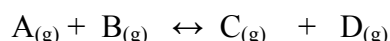


3° Esercitazione

1) Si scriva la formula di un composto organico di massa molare 88.07 g mol^{-1} , costituito da carbonio, idrogeno ed ossigeno, sapendo che per combustione, in eccesso di ossigeno, di 3.000 g di un campione del composto si ottengono 4.497 g di CO_2 e 1.228 g di H_2O ;

M.A.R. H = 1.01 ; C 12.01 ; O= 16.00 ;

2) Si consideri la seguente reazione omogenea allo stato gassoso ad una certa temperatura T:



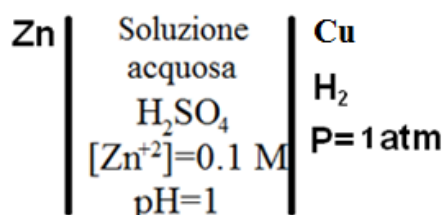
all'equilibrio sono presenti 0.5 moli di A, 0.3 moli di B, 0.3 moli di C e 0.2 moli di D. Calcolare la quantità di moli di B da aggiungere per raddoppiare la quantità di D all'equilibrio sempre alla temperatura T.

3) L'equilibrio di auto protolisi dell'acqua



presenta una costante $K_w = 1,0 \cdot 10^{-14}$ a 25°C e un $\Delta H^\circ = 55,83 \text{ kJ mol}^{-1}$. Calcolare a quale temperatura l'acqua pura (neutra) ha un $\text{pH} = 7,20$.

4) Data la seguente pila, a 25°C ,



- a) Stabilire quali sono le reazioni elettrodiche che fanno funzionare la cella elettrochimica.
- b) Definire la tipologia degli elettrodi.
- c) Assegnare la polarità degli elettrodi.
- d) Calcolare la f.e.m. a 25°C della cella.
- e) Calcolare la variazione di peso dell'elettrodo negativo dopo il passaggio di una corrente costante pari a 1 A per 1 ora .

$$E_{\text{Zn}^{+2}/\text{Zn}}^\circ = -0.76 \text{ V} \quad E_{\text{Cu}^{+2}/\text{Cu}}^\circ = 0.34 \text{ V}$$

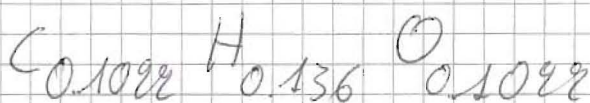
Esercizio 1

$$CO_2 \quad 4.497g \Rightarrow 0.1022 \text{ mol di } CO_2 \equiv 0.1022 \text{ mol C} \Rightarrow 1.227gC$$

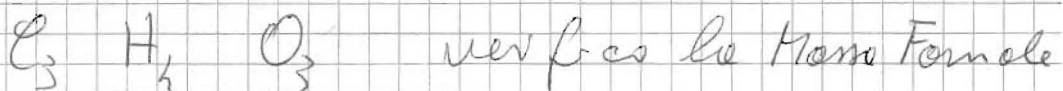
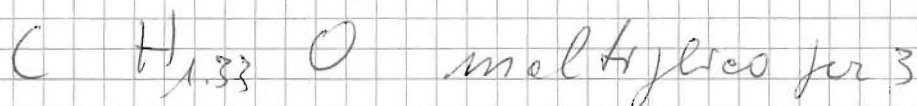
$$H_2O \quad 1.228g \Rightarrow 6.822 \cdot 10^{-2} \text{ mols } H_2O \equiv 0.136 \text{ mol H} \Rightarrow 0.138gH$$

calcolo i gds O per differenza

$$3g - 1.227 - 0.138 = 1.634g \text{ di O} \equiv 0.1022 \text{ mol}$$

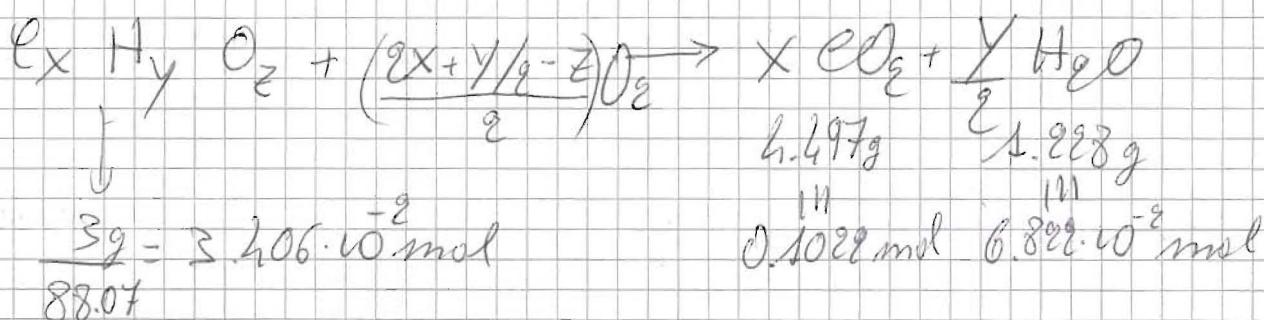


formula
minima



$$12 \cdot 3 + 4 + 16 \cdot 3 = 88$$

S. potete anche risolvere

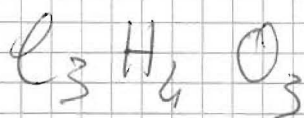


per il C $3.406 \cdot 10^{-2} * X = 0.1022 \Rightarrow X = 3$

per l'H $3.406 \cdot 10^{-2} * Y = 2 * 6.822 \cdot 10^{-2} \Rightarrow Y = 4$

per la differenza moltiplicato l'indice dell'O

$$12 \cdot 01 * 3 + 4 \cdot 04 + 16 * Z = 88.07 \quad Z = 3$$



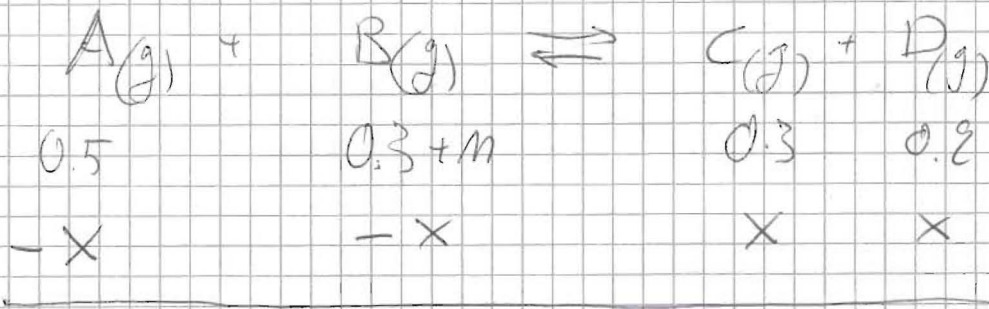
Eserc. 2



mol'equil 0.5 0.3 0.3 0.2

$$K_p = K_c = \frac{0.3 \cdot 0.2}{0.5 \cdot 0.3} = 0.4$$

Si aggiungono M mol di B e per questo la reazione si sposterà a destra



M mol nuovo
equilib.

$$0.5 - x$$

$$0.3 + M - x$$

$$0.3 + x$$

$$0.2 + x$$

$$0.2 + x =$$

$$0.4$$

devono
raddoppiare

$$x =$$

$$0.2$$

$$0.3$$

$$0.4 + M$$

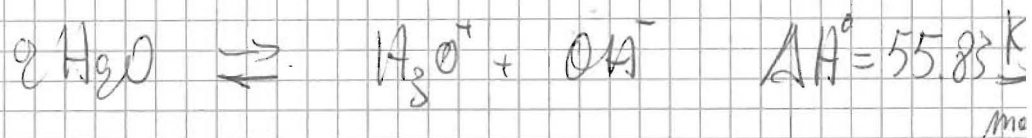
$$0.5$$

$$0.4$$

$$K_p = K_c = 0.4 = \frac{0.5 \cdot 0.4}{0.3(0.4 + M)}$$

$$M = 1.567 \text{ mol}$$

Eserc. 3



$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14} \quad \text{a } 25^\circ\text{C}$$

Quando il pH neutro è pari a 7.2 la Temperatura sarà diversa da 25°C però il K_w ha lo stesso espression

$$K_w^T = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-]$$

$$\text{pH} = 7.2 \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-7.2} = 6.31 \cdot 10^{-8} = [\text{OH}^-]$$

$$K_w^T = (6.31 \cdot 10^{-8})^2 = 3.98 \cdot 10^{-15}$$

Le costanti di equilibrio delle reazioni si fondono della T e l'equazione di Van t'Hoff ne esprime la relazione

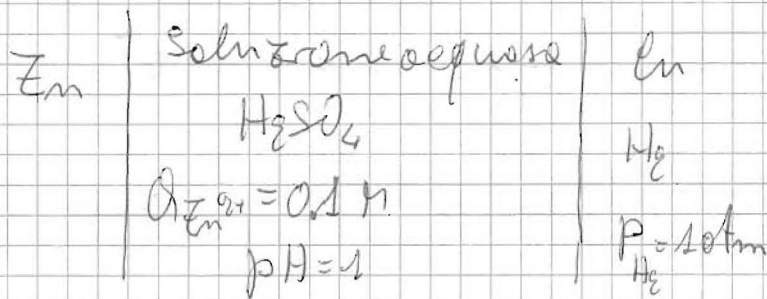
$$\frac{d \ln K}{dT} = \frac{\Delta H^\circ}{RT^2} \quad \text{integrando tra } T_1 \text{ e } T_2 \text{ si ha}$$

$$\ln \frac{K_2}{K_1} = \frac{\Delta H^\circ}{R} \left[\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right]$$

$$\ln \frac{3.98 \cdot 10^{-15}}{1 \cdot 10^{-14}} = \frac{55.83 \frac{\text{KJ}}{\text{mol}}}{8.314 \cdot 10^{-3} \frac{\text{KJ}}{\text{K} \cdot \text{mol}}} \left[\frac{1}{298.15} - \frac{1}{T} \right]$$

$$T = 286.3 \text{ K} \equiv 13.15^\circ\text{C}$$

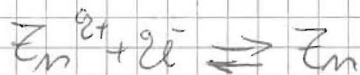
Eserc. 4



$$E^{\circ}_{Zn^{2+}/Zn} = -0.76 \text{ V}$$

$$E^{\circ}_{H_2^+/H_2} = 0.34 \text{ V}$$

l'elettrodo di sinistra



l'elettrodo di destra



a)

b)

Elettrodo di I^o specie

Elettrodo a gas

c)

Visto che il pot. $E^{\circ}_{Zn^{2+}/Zn}$ è negativo, l'elettrodo di sinistra sarà l'anodo, sede della ossidazione. L'elettrodo di destra sarà il polo positivo, cioè il catodo sede delle riduzioni.

$$E_{\ominus} = E^{\circ}_{Zn^{2+}/Zn} + \frac{0.0591}{2} \log Q_{Zn^{2+}} \quad | \quad E_{\oplus} = E^{\circ}_{H_3O^+/H_2} + \frac{0.0591}{2} \log Q_{H_3O^+}$$

$$E_{\ominus} = -0.789 \text{ V}$$

$$pH = 1 \rightarrow Q_{H_3O^+} = 10^{-1}$$

$$E_{\oplus} = -0.0591 \text{ V}$$

$$f.e.m. = E_{\oplus} - E_{\ominus} = 0.730 \text{ V}$$

e) 1 Ampere per 1 ora (3600 sec)

$$A = \frac{Q}{\text{sec}}$$

$$Q = 1 * 3600 \text{ Coulomb}$$

$$1F \equiv 96485 \frac{\text{Coulomb}}{\text{mol}}$$

$$\frac{3600 \text{ Coulomb}}{96485 \frac{\text{Coulomb}}{\text{mol}}} = 3.731 \cdot 10^{-2} \text{ moli di Zn}$$

l'ossidazione di 1 mole Zn si ha quindi passano 2 moli di e⁻

$$65.38 \text{ g} : 2 \text{ moli} = X : 3.731 \cdot 10^{-2}$$

X = 1.2197 g di Zn sono passati in soluzione