

Eserciziario di Chimica

4 ottobre 2008

Indice

1	Stechiometria	7
1.1	7
1.2	7
1.3	8
2	Redox	9
2.1	9
2.2	10
2.3	10
2.4	10
2.5	11
3	Miscela gassosa	13
3.1	13
3.2	13
3.3	14
4	Equilibri chimici	17
4.1	17
4.2	18
4.3	19
4.4	20
4.5	20
5	Soluzioni	23
5.1	23
5.2	23
5.3	24
5.4	24
5.5	24

6	Proprietà colligative	27
6.1	27

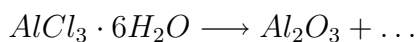
Disclaimer

Questo documento raccoglie esercizi del corso di Chimica tenuto dal Prof. G. Sotgiu nell'Anno Accademico 2007/2008 per Corso di Laurea in Ingegneria Informatica, nell'Università degli Studi RomaTre. Qui vengono raccolti esercizi svolti a lezione ed esercizi svolti sul forum <http://forum.studentidia.org>. Gli autori degli esercizi svolti e l'autore del presente eserciziario non si assumono alcuna responsabilità per errori derivanti da un suo uso scorretto e da eventuali errori o sviste.

Capitolo 1

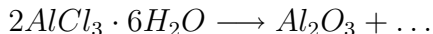
Stechiometria

1.1



Quanto $AlCl_3$ serve per ottenere 10 grammi di residuo?

Innanzitutto dobbiamo avere un'idea di quello che può essere il bilanciamento della reazione:



Dall'equazione chimica abbiamo già la prima informazione: da 2 moli della prima sostanza (x) otteniamo una mole della seconda (y). Calcoliamo il numero di moli della seconda sostanza:

$$n_y = \frac{q_y}{pf_y} = \frac{10}{102} = 0,098 \text{ moli}$$

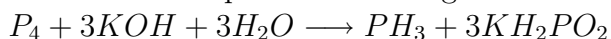
A questo punto:

$$n_x = 2 \cdot n_y = 0,196 \text{ moli}$$

$$q_x = n_x \cdot pf_x = 0,196 \cdot 241,43 = 47,34g$$

1.2

Calcolare quanti grammi di fosforo e quanti grammi di idrossido potassio sono necessarie per ottenere 10 grammi di KH_2PO_2 secondo la reazione:



Dobbiamo calcolare il numero di moli di KH_2PO_2 che dobbiamo ottenere:

$$n = \frac{10}{104,1} = 0,096$$

Dall'equazione chimica vediamo che una mole di idrossido dà luogo ad una

mole di KH_2PO_2 , quindi

$$n_{(KOH)} = n_{(KH_2PO_2)} \rightarrow q_{(KOH)} = n_{(KH_2PO_2)} \cdot PF_{(KOH)} = 0,096 \cdot 56,1 = 5,39 \text{ grammi}$$

Sempre dall'equazione vediamo che da una mole di fosforo otteniamo 3 moli di KH_2PO_2 , quindi le due sostanze sono presenti in un rapporto 1:3

$$n_{(P_4)} = \frac{1}{3} \cdot n_{(KH_2PO_2)} \rightarrow q_{(P_4)} = \frac{1}{3} \cdot n_{(KH_2PO_2)} \cdot PF_{(P_4)} = \frac{1}{3} \cdot 0,096 \cdot 124 = 3,968 \text{ grammi}$$

1.3

20 grammi di una miscela di $Al_2(SO_4)_3$ e Na_2SO_4 trattati con $BaCl_2$ in eccesso, producono in totale 35.24 grammi di $BaSO_4$. Noti i pesi formula si calcoli la composizione percentuale in peso della miscela iniziale.

Svolgimento: Innanzi tutto teniamo conto dei diversi pesi formula: $BaSO_4 = 233.36$ e Moli = $Moli = \frac{35.24}{233.36} = 0.15$ $Al_2(SO_4)_3 = 342$ $Na_2SO_4 = 142$

Il Peso formula del $BaCl_2$ non ci è utile; Passiamo ai bilanciamenti:

1) $Al_2(SO_4)_3 + 3BaCl_2 \implies 3BaSO_4$ In sostanza aggiungiamo 3 moli al $BaCl_2$ e al $BaSO_4$

Sappiamo che il rapporto così è di 1 : 3, quindi se chiamiamo $Al_2(SO_4)_3$ come componente x abbiamo:

$$1 \text{ molecola } Al_2(SO_4)_3 : \frac{x}{342} = 3 \text{ molecole } BaSO_4 : x'$$

$$\text{Ricavo che } x' = 3 \frac{x}{342}$$

Analogamente ripetiamo lo stesso procedimento per l'altro componente Na_2SO_4 che chiameremo y

2) $Na_2SO_4 + BaCl_2 \implies BaSO_4 + 2NaCl$ Rapporto è di 1 : 1 quindi:

$$1 \text{ molecola } Na_2SO_4 : \frac{y}{142} = 1 \text{ molecola } BaSO_4 : x''$$

$$x'' = \frac{y}{142}$$

Indi per cui abbiamo così il sistema:

$$\begin{cases} x + y = 20,0g \\ 3 \frac{x}{342} + \frac{y}{142} = 0.15 \text{ Moli} \end{cases}$$

$$\text{Semplifico il 3 e il 342 e ottengo: } \frac{x}{114} + \frac{y}{142} = 0.15$$

Divido le basi dei numeratori per il denominatore, quindi nel caso della x faccio $\frac{1}{114}$ e nel caso della y faccio $\frac{1}{142}$. Ottengo:

$0.00877x + 0.007y = 0.15$ Sapendo che $x = 20 - y$ sostituiamo per tenerci solo le y e otterremo:

$$0.00877(20 - y) + 0.007y = 0.15 \implies 0.1754 - 0.00877y + 0.007y = 0.15$$

$$0.0254 = 0.00177y \implies y = 14.36g \text{ di conseguenza } x = 5.65g$$

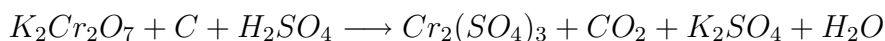
Calcoliamo infine le percentuali:

$$Al_2(SO_4)_3 = \frac{5.65}{20} 100 = 28.25 \quad Na_2SO_4 = 71.75$$

Capitolo 2

Redox

2.1



Per prima cosa bisogna trovare i numeri di ossidazione, mettendo in evidenza acquisto e cessione di elettroni:

$Cr_2^{+6} \rightarrow Cr_2^{+3}$ un atomo di cromo cede 3 elettroni, quindi complessivamente ne vengono ceduti 6 $C^0 \rightarrow C^{+4}$ vengono acquistati 4 elettroni

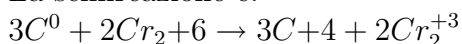
ora:

$$mcm(4, 6) = 12$$

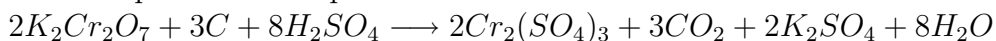
$$\frac{12}{6} = 2(\text{moltiplicatore per il cromo})$$

$$\frac{12}{4} = 3(\text{moltiplicatore per il carbonio})$$

La semireazione è:



ora mettiamo i coefficienti davanti alle molecole con cromo e carbonio tra i reagenti e tra i prodotti, così come tra i prodotti, per il resto del bilanciamento si procede come per le reazioni normali

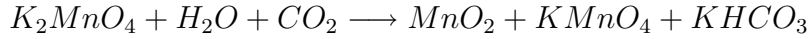


Il procedimento per le redox è abbastanza standard, bisogna fare molta attenzione nel determinare i numeri di ossidazione e le specie che acquistano e cedono elettroni (cioè nella fase iniziale). Sbagliando una cosuccia qui viene falsato tutto l'esercizio.

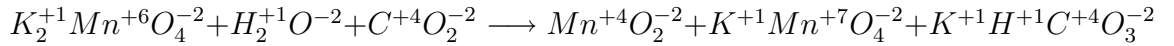
Può anche capitare che la stessa specie chimica compaia tra i prodotti sia come specie che si ossida che come specie che si riduce, non è un errore (o almeno potrebbe non esserlo)

2.2

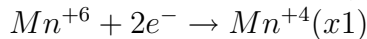
Questa è una redox di disproporzione. Le disproporzioni sono classe di Redox in cui la stessa specie chimica si ossida in un prodotto e si riduce in un altro



Come al solito vanno ricercati i numeri di ossidazione

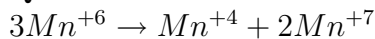


Possiamo vedere che il manganese si riduce in MnO_2 guadagnando 2 elettroni e si ossida in $KMnO_4$, perdendo 1 elettrone. Veniamo alle semireazioni:

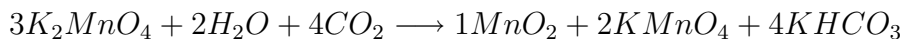


$Mn^{+6} \rightarrow Mn^{+7} + 1e^- \quad (x2)$ I coefficienti della prima semireazione non vanno moltiplicati, quelli della seconda vanno moltiplicati per due (solito discorso: il moltiplicatore si trova facendo il minimo comune multiplo tra il numero di elettroni scambiati e dividendo per il numero di elettroni acquistati o ceduti nella semireazione).

Quindi abbiamo:

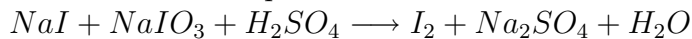


Procedendo mettendo questi coefficienti dove servono, e bilanciando il resto col metodo classico si trova:



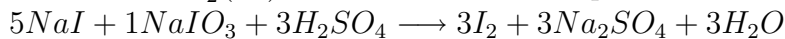
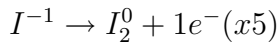
2.3

Qui abbiamo una redox di sinproporzione. Niente di troppo complicato, semplicemente la stessa specie compare nei reagenti con diverso numero di ossidazione e tra i prodotti con lo stesso numero.

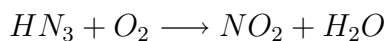


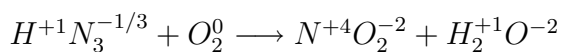
Ricercando i numeri di ossidazione troviamo che in NaI lo iodio ha numero di ossidazione -1, e in $NaIO_3$ ha numero di ossidazione +5. La prima specie quindi perde un elettrone ossidandosi e la seconda ne acquista 5, riducendosi.

Non c'è niente di troppo strano, semireazioni:



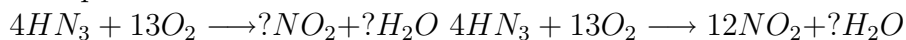
2.4



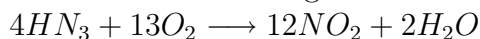


Ossidazione $N_3^{-1/3} \longrightarrow N^{+4}$ $N_3^{-1/3} \longrightarrow 3N^{+4}$ Qui, moltiplichiamo entrambi gli apici per 3 (ovvero il denominatore del primo apice) ottenendo $N_3^{-1} \longrightarrow 3N^{+4} + 13e^-$ cessione di [b]13[/b] elettroni.

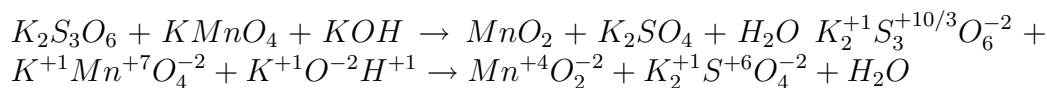
Riduzione $O_2^0 \longrightarrow O_2^{-2}$ $O_2^0 + 4e^- \longrightarrow 2O_2^{-2}$ Acquisto di [b]4[/b] elettroni. moltiplichiamo...



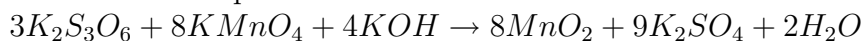
Bilanciando con l'ossigeno...



2.5



$3S^{+10/3} \rightarrow 3S^{+6}$ Qui, moltiplichiamo entrambi gli apici per 3 (ovvero il denominatore del primo apice) ottenendo 10 e 18: cessione di 8 elettroni. $Mn^{+7} \rightarrow Mn^{+4}$ Acquisto di 3 elettroni.



Capitolo 3

Miscela gassose

3.1

Una miscela gassosa composta da Cl_2 e H_2 ha densità relativa all'idrogeno pari a 18,087. Calcolare le frazioni molari

Allora i dati del problema sono: densità relativa dell'idrogeno, le incognite sono la frazione molare del cloro e dell'idrogeno

Per prima cosa scriviamoci la formula per la densità relativa:

$$d_{rel} = \frac{PF_x}{PF_{ref}}$$

ovvero

$$d_{rel} = PF/2 \text{ (il peso formula dell'idrogeno è 2)}$$

Ricaviamoci il peso formula e viene

$$PF = 2 \cdot d_{rel} = PF_{Cl_2} \cdot X_{Cl_2} + PF_{H_2} \cdot X_{H_2}$$

Dove le X indicano le frazioni molari

Dato che la somma delle frazioni molari parziali deve dare sempre 1, possiamo scrivere una seconda equazione:

$$X_{Cl_2} + X_{H_2} = 1$$

Mettiamo a sistema le due equazioni trovate e otteniamo che la frazione molare del Cloro è 0,49, mentre la frazione molare dell'idrogeno è 0,51.

3.2

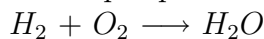
Una miscela gassosa è composta da O_2 e H_2 . Dati del problema:

O_2 , $V_1 = 10,0L$, Temperatura = $25^\circ C$, Pressione = $2,0 \text{ atm}$

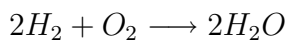
H_2 , $V_2 = 10,0L$, Temperatura = $0^\circ C$, Pressione = $1,0 \text{ atm}$

Quantità d'acqua prodotta dalla reazione?

Allora per prima cosa scriviamo la reazione chimica e la bilanciamo:



bilanciandola otteniamo:



Ora devo stabilire se qual'è il reattivo limitante nella reazione, in modo da ottenere le moli del prodotto. Sfrutto l'equazione del gas perfetto

piccola nota: il professore ha detto che possiamo applicare la formula perché siamo in condizioni di T e P standard ovvero zero gradi e 1 atm, ma ciò è vero solo per l'idrogeno, quindi io non ho capito perché applica la formula anche all'ossigeno

$$n_{O_2} = \frac{PV}{RT} = \frac{2 \cdot 10}{0.0821 \cdot 298,15} = 0.817 \text{ moli}$$

idem per l'idrogeno:

$$n_{H_2} = \frac{PV}{RT} = \frac{1 \cdot 10}{0.0821 \cdot 273,15} = 0,446 \text{ moli}$$

Dai dati trovati osserviamo che è l'idrogeno che è il limitante della reazione, mentre l'ossigeno è il reagente in eccesso.

$$n_{H_2O} = 0,446 \text{ moli}$$

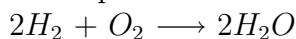
Dalla relazione $n = \frac{q}{P.A.}$ mi ricavo che

$$q(H_2O) = 0,446 \cdot 18 = 8,028g$$

3.3

Abbiamo una miscela di H_2 e O_2 alla temperatura di 200 °C. Ossigeno e idrogeno reagiscono per formare H_2O . Nella combustione consumo tutto il componente in difetto. Dopo la combustione ho un peso molecolare medio (PM) pari a 24.

Come prima scrivo la reazione di combustione e la bilancio



allora la formula del peso molecolare medio è $\sum_{i=0}^n X_i \cdot PF_i$

Nell'ipotesi che $PM_a < PM_b$ abbiamo che $PM_a < PM < PM_b$

Quindi, dato che brucio tutto il limitante, alla fine avrò soltanto H_2O + o l'idrogeno oppure l'ossigeno.

Analizziamo il primo caso, ovvero che alla fine della combustione rimanga soltanto H_2O e H_2

Se questo è vero, in base a quanto scritto prima, il peso molecolare dovrebbe essere compreso tra 2(PF idrogeno) e 18(PF acqua), ma questo non è vero poiché tra i dati del testo ho che il PM è 24.

Dopo la combustione, avrò solo H_2O e O_2 , e ciò torna poiché ho che il PM è

compreso tra 18 e 32.

Arrivati a questo punto l'esercizio si fa un pò più complicato:

$n_{totali} = 1$, pongo y uguale ad X_{H_2} e z uguale a X_{O_2}

$$PM = X_{n_{O_2}}(\text{finale}) \cdot 32 + X_{n_{H_2O}}(\text{finale}) \cdot 18 = 24$$

pongo $n_{H_2O} = y$

$$n_{O_2} = n_{O_2}(\text{iniziale}) - n_{O_2}(\text{reagenti}) = Z - \frac{y}{2}$$

$\frac{y}{2}$ deriva dal fatto che idrogeno e ossigeno sono in proporzione 2:1 quindi per 1 molecola di idrogeno ne corrisponde mezza di ossigeno combinando le due equazioni ottengo che:

$$X_{H_2O} = \frac{y}{z + \frac{y}{2}}$$

$$X_{O_2} = \frac{z - \frac{y}{2}}{z + \frac{y}{2}}$$

Risultati numerici:

$$y = 0,44$$

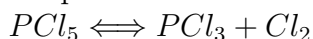
$$z = 0,56$$

Capitolo 4

Equilibri chimici

4.1

Una mole di PCl_5 viene fatto riscaldare in un contenitore da 1 litro a una temperatura di $230^\circ C$ generando così la reazione bilanciata:



Considerando che $K_c = 0,022$ Calcolare:

$MPCl_5 = ?$

$MPCl_3 = ?$

$MCl_2 = ?$

Costruisco la mia tabella di equilibrio in questo modo:

	PCl_5	\rightleftharpoons	PCl_3	Cl_2
Inizio	1	\rightleftharpoons	-	-
Variazione	-x	\rightleftharpoons	x	x
Equilibrio	1-x	\rightleftharpoons	x	x

Detto ciò è necessario ragionare in funzione dell'unico elemento che conosciamo ovvero K_c

$$K_c = 0.022 = \frac{[PCl_3] \cdot [Cl_2]}{[PCl_5]}$$

Che sarebbe uguale a: $\frac{\frac{x}{V} \cdot \frac{x}{V}}{\frac{1-x}{V}}$

In sostanza abbiamo trasformato i singoli elementi nella loro forma essenziale ovvero $\frac{\text{Numero di moli (la nostra incognita x)}}{\text{Volume}}$

Proseguiamo, semplificando risulta che al numeratore la moltiplicazione genera $\frac{x^2}{V^2}$

Semplificando il volume risulta: $\frac{x^2}{1-x}$

E ancora sappiamo che $V = 1$ Litro quindi dividendo X^2 per 1 ci leviamo di torno "V"

A questo punto rimaniamo con i seguenti dati portando il denominatore a

moltiplicarsi con 0.022: $X^2 = 0,022(1 - X)$

La risultante è un'equazione di secondo grado: $X^2 + 0,022X - 0,022 = 0$
risolvendo abbiamo un termine negativo quindi da non prendere e un termine
positivo: $X = 0,139$

Da ciò finalmente sappiamo che:

$$MPCl_3 = 0.139$$

$$MCl_2 = 0.139$$

$$MPCl_5 = 1 - 0.139 = 0.861$$

4.2

Data la reazione: $Re + HNO_3 \Rightarrow HReO_4 + NO + H_2O$

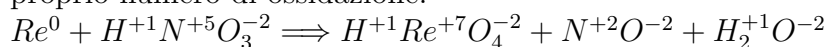
Calcolare:

1. I grammi necessari di HNO_3 per ossidare 3,26g di Re (PF=186.2)
2. Il volume di NO generato dalla stessa quantità di Re e dalla quantità necessaria di HNO_3 a temperatura $0^\circ C$ e alla pressione di 1 atm.

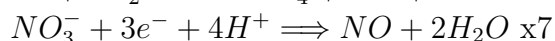
Innanzitutto è necessario bilanciare la reazione.

CONSIGLIO N° 1 Scrivere il tipo di ambiente di lavoro se acido o alcalino. Prendetela come regola fissa; sicuramente non sarà questo a farvi prendere 30L ma un chimico si distingue sempre da come dimostra di proprio lavoro.

Riscriviamo la reazione e andiamo avanti scrivendo sopra ogni elemento il proprio numero di ossidazione:



Ambiente di lavoro: acido H^+



CONSIGLIO N°2: circondate sempre gli elettroni con la penna per metterli in evidenza, farete bella figura

Il risultato con l'aggiunta degli ioni H^+ e le semplificazioni di H^+ e H_2O

è:



A questo punto la reazione è bilanciata e possiamo svolgere i 2 esercizi.

- Calcoliamo le moli di *Re*

$$Nmoli = \frac{3.26}{186.2} = 0.0175Moli$$

$$3Molecole\ di\ Re : 0.0175Moli = 7Molecole\ di\ HNO_3 : X$$

$$X = \frac{0.0175 \cdot 7}{3} = 0.04Moli$$

$$g = Nmoli \cdot PF$$

$$PF_{HNO_3} = 63$$

$$g = 0.04 \cdot 63 = 2.52g$$

- $V = \frac{Nmoli \cdot R \cdot T}{P}$

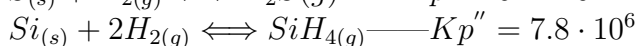
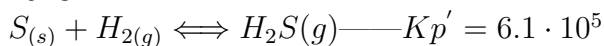
$$\text{Anche qui } 3Molecole\ di\ Re : 0.0175Moli = 7Molecole\ di\ NO : X$$

$$X = 0.04Moli ; R = \text{Costante ideale dei gas} = 0.0821 ; T = 0^\circ C = 273.15^\circ K ; P = 1$$

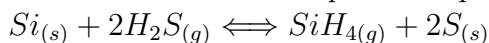
$$V = \frac{0.04 \cdot 0.0821 \cdot 273.15}{1} = 0.9Litri$$

4.3

Dati i due equilibri ottenuti con una reazione avvenuta alla temperatura T 25°C



Calcolare il valore di Kp a 25°C per la reazione:



Sappiamo che $Kp = \frac{[SiH_4]}{[H_2S]^2}$

Ma non a caso il numeratore e il denominatore li ritroviamo nei primi due equilibri; procederò in maniera molto precisa e a rilento:

Costruiamo Kp' e Kp''

$$Kp' = \frac{[H_2S]}{[H_2]}$$

Attenzione, il numeratore, in questo caso $[H_2S]$, non è altro che il denominatore di Kp .

Invertendo l'ordine dei calcoli in Kp' potremmo scrivere allo stesso modo che:

$$[H_2S] = Kp' \cdot [H_2]$$

Andiamo avanti:

$$Kp'' = \frac{[SiH_4]}{[H_2]^2}$$

Attenzione, anche qui il numeratore, SiH_4 coincide con il numeratore di Kp

Invertendo l'ordine dei calcoli anche qui otteniamo:

$$[SiH_4] = Kp'' \cdot [H_2]^2$$

Possiamo quindi riscrivere Kp nel seguente modo:

$$Kp = \frac{[Kp''] \cdot [H_2]^2}{[Kp']^2 \cdot [H_2]^2}$$

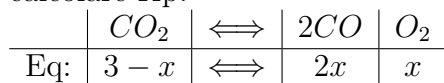
Semplificando possiamo eliminare dalla faccia dell'universo gli scomodi $[H_2]^2$ tramite semplificazione.

Ci rimane quindi:

$$Kp = \frac{[Kp'']}{[Kp']^2} = \frac{7.8 \cdot 10^6}{[6.1 \cdot 10^5]^2} = 2.1 \cdot 10^{-5}$$

4.4

03 moli di CO_2 vengono introdotte in un recipiente vuoto del volume V , alla temperatura T si stabilisce l'equilibrio gassoso $CO_2 \rightleftharpoons 2CO + O_2$ il peso molecolare medio = 37,31 e la pressione totale = 2 atm noti i pesi molecolari calcolare Kp .



$$Kp = \frac{[PO_2] \cdot [PCO]^2}{[PCO_2]} = \frac{P \frac{[nO_2]}{[nTOT]} \cdot P^2 \frac{[nCO]^2}{[nTOT]^2}}{P \frac{[nCO_2]}{[nTOT]}}$$

Dove il numero di moli totali sappiamo che è: $nTOT = 3 - x + 2x + x$ semplificando si ottiene $nTOT = 3 + 2x$

Sappiamo che il peso molecolare medio è: $PM_{medio} = PFa(Xa) + PFb(Xb) + PFc(Xc) \dots$ Quindi ci calcoliamo il valore di x risolvendo il Peso molecolare medio che nella nostra situazione è:

$$PM_{medio} = 37.31 = 44 \left(\frac{3-x}{3+2x} \right) + 56 \left(\frac{2x}{3+2x} \right) + 32 \left(\frac{x}{3+2x} \right)$$

$$37.31(3 + 2x) = 132 + 44x + 112x + 32x$$

$$111.9 + 74.6x = 132 + 100x$$

$$x = 0.79$$

a questo punto basta sostituire la cifra 0.79 con le x per calcolare il kp . Prima di tutto semplifichiamo la formula del Kp che diventa:

$$= \frac{[nO_2] \cdot P^2 \frac{[nCO]^2}{[nTOT]^2}}{[nCO_2]}$$

quindi

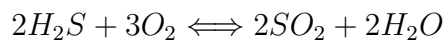
$$Kp = \frac{x \cdot 4 \cdot \frac{4x^2}{[3+2x]^2}}{3-x}$$

Trasformata la "x" in 0.79 ottengo che $Kp = 0.168$

4.5

In un recipiente di volume 5 litri inizialmente vuoto, vengono introdotte 1,00 moli di H_2S , 1 moli di O_2 , 1 moli di SO_2 e 1 moli di H_2O alla temperatura T . Si stabilisce l'equilibrio omogeneo gassoso:

CAPITOLO 4. EQUILIBRI CHIMICI



e all'equilibrio sono rimaste presenti 0.6moli di H_2S . Si calcoli il valore del Kc.

Svolgimento:

costruiamo la tabella dividendo tutti i coefficienti stechiometrici per 2:

	H_2S	$\frac{3}{2}O_2$	\rightleftharpoons	SO_2	H_2O
Eq.	1-x	$1 - \frac{3}{2}x$		1+x	1+x
	0.6	0.4		1.4	1.4

In sostanza i valori dell'ultima riga li ottengo perché so che $1-x=0.6$ quindi $x=0.4$. da ciò mi ricavo gli altri risultati e calcolo il Kc:

$$Kc = \frac{\frac{1.4 \cdot 1.4}{25}}{\left(\frac{0.4}{5}\right)^{\frac{3}{2}} \cdot \frac{0.6}{5}} = \frac{0.0784}{0.002715} = 28.87$$

Capitolo 5

Soluzioni

5.1

Calcolare il Volume in ml. di acqua da aggiungere a 1 litro di soluzione con Molarità pari a 0.225M per farla diventare con Molarità pari a 0.2M

Esercizio molto facile, la soluzione è: $V_{litriTOT} = \frac{Nmoli}{MolaritàDesiderata}$

Ci manca solo da sapere a quanto corrisponde $Nmoli$:

$$Nmoli = M \cdot V_{litri}$$

$$Nmoli = 0.225 \cdot 1 = 0.225moli$$

Ricavate le moli eseguiamo la regoletta sopra citata: $V_{litriTOT} = \frac{0.225}{0.2} = 1.125$

Il volume in ml. richiesto è semplicemente la differenza $V_{litriTOT} - V_{litri} = 1.125 - 1 = 0.125$

In ml risulta 125ml

5.2

Troviamo in questo esercizio un altro sistema per trovare il PF effettivo: I dati in nostro possesso sono i seguenti: Formula Minima = CH_2 quantità = 15g di composto Litridi soluzione = $\frac{3}{112}$ Litri Molarità = 5 Come troviamo il PF effettivo visto che nell'altro esercizio lo avevamo studiato in rapporto a un'alterazione di temperatura? Qui è più semplice:

$$M = \frac{Nmoli}{V} = \frac{\frac{g}{PF}}{V} = \frac{g}{PF \cdot V}$$

$$\text{In altri termini } PF = \frac{g}{V \cdot M}$$

$$\text{Quindi } PF = \frac{15}{0.02678 \cdot 5} = 112$$

$$K = \frac{112}{14} = 8$$

$$\text{Formulamolecolare} = C_8H_{16}$$

5.3

Una soluzione acquosa HCl di volume 300ml e molarità 0,5 viene mischiata con un'altra soluzione acquosa HCl di volume 200ml e molarità uguale a 2. Le due soluzioni mischiate hanno molalità uguale a 1,019. Calcolare la massa totale della miscela.

Abbiamo: Volume(Soluzione) e Molarità: possiamo ricavarci le moli del soluto: La prima soluzione: $M \cdot V = 0.5 \cdot 0.3 = 0.15 \text{ mol}$ La seconda soluzione: $M \cdot V = 2 \cdot 0.2 = 0.40 \text{ mol}$

La massa complessiva consiste nella somma delle moli del primo e del secondo soluto moltiplicato per il PF: $q(\text{HCl}) = n(\text{HCl}) \cdot PF(\text{HCl}) = 0.55 \cdot 36.46 = 20.05 \text{ g}$

Attraverso la molalità possiamo trovare i Kg del solvente(cioè dell'acqua): $\frac{n(\text{HCl})}{m} = \frac{0.55}{1.019} = 0.5397 \text{ Kg} = 539.7 \text{ g}$

Sommando la massa dell'acqua con la massa complessiva dei soluti, si ottiene: $q(\text{HCl}) + q(\text{acqua}) = 20.05 \text{ g} + 539.7 \text{ g} = 559.75 \text{ g}$

5.4

Una soluzione di HNO_3 è 1.2m. Calcolare i g di HNO_3 contenuti in 10 ml. della soluzione la cui densità è 1.03g/ml

$m = 1, 2$; $PF = 63$ I grammi di HNO_3 in un Kg di H_2O sono: $63 \cdot 1, 2 = 75.6 \text{ g}$ Moltiplichiamo per mille ovvero i Kg di acqua. $g_{TOT} = 1075.6 \text{ g}$

A questo punto trovo il volume con la seguente formula:

$$\text{Volume} = \frac{g_{TOT}}{\text{Densita}} = \frac{1075.6}{1.03} = 1044.27 \text{ l}$$

La quantità in grammi è:

$$g = \frac{75.6 \cdot 10}{1044.27} = 0.723 \text{ g}$$

5.5

La sostanza X, non ionica e non valente è costituita da C,H,N,S, in queste percentuali:

- C = 20.34
- N = 23.75
- H = 1.6

Disciogliendo 2.75g di X in 125 ml di solvente (densità=1.595 g/ml, punto di ebollizione 76.80°C e $K_{eb} = 5.03^\circ\text{C}$) si ottiene una soluzione che bolle a 77,19°C.

1. Calcolare la formula molecolare di X
2. Bilanciare l'equazione in forma molecolare: $X + HNO_3 \implies CO_2 + NO + H_2O + H_2SO_4$ in cui x è il composto molecolare calcolato nel punto 1

1) - In base alle percentuali date mi ricavo che $S = 54.31$ Prendendo in considerazione 10 grammi di composto moltiplico tutto per 10, ottengo un peso in grammi per ogni elemento e dividendolo per la propria massa atomica ricavo il numero delle moli. Ne risulterà che tutti gli elementi hanno un numero di mole "quasi" identico ovvero: 0.16

Da ciò ricaviamo che la formula minima ha solo 1 atomo per ogni elemento:
 $C_1H_1M_1S_1$

Adesso arriva il bello:

In base ai dati che abbiamo, possiamo ricavare il PF effettivo tramite la formula:

$$PF_{effettivo} = \frac{K_{eb} \cdot g}{\Delta T \cdot Kg_{solvente}}$$

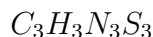
$$K_{eb} = 5.03, g = 2.75, \Delta T = 77.19 - 76.8 = 0.39, Kg_{solvente} = \frac{g \cdot L}{densita} = \frac{2.75 \cdot 0.125}{1.595} = 0.2155$$

$$PF_{effettivo} = \frac{5.03 \cdot 2.75}{0.39 \cdot 0.2155} = \frac{13.83}{0.084} = 164.67$$

Dividiamo il PFeffettivo per il Pfminimo e otteniamo il coefficiente K

$$K = \frac{164.67}{59} = 2,8$$

2,8 è all'incirca 3, quindi moltiplichiamo per 3 gli atomi di ogni elemento della formula minima e otteniamo la formula molecolare:



2 -

Per il secondo punto dell'esercizio viene riportata solo la soluzione



Capitolo 6

Proprietà colligative

6.1

10 grammi di un composto viene disciolto in 168,92g di H_2O provocando una variazione di T. pari a 0.25degC. Sapendo che $K_{eb} = 2.5$ e che i composti sono così in relazione tra loro:

1g C ; 0.17g H ; 0.89g O

Calcolare La formula molecolare.

Iniziamo a calcolare le moli col solito sistema $\frac{g}{PF}$

Sappiamo così che : le moli di composti sono:

$C = 0.08$; $H = 0.17$; $O = 0.055$

Dividiamo le moli per il numero più piccolo:

$C \frac{0.08}{0.055}$ $H \frac{0.17}{0.055}$ $O \frac{0.055}{0.055}$

Otteniamo così:

$C_{1,45}H_3O_1$

1,45 \ddot{A} pari a $\frac{3}{2}$ moltiplichiamo tutti i membri per 2. Abbiamo trovato la seguente formula minima:

$C_3H_6O_2$

Per trovare la formula molecolare(quella completa) possiamo dividere il PFeffettivo (che dobbiamo ancora vedere) per il PFminimo, facilmente calcolabile.

Ne verrà fuori un coefficiente K che bisognerà moltiplicare per tutti gli atomi del composto; ma andiamo avanti...

$PF_{minimo} = 36 + 6 + 32 = 74$

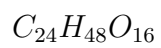
$PF_{effettivo} = \frac{K_{eb} \cdot g}{\Delta T \cdot KgH_2O}$

$PF_{effettivo} = \frac{2,5 \cdot 10}{0,25 \cdot 0,16892} = 592,41$

A questo punto torniamo al coefficiente K

$K = \frac{PF_{effettivo}}{PF_{minimo}}$ ovvero $K = \frac{592,41}{74} = 8$

Moltiplichiamo per 8 tutti gli atomi presenti in $C_3H_6O_2$ e otteniamo la Formula chimica (o molecolare):



Ringraziamenti

Il documento è stato steso con il contributo di (in ordine alfabetico)

Alon
~*dk05*~
Dottor P++
Kanguro