

CENTRO: Examen adaptado a la PRUEBA DE ACCESO A ESTUDIOS UNIVERSITARIOS (LOE) Curso MATERIA: QUÍMICA	Clave 9.2S.AN
--------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------	------------------

OPCIÓN A

Cuestión 1.-

La configuración electrónica del último nivel energético de un elemento es $4s^2 4p^4$. De acuerdo con este dato:

- Deduzca la situación del elemento en la tabla periódica
- Escriba los valores posibles de los números cuánticos para su último electrón
- Deduzca los estados de oxidación más probables de este elemento
- Indique la configuración electrónica de otro elemento con el que forme una unión iónica

SOLUCIÓN

a) Completando la estructura electrónica hasta alcanzar el estado dado: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^4$ que corresponde al elemento $Z=34$, el azufre

b) Los números cuánticos $(4, 1, 0, -1/2)$, siguiendo la ley de Hund

c) El estado de oxidación es $2-$, porque ganando $2e$, alcanza la estructura de gas noble. También $4+$, con lo cual pierde los $4ep$, y $6+$, pierde los e del último nivel

d) Corresponde a otro elemento que le pueda ceder 2 electrones, y por lo tanto con 1 o 2 electrones en su nivel externo ns^1 , o ns^2 .

Cuestión 2.-

Justifique qué pH (ácido, básico o neutro) tienen las siguientes disoluciones acuosas:

- nitrito de sodio
- acetato de sodio
- cloruro de amonio
- nitrito de sodio

Datos: $K_a(\text{HAc})=10^{-5}$; $K_a(\text{NH}_4^+)=10^{-9}$, $K_a(\text{HNO}_2)=10^{-3}$

SOLUCIÓN

a) Es una sal de ácido fuerte y base fuerte por lo tanto su pH será neutro igual a 7

b) Es una sal de ácido débil y base fuerte, por lo tanto su pH será básico, mayor que 7

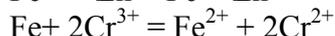
c) Es una sal de ácido fuerte y base débil, por lo tanto su pH será ácido, menor que 7

d) Es una sal de ácido débil y base fuerte, por lo tanto su pH será básico, mayor que 7

Cuestión 3.-

Considerando condiciones estándar justifique cuáles de las siguientes reacciones tienen lugar espontáneamente y cuáles pueden llevarse a cabo por electrólisis:

- $\text{Fe}^{2+} + \text{Zn} = \text{Fe} + \text{Zn}^{2+}$
- $2\text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$
- $\text{I}_2 + 2\text{Fe}^{2+} = 2\text{I}^- + 2\text{Fe}^{3+}$



Datos: $E^\circ(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,44\text{V}$; $E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76\text{V}$; $E^\circ(\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}) = 1,23\text{V}$; $E^\circ(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = 0,77\text{V}$; $E^\circ(\text{Cr}^{3+}/\text{Cr}^{2+}) = 0,53\text{V}$;

SOLUCIÓN

Si $\Delta V > 0$, el proceso será espontáneo y si es menor, deberá hacerse por electrólisis

a) $E^\circ(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) - E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,44\text{V} - (-0,76\text{V}) = 0,32$ espontáneo

b) $E^\circ(\text{H}^+/\text{H}_2) - E^\circ(\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}) = 0 - 1,23 = -1,23$; sólo por electrólisis

c) $E^\circ(\text{I}_2/\text{I}^-) - E^\circ(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = -0,77\text{V}$

d) $E^\circ(\text{Cr}^{3+}/\text{Cr}^{2+}) - E^\circ(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = 0,53 - (-0,44\text{V}) = 0,98\text{V}$, espontáneo

Problema 1.-

En el espectro del átomo de hidrógeno hay una línea situada a 435 nm.

- Calcule ΔE para la transición asociada a dicha línea en $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
- Si el nivel inferior correspondiente a dicha transición es $n=2$, determine cuál será el nivel superior

Datos: $h=6,62\cdot 10^{-34}$ J.s; $N_A=6,023\cdot 10^{23}$; $R_H=2,18\cdot 10^{-18}$ J; $c=3\cdot 10^8$ ms^{-1}

SOLUCIÓN

Seguendo la teoría de Bohr, se supone un salto al nivel 2, que da lugar a la emisión de una radiación cuya longitud de onda es de 435 nm

$$\Delta E = h\nu = \frac{hc}{\lambda} = R_H \left(\frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right) = \frac{6,62\cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}\cdot 3\cdot 10^8 \text{ m}\cdot\text{s}^{-1}}{4,35\cdot 10^{-7} \text{ m}} = 4,56\cdot 10^{-19} \text{ J} = 2,18\cdot 10^{-18} \text{ J} \cdot \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n_i^2} \right),$$

despejando el valor de n ; $n=5$.

La energía vendría en J/átomo, y hay que pasarla a $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

$$E = 4,56\cdot 10^{-22} \text{ kJ}\cdot\text{átomo}^{-1} \cdot \left(\frac{6,023\cdot 10^{23} \text{ átomo}}{\text{mol}} \right) = 275 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

Problema 2.-

Se coloca en serie una célula electrolítica de AgNO_3 y otra de CuSO_4

- ¿Cuántos gramos de Cu(s) se depositan en la segunda célula mientras se depositan 2g de Ag(s) en la primera?
- ¿Cuánto tiempo ha estado pasando la corriente si la intensidad era de 10 A?

Datos: Masas atómicas: $\text{Ag}=107,87$, $\text{Cu}=63,54$. Faraday= 96500Cmol^{-1}

SOLUCIÓN

Para el CuSO_4

En el ánodo (+): $2\text{OH}^- - 2e = 1/2\text{O}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}$

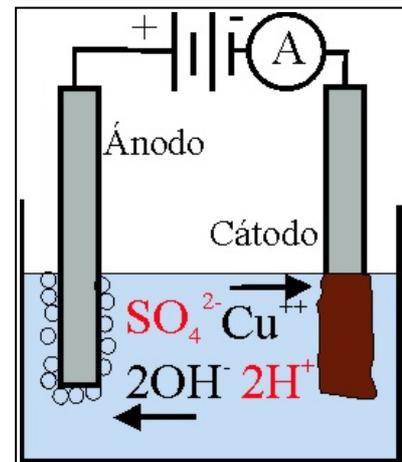
En el cátodo (-): $\text{Cu}^{2+} + 2e = \text{Cu}$ que se deposita

En la disolución se concentra el ácido sulfúrico

Para el AgNO_3

En el cátodo (-): $2\text{Ag}^+ + 2e = 2\text{Ag}$ que se deposita, y el doble de moles que de cobre, para 2 moles de electrones

$n_{\text{Ag}} = 2\text{g}/107,87 = 0,0185$ moles; $n_{\text{Cu}} = 0,0093$, $g_{\text{Cu}} = 0,59\text{g}$
 $2\cdot 96500\text{C}/2\text{moles} = 10t/0,0185$ moles; $t = 178,5\text{s}$



OPCIÓN B

Cuestión 1.-

Considere los compuestos CaO, HCl, MgCl₂ y CCl₄

- Indique su nombre
- Razone el tipo de enlace que posee cada uno
- Explique la geometría de la molécula CCl₄
- Justifique la solubilidad en agua de los compuestos que tienen enlace covalente

SOLUCIÓN

- Óxido de calcio, cloruro de hidrógeno, cloruro de magnesio, y tetracloruro de carbono.
- El tipo de enlace depende de la diferencia de electronegatividades, propiedad que depende de la relación Carga nuclear efectiva/radio, y que aumenta hacia la derecha del sistema periódico, y disminuye hacia abajo. Si es mayor será iónico, y si dicha diferencia tiende a 0, será covalente. Por ese motivo: CaO=iónico; HCl=covalente, MgCl₂=iónico; CCl₄=covalente.
- La hibridación del C en el CCl₄, es sp³, por lo que su geometría será tetraédrica con ángulos de enlace de 109°.
- El CCl₄ no es soluble en el agua ya que su momento dipolar es 0, pues por su geometría se anulan los momentos dipolares individuales. No ocurre lo mismo en el HCl, que es polar y por eso soluble en el agua.

Cuestión 2.-

Justifique si las siguientes afirmaciones son ciertas o falsas:

- Un valor negativo de una constante de equilibrio significa que la reacción inversa es espontánea
- Para una reacción exotérmica se produce un desplazamiento hacia la formación de productos al disminuir la temperatura
- Para una reacción a temperatura constante con igual número de moles gaseosos de reactivos y de productos se produce desplazamiento del equilibrio si se modifica la presión
- Para una reacción a temperatura constante donde únicamente son gases los productos, el valor de la constante de equilibrio aumenta cuando disminuimos el volumen del recipiente

SOLUCIÓN

- La constante de equilibrio nunca puede ser negativa, por lo tanto es falsa*
- Aplicado el P.de Le Chatelier, el equilibrio al disminuir la T°, modifica la constante de equilibrio, y al ser exotérmica tiende a desplazarse para aumentar la temperatura, o sea es correcta*
- Si no varían los moles gaseosos no le afecta ni una variación de presión ni de volumen, o sea es falsa*
- La constante de equilibrio sólo depende de la T°, al no variar, es falsa*

Cuestión 3

Escriba un ejemplo representativo para cada una de las siguientes reacciones orgánicas, considerando únicamente compuestos reactivos con 2 átomos de carbono. Formule y nombre los reactivos implicados:

- Reacción de sustitución en derivados halogenados por grupos hidroxilo
- Reacción de esterificación
- Reacción de eliminación (alcoholes con a.sulfúrico concentrado)
- Reacción de reducción de alcoholes

SOLUCIÓN

- $CH_3CH_2Cl + NaOH = CH_3CH_2OH + NaCl$
- $CH_3CH_2OH + CH_3COOH = CH_3COOCH_2CH_3 + H_2O$
- $CH_3CH_2OH + H_2SO_4 = CH_2=CH_2 + H_2O$ y también $CH_3CH_2OCH_2CH_3 + H_2O$
- $CH_3CH_2OH + H_2 = CH_3CH_3 + H_2O$

Problema 1.-

A 400°C y 1 atm de presión el amoníaco se encuentra disociado un 40% en nitrógeno e hidrógeno gaseosos, se la reacción: $\text{NH}_3(\text{g}) \Leftrightarrow 3/2 \text{H}_2(\text{g}) + 1/2 \text{N}_2(\text{g})$. Calcule:

- La presión parcial de cada uno de los gases en el equilibrio
- El volumen de la mezcla si se parte de 170g de amoníaco
- K_p
- K_c

Datos: Masas atómicas: N=14; H=1

SOLUCIÓN

	NH_3	\rightleftharpoons	$3/2 \text{H}_2 + 1/2 \text{N}_2$	
n.iniciales	n			
reaccionan	$n\alpha$			
n.finales	$n(1-\alpha)$		$3/2 n\alpha$	$1/2 n\alpha$
frac.molar	$1-\alpha/1+\alpha$		$3\alpha/2(1+\alpha)$	$\alpha/2(1+\alpha)$
pres.parcial	$(1-\alpha/1+\alpha)P$		$3\alpha P/2(1+\alpha)$	$\alpha P/2(1+\alpha)$
	0,6/1,4= 0,43atm		1,2/2,8= 0,43atm	0,4/2,8= 0,14atm

$$n = 170\text{g} / 17\text{gmol}^{-1} = 10\text{mol}$$

$$PV = n(1+\alpha)RT$$

$$1 \cdot V = 10(1+0,4)0,082 \cdot 673$$

$$V = 772,6\text{L}$$

$$K_p = \frac{p_{\text{N}_2}^{1/2} p_{\text{H}_2}^{3/2}}{p_{\text{NH}_3}} = \frac{0,43^{1/2} \cdot 0,14^{3/2}}{0,43}$$

$$K_p = 0,25 \quad K_c = 0,0045$$

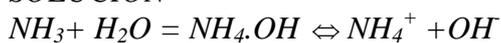
$$K_c = K_p(RT)^{-\Delta n} = 0,25 \cdot (0,082 \cdot 673)^{-1}$$

Problema 2.-

Una disolución de amoníaco de uso doméstico tiene una densidad $0,85\text{g}\cdot\text{cm}^{-3}$ y el 8% de NH_3 en masa

- Calcule la concentración molar de amoníaco en dicha disolución
- Si la disolución anterior se diluye 10 veces, calcule el pH de la disolución resultante
- Determine las concentraciones de todas las especies (NH_3 , NH_4^+ , H^+ , OH^-) en la disolución diluida 10 veces

Datos: Masas atómicas N=14, H=1, $K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$

SOLUCIÓN

$$\text{Moles de amoníaco} = (1000\text{cm}^3 \cdot 0,85\text{g}\cdot\text{cm}^{-3} \cdot 0,08) / 17\text{g}\cdot\text{mol}^{-1} = 4\text{moles}; M = 4\text{ moles}/1\text{L} = 4\text{ M}$$

Al diluirla 10 veces, su concentración pasará a ser 0,4M. Como

$$K_b = \frac{[\text{OH}^-]^2}{[\text{BOH}]}; [\text{OH}^-] = \sqrt{K_b [\text{BOH}]} = 8,49 \cdot 10^{-4} \text{mol/L} \text{ y } p\text{OH} = -\log[\text{OH}^-] = 3,07; \text{pH} = 14 - 3,07 = 10,93$$

las concentraciones de amoníaco e hidróxido amónico son 4M, se supone una disociación muy pequeña, mientras que las de NH_4^+ y OH^- son $8,49 \cdot 10^{-4} \text{mol/L}$, y las de $\text{H}^+ = 1,18 \cdot 10^{-11} \text{mol/L}$ teniendo en cuenta que $\text{pH} = -\log[\text{H}^+]$