**ESAME SCRITTO DI CHIMICA GENERALE, CdS FARMACIA 18 Febbraio 2022**

**TESTO A**

1. La reazione ad elevata temperatura tra solfato di bario e carbone (carbonio) porta alla formazione di solfuro di bario e monossido di carbonio. Calcolare a) quanti grammi di solfuro di bario si possono ottenere facendo reagire 8,34 g di solfato di bario avente purezza al 95,5% con un eccesso di carbone; b) se alla fine della reazione, avvenuta in un reattore da 1L, la temperatura viene abbassata a 50°C, quale sarà la pressione all’interno del reattore?
2. Scriviamo la reazione e bilanciamo:

BaSO4 + 4C → BaS + 4CO

Purezza al 95,5% significa che dei 8,34 grammi, solo il 95,5% è effettivamente solfato di bario, e cioè 8,34g·0,955 = 7,96 g

Moli(BaSO4) = 7,96g/MM(BaSO4) = 7,96g/233,4 g/mol) = 0,0341 mol

Essendo il rapporto stechiometrico tra BaSO4 e BaS 1:1, queste sono anche le moli ottenute di BaS, che convertite in grammi diventano:

g(BaS) = 0,0341mol · MM(BaS) = 0,0341mol · 169,4 g/mol = 5,78 g

1. La pressione totale sarà data dalla sola specie gassosa presente a 50 gradi, e cioè CO (sia C che BaS sono solidi a 50°C). La pressione è ricavata considerando quante moli di CO si sono formate, ricavate dalla stechiometria della reazione, e cioè

Moli(CO) = 4·moli(BaS) = 4·0,0341 = 0,136 mol

PCO = Ptot = nRT/V = 3,60 atm.

1. In un reattore da 3,5L vengono introdotti come gas 0,660 moli di SO2 e 0,363 moli di O2 e il reattore portato alla temperatura di 730 °C. Avviene la reazione di equilibrio con produzione di SO3 gassosa. Sapendo che all’equilibrio la pressione totale è di 18,9 atm, calcolare la Kp della reazione.

Scriviamo e bilanciamo la reazione:

2SO2(g) + O2(g) 2SO3(g)

Possiamo trasformare le moli iniziali in pressioni parziali iniziali e quindi:

Pi(SO2) = n(SO2)RT/V = 15,5 atm

Pi(O2) = n(O2)RT/V = 8,53 atm

La reazione avverrà secondo l’equilibrio sopra scritto e quindi costruendo la tabella ICE usando le pressioni parziali posso scrivere che all’equilibrio avrò:

2SO2(g) + O2(g) 2SO3(g)

I 15,5 8,53 -

C -2x -x +2x

E (15,5-2x) (8,53-x) 2x

Sapendo che la pressione totale all’equilibrio è data dalla somma delle pressioni parziali di equilibrio di tutte le specie gassose, posso allora ricavare la x imponendo l’uguaglianza:

Ptot = P(SO2) +P(O2) + P(SO3)

18,9 = (15,5-2x) + (8,53-x) + 2x

Da cui ricavo la x risolvendo l’equazione matematica

-x = 18,9 – 15,5 – 8,53

x = 5,13 atm

Conoscendo x, ricavo i valori delle P parziali di tutti i gas all’equilibrio e calcolo Kp

Kp = P(SO3)2/P(SO2)2·P(O2) = (10,26)2/(15,5-10,26)2·(8,53-5,13) = 1,13 atm-1

1. Un campione contiene il 19.82 % di calcio, l’1.00 % di idrogeno, il 31,72% di zolfo ed il resto di ossigeno. Calcolare la formula minima del composto e indicare il nome tradizionale e IUPAC del composto (è un sale ossigenato).

Prendo 100 g

Moli Ca = 19.82 g / 40.08 g/mol = 0.495 moli

Moli H = 1.00 g / 1.008 g/mol = 0.992 moli

Moli S = 31.72 g / 32.07 g/mol = 0.989 moli

Moli O = (100-19.82-1.00-31.72)g / 16.00 g/mol = 2.967 moli

Questi rapporti molari definiscono il composto:

Ca0.495H0.992S0.989O2.967 tale formula va interizzata. E quindi, dividendo tutto per 0.495 (il numero più piccolo) tutti i numeri ottengo

CaH2S2O6 Essendo un sale ossigenato la riscriviamo come:

Ca(HSO3)2 Nomi: idrogeno solfito di calcio oppure bisolfito di calcio oppure ditriossosolfato (IV) di calcio

1. Calcolare quanti mL di una soluzione acquosa 0.200 M di acido nitrico sono necessari per neutralizzare 800 mL di una soluzione acquosa di idrossido di potassio avente pH =13.00

HNO3 + KOH → KNO3 + H2O

La soluzione deve essere neutra, ho una base forte e un acido forte, entrambi monoprotici, che reagiranno per dare un sale che non dà idrolisi.

Per la neutralizzazione, devo avere le stesse moli di acido e di base

pH = 13.00 pOH = 14.00-13.00 = 1.00 da cui:

[OH-] = 1.00·10-1 M

Ho 0.800 L di soluzione basica e quindi ricavo le moli di KOH (e quindi anche quelle di OH-):

moli KOH = moli OH- = V·M = 0.800 L · 1.00·10-1 moli / L = 8.00 ·10-2 moli di KOH

Moli HNO3 = moli KOH alla neutralità = 8.00·10-2 moli di HNO3

mL HNO3 = n/ M = 8.00·10-2 moli di HNO3 / 0.200 mol /L = 0.400 L = 400 mL

5) Calcolare la temperatura di ebollizione di una soluzione ottenuta aggiungendo contemporaneamente 5.549 g di cloruro di calcio e 0.250 moli di fruttosio (C6H12O6) a 900 g di acqua sapendo che la costante ebullioscopica per l’acqua vale 0.512 °C Kg / mol

5.549 g CaCl2 sono 5.549 g/(40.08 + 2·35.45)g/mol = 0.05000 moli

CaCl2 è un sale solubile ed elettrolita (dissocia): CaCl2 + H2O → Ca2+(aq) +2 Cl-(aq)

0.250 moli fruttosio (uno zucchero). Lo zucchero è solubile e non elettrolita (non dissocia)

moli totali = 0.250 moli fruttosio + 0.05000 moli Ca2+ +2·0.05000 moli Cl- = 0.400 moli

T = m Keb

m = n/Kg solvente = 0.400 moli / 0.900 Kg = 0.444 m

T = m Keb = 0.444 mol /Kg · 0.512 °C Kg / mol = 0.227 °C

T = T soluz - TH2O T soluz = TH2OT = 100 + 0.227 = 100.227 °C