

2º D bach. - QUÍMICA - Recup 3ª evaluación - 27 mayo 2009

- 1- a) Teoría ácido-base de Arrhenius. Sus limitaciones.
B) Escribir y nombrar: a) Un alcohol secundario. b) Una hidroxácido . c) Una amina. d) Una cetona.
- 2- Se quiere saber cuantos gramos de ácido nítrico hay en una disolución. Para ello se valoran con 20 ml de una disolución de NaOH obtenida al disolver 80 g del mismo el 4 litros de agua. ¿Cuánto ácido nítrico teníamos en la disolución inicial?
- 3- Una pila electroquímica está formada por un electrodo de plata sumergido en una disolución 1 M de Ag⁺ y otro electrodo de plomo sumergido en una disolución 1M de Pb²⁺. A) Escriba las semirreacciones correspondientes a ambos electrodos indicando cual es el ánodo y cual el cátodo, así como la reacción total. B) Determine el potencial normal de la pila así obtenida.
DATOS: Potenciales estándar de reducción: E° Ag⁺/Ag° = +0,80 v ; E° Pb²⁺/Pb° = -0,13 v
- 4- Calcule los gramos de ácido acético que se deben disolver en agua para obtener 500 mL de una disolución que tenga un pH de 3,0. Describa el material y el procedimiento a seguir para preparar la disolución anterior.
Datos: Ka = 1,75×10⁻⁵; (31my06)

ELIJA UNA PREGUNTA ENTRE LAS DOS SIGUIENTES:

- 5- El ácido nítrico reacciona con el sulfuro de hidrógeno (gas) dando azufre y monóxido de nitrógeno. Escriba y ajusta la reacción por el método del ion electrón indicando cual es la especie oxidante y cual la reductora. B) Determina el volumen de una disolución de ácido nítrico 0,2 Molar que se necesitará para reaccionar con 4 litros de sulfuro de hidrógeno gas , medidos a 60°C y 1 atm de presión
- 6- El monóxido de carbono y el monóxido de nitrógeno presentes en las emisiones de los automóviles pueden reaccionar entre sí produciendo nitrógeno gaseoso y dióxido de carbono. A) Escribir y ajustar la reacción que tiene lugar identificando el oxidante y el reductor. b) ¿Qué cantidad de dióxido de carbono se obtendrá suponiendo que se produce una emisión de monóxido de carbono de 0,84 gramos?

SOLUCIONES

- 2- Se quiere saber cuantos gramos de ácido nítrico hay en una disolución. Para ello se valoran con 20 ml de una disolución de NaOH obtenida al disolver 80 g del mismo el 4 litros de agua. ¿Cuánto ácido nítrico teníamos en la disolución inicial?

RESOLUCIÓN

La reacción que tiene lugar es: $\text{HNO}_3 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$, y para aplicarle la estequiometría a las cantidades que reaccionan, hemos de determinar la cantidad que conocemos, que es la de NaOH: 20 mL de una disolución obtenida al disolver 80 g en 4 litros:

$$g / L = \frac{80}{4} = 20 \text{ g/L}, \text{ por lo que si se utilizan 20 mL, la cantidad del soluto NaOH será: } 20 \frac{\text{g}}{\text{L}} = \frac{g}{0,020\text{L}} ; g = 0,4 \text{ g}$$

de NaOH, que son los que intervienen en la reacción con el ácido nítrico, por lo que a partir de la estequiometría de la misma calculamos la cantidad de ácido que se tenía en la muestra:

HNO ₃ +	NaOH	→	NaNO ₃ +	H ₂ O
1 mol = 63 g	1 mol = 40 g			
X	0,4			

de donde: $X = \frac{0,4 \cdot 63}{40} = 0,63 \text{ gramos de HNO}_3 \text{ había en la muestra inicial.}$

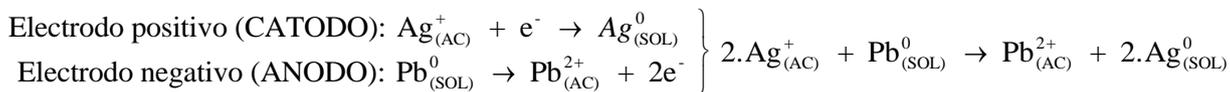
- 3-Una pila electroquímica está formada por un electrodo de plata sumergido en una disolución 1 M de Ag⁺ y otro electrodo de plomo sumergido en una disolución 1M de Pb²⁺. A) Escriba las semirreacciones correspondientes a ambos electrodos indicando cual es el ánodo y cual el cátodo, así como la reacción total. B) Determine el potencial normal de la pila así obtenida.

DATOS: Potenciales estándar de reducción: E° Ag⁺/Ag° = +0,80 v ; E° Pb²⁺/Pb° = -0,13 v

RESOLUCIÓN

Las dos semirreacciones de esta pila son

El electrodo de mayor potencial será el que gana electrones: se reduce y es el CÁTODO, en este caso es el Ag⁺/Ag°, mientras que el electrodo de menor potencial será el que pierda electrones(se oxida) y es el ÁNODO, en este caso es el electrodo: Pb²⁺/Pb°



y los electrones van desde el electrodo negativo: el ánodo en el cual tiene lugar la oxidación (Pb), que es aquel electrodo de menor potencial, hacia el electrodo positivo, el cátodo en el cual tiene lugar la reducción: (Cd)

El potencial de la pila es la suma de los potenciales de los electrodos tal y como están en la reacción::

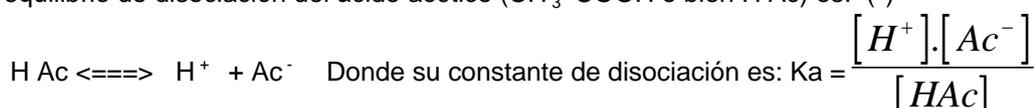
$$E^0 = E^0 (Ag^+_{(ac)} / Ag^0_{(s)}) + E^0 (Pb^0_{(s)} / Pb^{2+}_{(ac)}) = E^0 (Ag^+_{(ac)} / Ag^0_{(s)}) - E^0 (Pb^{2+}_{(ac)} / Pb^0_{(s)})$$

$$E^0 = + 0,80 + 0,13 = 0,93 \text{ voltios}$$

4- Calcule los gramos de ácido acético que se deben disolver en agua para obtener 500 mL de una disolución que tenga un pH de 3,0. Describa el material y el procedimiento a seguir para preparar la disolución anterior.
DATOS: $K_a = 1,75 \times 10^{-5}$; Pesos atómicos : C = 12,01 ; H = 1,008 ; O = 16,00

RESOLUCIÓN

El equilibrio de disociación del ácido acético (CH_3-COOH o bien H Ac) es: (*)



Si el pH = 3, quiere decir que cuando se alcanza el equilibrio: $[H^+] = 10^{-3} = 0,001$, por lo que si partimos de una concentración inicial de ácido acético "C", y dado que de acuerdo con la estequiometría del equilibrio resulta que $[H^+] = [Ac^-]$, tendremos:

	H Ac \rightleftharpoons	H ⁺ +	Ac ⁻
INICIAL	C	---	---
EN EQUILIBRIO	C - 0,001	0,001	0,001

Al sustituir en la expresión de la constante de disociación: $1,75 \cdot 10^{-5} = \frac{0,001 \cdot 0,001}{C - 0,001}$ (**) y al despejar:

$$C - 0,001 = \frac{10^{-6}}{1,75 \cdot 10^{-5}}; \quad C = 0,0581 \text{ M} \quad \text{y la cantidad de ácido necesaria para preparar 500 mL de esa disolución se}$$

calcula a partir de la expresión de la Molaridad: $M = \frac{g_{SOLUTO}}{Pm_{SOLUTO} \cdot L_{DISOLUCION}}$

Sabiendo que el peso molecular del CH_3-COOH es $2 \cdot 12,01 + 4 \cdot 1,008 + 2 \cdot 16,00 = 60,052$

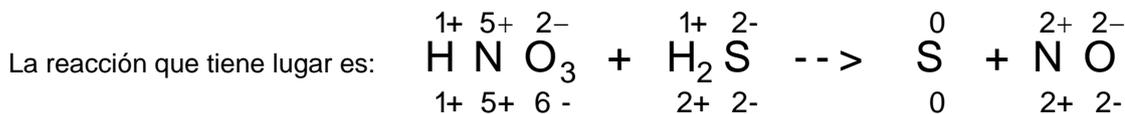
$$0,0581 = \frac{g_{SOLUTO}}{60,052 \cdot 0,5}; \quad g_{SOLUTO} = 1,744 \text{ gramos de ácido acético se necesitan}$$

(*) Realmente el equilibrio debería ser: $HAc \rightleftharpoons H_3O^+ + Ac^-$ y : $K_a = \frac{[H_3O^+] \cdot [Ac^-]}{[HAc]}$

(**) Dado que la constante de disociación es pequeña, podríamos hacer $C - 0,001 \approx C$ aunque en este caso no sería muy correcto ya que no conocemos el valor de C para poder hacer esa aproximación

5- El ácido nítrico reacciona con el sulfuro de hidrógeno gas dando, entre otras cosas, azufre sólido y monóxido de nitrógeno. A) Escribe la reacción ajustada por el método del ion electrón. B) Determina el volumen de sulfuro de hidrógeno, medido a 2 atm y 60°C necesario para reaccionar con 500 ml de una disolución de ácido nítrico 0,2 Molar.

RESOLUCIÓN

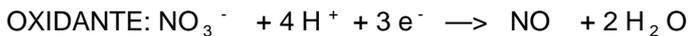


Donde vemos que cambian su número de oxidación el N y el S
Las disociaciones que tiene lugar en los ácidos presentes en esta reacción son:

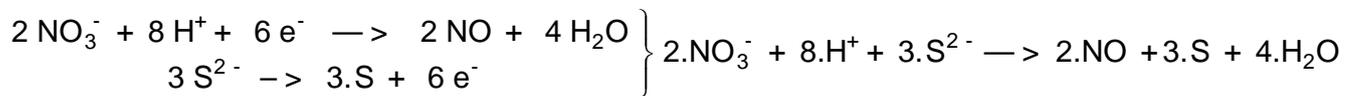


El NO es un óxido, por lo que no se disocia.

Las semirreacciones del oxidante y del reductor son:



por lo que para igualar el número de electrones ganados en la primera al de perdidos en la segunda, multiplicamos ésta por 3, y la primera por 2, con lo que nos quedan:



Y trasladados estos coeficientes a la reacción original, nos queda:



Los cálculos estequiométricos posteriores, se realizan a partir de esta reacción, ya ajustada:

2 HNO₃	+ 3 H₂S	-->	2 NO +	3 S +	4 H₂O
2mol	3 mol = 3.34 g				
0,1 moles	X				

donde la cantidad de la disolución de ácido nítrico la determinamos partiendo de la Molaridad de esa disolución, que es:

$$M = \frac{n^0 \text{ moles}}{\text{Litro}}; 0,2 = \frac{n}{0,5}; n = 0,1 \text{ mol de HNO}_3 \text{ por lo que la cantidad de H}_2\text{S es:}$$

$$X = \frac{0,1 \cdot 3}{2} = 0,15 \text{ moles de H}_2\text{S} \text{ los cuales, aplicandole la ecuación general de los gases ideales, ocupan:}$$

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \implies 2 \cdot V = 0,15 \cdot 0,082 \cdot 333; V = 2,05 \text{ litros}$$

6- El monóxido de carbono y el monóxido de nitrógeno presentes en las emisiones de los automóviles pueden reaccionar entre sí produciendo nitrógeno gaseoso y dióxido de carbono. A) Escribir y ajustar la reacción que tiene lugar identificando el oxidante y el reductor. b) ¿Qué cantidad de dióxido de carbono se obtendrá suponiendo que se produce una emisión de monóxido de carbono de 0,84 gramos?

RESOLUCIÓN

La reacción que tiene lugar, ya ajustada (*), es: $2\text{CO} + 2\text{NO} \rightarrow \text{N}_2 + 2\text{CO}_2$, en la cual el Nitrógeno actúa como oxidante (pasa de tener n° de oxidación 2+ a 0), mientras que actúa como reductor el Carbono, que pasa de tener n° de oxidación 2+ a tener 4+.

Para calcular la cantidad de CO₂ obtenida, hemos de tener presente la estequiometría de la reacción:

2CO +	2NO	—>	N₂ +	2CO₂
2 mol=2.28= 56 g	2 mol=2.30= 60 g		1 mol = 28 g	2 mol=2.44= 88 g
0,84 g				X

de donde: $X = \frac{88,084}{56} = 1,32 \text{ g de CO}_2 \text{ se obtienen}$

(*) En este caso se trata de una reacción que no puede ajustarse por el método del ion electrón, pues no tiene lugar en disolución ni se disocian los reactivos y/o productos, por lo que o bien utilizamos el método del cambio de valencia o el de los coeficientes, aunque al tratarse de una reacción sencilla puede ajustarse fácilmente "a ojo"