el equilibrio se desplazará para contrarrestarla, hacia donde hay más volumen, o sea hacia los productos, desplazándose hacia la derecha.

d) Dado que la reacción es endotérmica y de descomposición, al disminuir la temperatura, la reacción tendería a desplazarse hacia la izquierda, o sea hacia los reaccionantes, por lo que  $K_p$  disminuiría.

Puntuación máxima por apartado: 0,5P

### Cuestión 3

Considerando los siguientes metales: Zn, Mg, Pb y Fe

- Ordénelos de mayor a menor facilidad de reducción
- ¿Cuáles de estos metales pueden oxidar Fe<sup>2+</sup> a Fe<sup>3+</sup>, pero no Fe metálico a Fe<sup>2+</sup>

Justifique las respuestas.

Datos:  $E^\circ(Zn^{2+}/Zn) = -0,76V$  ;  $E^\circ(Mg^{2+}/Mg) = -2,3776V$ ;  $E^\circ(Pb^{2+}/Pb) = -0,13V$ ;  $E^\circ(Fe^{2+}/Fe) = -0,44V$ ;  
 $E^\circ(Fe^{3+}/Fe^{2+}) = 0,77V$

**SOLUCIÓN**

a) Según los datos de los potenciales normales de reducción  $Mg \succ Zn \succ Fe \succ Pb$

b) Ninguno de los metales dados puede oxidar al Fe<sup>2+</sup>, pues sus potenciales de reducción están por debajo, si el Pb<sup>2+</sup>, puede oxidar al Fe hasta Fe<sup>2+</sup>, por la misma razón

Puntuación máxima por apartado: 0,5P

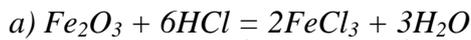
**Problema 1.-**

Una muestra impura de óxido de hierro(III) sólido reacciona con ácido clorhídrico comercial de densidad 1,19gcm<sup>-3</sup>, que contiene el 35% en peso de ácido puro.

- Escriba y ajuste la reacción que se produce si se obtiene cloruro de hierro(III) y agua
- Calcule la pureza del óxido de hierro(III) si 5g de este compuesto reaccionan exactamente con 10cm<sup>3</sup> del ácido.
- ¿Qué masa de cloruro de hierro(III) se obtendrá?

Datos. Masas atómicas: Fe=55,8; O=16; H=1; Cl=35,5

**SOLUCIÓN**



b)  $n_{HCl} = (10 \text{ cm}^3 * 1,19 \text{ gcm}^{-3} * 0,35) / 36 \text{ g.mol}^{-1} = 0,114 \text{ moles}$

$n \text{ de } Fe_2O_3 = 0,114 \text{ moles de HCl} * (1 \text{ mol de } Fe_2O_3 / 6 \text{ moles de HCl}) = 0,019 \text{ moles}$

$g \text{ de } Fe_2O_3 = 0,019 \text{ moles} * 159,6 \text{ g.mol}^{-1} = 3,032 \text{ g}$

$\text{la pureza del óxido de Fe(III)} = 100 * 3,032 \text{ g} / 5 \text{ g} = 60,1\%$

c)  $n \text{ de } FeCl_3 = 0,114 \text{ moles de HCl} * (2 \text{ moles de } FeCl_3 / 6 \text{ moles de HCl}) = 0,038 \text{ moles}$

$g \text{ de } FeCl_3 = \text{moles} * \text{masa molar} = 0,038 \text{ moles} * 162,3 \text{ g.mol}^{-1} = 6,17 \text{ g}$

Puntuación máxima por apartado: 0,5- a/ 0,75-b/ 0,75-c

**Problema 2.-**

En una celda voltaica se produce la reacción:



- Calcule el potencial estándar de la celda
- Calcule los gramos de sulfato de plata formados a partir de 2,158 g de plata
- Si se dispone de una disolución de ácido sulfúrico de concentración 1,47 g/L calcule el volumen de la misma que se necesite para oxidar 2,158g de plata

Datos:  $E^0 (Cr_2O_7^{2-}/Cr^{3+})=1,33V$ ;  $E^0 (Ag^+/Ag)=0,80V$ . Masas atómicas: Ag=107,9; H=1; O=16; S=32

**SOLUCIÓN**

*La diferencia de potencial de la pila  $E^0 (Cr_2O_7^{2-}/Cr^{3+}) - E^0 (Ag^+/Ag) = 1,33 - 0,8 = 0,53V$*

*$n \text{ de Ag} = 2,158 \text{ g} / (107,9 \text{ g.mol}^{-1}) = 0,02 \text{ moles}$ ;*

*$n \text{ de } Ag_2SO_4 = 0,02 \text{ moles de Ag} * (3 \text{ mol de } Ag_2SO_4 / 6 \text{ moles de Ag}) = 0,01 \text{ mol}$*

*$g \text{ de } Ag_2SO_4 = 0,01 \text{ moles} * \text{masa molar del } Ag_2SO_4 = 0,01 \text{ moles} * 311,8 \text{ g.mol}^{-1} = 3,118 \text{ g}$*

*$n \text{ de } H_2SO_4 = 0,02 \text{ moles de Ag} * (7 \text{ moles de } H_2SO_4 / 6 \text{ moles de Ag}) = 0,023$*

*$g \text{ de } H_2SO_4 = 0,023 \text{ moles} * 98 \text{ g.mol}^{-1} = 2,287 \text{ g}$*

*$V_L = 2,287 \text{ g} / 1,47 \text{ gL}^{-1} = 1,556 \text{ L}$*

Puntuación máxima por apartado: 0,5- a/ 0,75-b/ 0,75-c