
Enginyeria de l'Automoció

Examen de Recuperació Química GEA-17UV

RESPOSTES

5 de Juny de 2018

1. (100 Punts) Exercici de recuperació del primer parcial. El pes de cada pregunta es mostra entre parèntesi.

(30%) Fins quin volum cal diluir 5.00 ml de HCl a una concentració 6 M per tal d'obtenir una dissolució 0.001 M?

(30%) Un pneumàtic de cotxe es va inflar a una pressió de 23 lb in^{-2} un dia d'hivern a -10°C . Quina pressió, calculada en atm, es va mesurar l'estiu següent (assumint que el pneumàtic no va perdre aire entre hivern i estiu) quan la temperatura era de 35°C ? ($1 \text{ atm} = 14.696 \text{ lb in}^{-2}$)

(40%) La pressió de vapor del benzè pur a 20°C és de 75 Torr, i la del metilbenzè pur és 25 Torr a la mateixa temperatura. Quina és la concentració del vapor en equilibri amb una barreja de benzè i metilbenzè en la qual la fracció molar del primer és 0.75? (assumeix un comportament ideal dels líquids)

Resposta:

30% 5.00 ml de HCl a una concentració 6 M contenen

$$n = 5.00 \cancel{\text{ml}} \cdot \frac{6 \text{ mols HCl}}{1000 \cancel{\text{ml}}} = 0.03 \text{ mols HCl}$$

Si volem fer una dissolució de concentració 0.001 M, haurem de tenir un volum de

$$V = 0.03 \cancel{\text{mols HCl}} \cdot \frac{1 \text{ l}}{0.001 \cancel{\text{mols HCl}}} = 30 \text{ l}$$

30% Assumim que el volum és constant. En aquest cas,

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

i, per tant, si

$$23 \cancel{\text{lb in}^{-2}} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{14.696 \cancel{\text{lb in}^{-2}}} = 1.56 \text{ atm}$$

ens queda

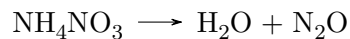
$$\frac{1.56 \text{ atm}}{(273 - 10)\text{K}} = \frac{P_2}{(273 + 35)\text{K}}$$
$$P_2 = 1.83 \text{ atm}$$

40% pàgina 166 atkins

2. (100 Punts) Exercici de recuperació del segon parcial. El pes de cada pregunta es mostra entre parèntesi.

(30%) Calcula el treball realitzat i la calor absorbida/emesa en dur 1 mol d'Ar, de forma isotèrmica i reversible a 20°C, des d'un volum de 5 dm³ fins a un volum de 10 dm³.

(30%) L'òxid nítrós, N₂O, també anomenat gas hilarant i que s'empra en anestèsia, es forma a partir de la descomposició del nitrat d'amoni segons la reacció



Quin volum de N₂O produïrem a 25°C i 1 atm a partir de 7.5 g de nitrat d'amoni?

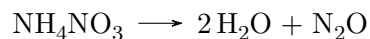
(40%) La reacció $\text{H}_{2(g)} + \text{I}_{2(g)} \rightleftharpoons 2\text{HI}_{(g)}$ té, a 448°C, una constant d'equilibri de 50.53. Si posem 0.001 mols de gas H₂, 0.001 mols de gas I₂ i 0.002 mols de HI en un recipient de 5 l, es formarà més HI?

Resposta:

30% Si fem un procés isotèrmic, $\Delta U = 0$. Per tant, $q = -w$. Només cal calcular el treball i ja tenim la calor. En un procés reversible, la P canvia de forma infinitesimal i, per tant, w es calcula fent (per a un gas ideal):

$$w = - \int_{V_1}^{V_2} P dV = -nRT \int_{V_1}^{V_2} \frac{dV}{V} = nRT \ln \frac{V_1}{V_2} = 1 \text{ mol} \cdot 8.314 \frac{\text{J}}{\text{mol K}} \cdot (273+20)\text{K} \cdot \ln 2 = 1688.5 \text{ J} = -q$$

30% A partir de la reacció igualada



fem un factor de conversió per trobar els mols obtinguts de N₂O

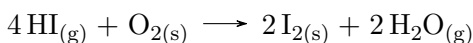
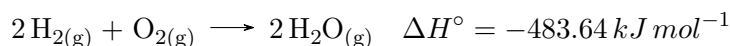
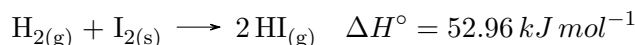
$$\cancel{7.5 \text{ g NH}_4\text{NO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mols NH}_3\text{NO}_3}{(2 \cdot 14 + 3 \cdot 16 + 4 \cdot 1) \cancel{\text{g NH}_4\text{NO}_3}} = 0.094 \text{ mols NH}_4\text{NO}_3 = 0.095 \text{ mols N}_2\text{O}$$

Que, segons la llei dels gasos ideals, ocupen

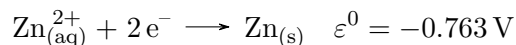
$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{0.095 \text{ mols NH}_3\text{NO}_3 \cdot 0.082 \text{ atm l mol}^{-1} \text{ K}^{-1} (273 + 25) \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 2.29 \text{ l}$$

3. (100 Punts) Exercici de recuperació de l'examen final. El pes de cada pregunta es mostra entre parèntesi.

(30%) Donades les dues primeres reaccions, determina a) l'entalpia de la tercera i b) les entalpies de formació de $\text{HI}_{(\text{g})}$ i $\text{H}_2\text{O}_{(\text{g})}$:



(30%) Troba la constant d'equilibri de la pila de Daniell (que explota el potencial elèctric de la reacció $\text{Cu}_{(\text{aq})}^{2+} + \text{Zn}_{(\text{s})} \longrightarrow \text{Cu}_{(\text{s})} + \text{Zn}_{(\text{aq})}^{2+}$), sabent que



(40%) Quin és el pH d'una dissolució 0.01 M d'àcid acètic si la seva K_a és de 1.76×10^{-5} ?

Resposta:

30% Per obtenir la tercera reacció, veiem que ens cal restar dues vegades la primera de la segona. Fem la mateixa operació amb les entalpies de reacció i obtenim:

$$\Delta H^\circ = (-483.64 - 2 \cdot 52.96) \text{ kJ mol}^{-1} = -589.56 \text{ kJ mol}^{-1}$$

Pel que fa a les entalpies de formació de $\text{HI}_{(\text{g})}$ i $\text{H}_2\text{O}_{(\text{g})}$, només cal recordar que és la calor necessària per generar 1 mol de substància a partir dels seus components en l'estat normal. En aquest cas, només ens caldrà dividir per 2 les dades que ens proporcionen:

$$\Delta H_f^\circ \text{HI}_{(\text{g})} = 52.96/2 \text{ kJ mol}^{-1} = 26.48 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$\Delta H_f^\circ \text{H}_2\text{O}_{(\text{g})} = -483.64/2 \text{ kJ mol}^{-1} = -241.82 \text{ kJ mol}^{-1}$$

30% El voltatge d'una cel·la es calcularà fent

$$\Delta\varepsilon = \Delta\varepsilon^\circ - \frac{0.059}{n} \log \frac{[C]^c[D]^d}{[A]^a[B]^b}$$

i, en l'equilibri, $\Delta\varepsilon = 0$. Per tant, es pot calcular fàcilment la K_{eq} fent

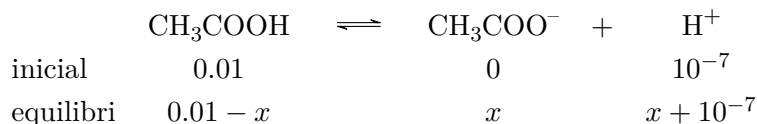
$$\Delta\varepsilon^\circ = \frac{0.059}{n} \ln K_{eq}$$

$$(0.337 - (-0.763)) = \frac{0.059}{2} \ln K_{eq}$$

$$K_{eq} = e^{\frac{2 \cdot 1.1}{0.059}} = 1.56 \cdot 10^{16}$$

la qual cosa vol dir que la reacció és pràcticament total i que es consumeix pràcticament tot el $\text{Cu}_{(\text{aq})}^{2+}$.

40% Comencem per escriure la reacció d'equilibri i pensem en com es genera ió acetat i protons a partir de la concentració que ens diuen d'àcid acètic



Per tant, sabent el valor de la K_a podem calcular x :

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = \frac{(x + 10^{-7}) \cdot x}{0.01 - x} = 1.76 \cdot 10^{-5}$$

En primera aproximació podem considerar que 10^{-7} serà molt més petit que x per facilitar l'operació. Llavors

$$\frac{x^2}{0.01 - x} \approx 1.76 \cdot 10^{-5}$$

$$x^2 + 1.76 \cdot 10^{-5}x - 1.76 \cdot 10^{-7} = 0$$

$$x \approx 4.3 \cdot 10^{-4}$$

on veiem que l'aproximació era prou bona. A partir d'aquesta dada, el pH serà:

$$pH = -\log[\text{H}^+] \approx 3.4$$