II Provetta Chimica Generale 09.12.2021 TESTO A

1. 130 mL di una soluzione 0.200 m di acido nitroso (densità 1.03 g/mL) vengono mescolati con 150 mL di una soluzione 0.140 M di acido nitroso e acqua fino ad un volume finale di 500 mL. Tale soluzione viene fatta reagire con 2.65 g di idrossido di sodio puro al 90%. Calcolare la quantità massima in grammi di nitrito di sodio che si possono ottenere.

HNO2 + NaOH 🡪 NaNO2 + H2O

0.200 moli HNO2 in 1000 g H2O

MM HNO2 = 47.013 g/mol massa HNO2 = 0.200 mol \* 47.013 g/mol = 8.60 g

Massa soluzione 1 = 1008.6 g

V = Massa/densità = 1008.6 (g) / 1.03 (g/mL) = 979 mL

M = 0.200 mol / 0.979 L = 0.204 mol/L

Soluzione 1 Moli HNO2 = 0.130 (L) \* 0.204 (mol/L) = 0.0266 mol

Soluzione 2 Moli HNO2 = 0.150 (L) \* 0.140 (mol/L) = 0.0210 mol

***Moli HNO2 = 0.0210 + 0.0266 mol = 0.0476 mol***

Moli NaOH

massa NaOH puro = 2.65 (g) \* 90/100 = 2.385 (g)

Moli NaOH = Massa / MM = 2.385 (g) / 39.997 (g/mol) = **0.0596 mol**

HNO2 + NaOH 🡪 NaNO2 + H2O

 moli ***0.0476 mol* 0.0596 mol**

 **/ *0.0476 mol***

***Massa nitrito sodio 0.0476*** mol \* **68.9953** g/mol = 3.28 g

1. 30 mL di una soluzione 0.800 m di acido solforoso (densità 1.23 g/mL) vengono mescolati con 100 mL di una soluzione 0.250 m di acido solforoso e acqua fino ad un volume finale di 850 mL. Tale soluzione viene fatta reagire con 1.65 g di idrossido di calcio puro al 95%. Calcolare la quantità massima di solfito di calcio che si possono ottenere.

H2SO3 + Ca(OH)2 🡪 CaSO3 + 2 H2O

0.800 moli H2SO3 in 1000 g H2O

MM H2SO3 = 82.07 g/mol massa H2SO3 = 0.800 mol \* 82.07 g/mol = 65.66 g

Massa soluzione 1 = 1065.66 g

V = Massa/densità = 1065.66 (g) / 1.23 (g/mL) = 866 mL

M = 0.800 mol / 0.866 L = 0.923 mol/L

Soluzione 1 Moli H2SO3 = 0.030 (L) \* 0.923 (mol/L) = 0.0277 mol

Soluzione 2 Moli H2SO3 = 0.100 (L) \* 0.250 (mol/L) = 0.0250 mol

***Moli*** H2SO3 ***= 0.0250 + 0.0277 = 0.0527 mol***

Moli Ca(OH)2

massa Ca(OH)2 puro = 1.65 (g) \* 95/100 = 1.568 (g)

Moli Ca(OH)2 = Massa / MM = 1.568 (g) / 74.093 (g/mol) = **0.02116 mol**

H2SO3 + Ca(OH)2 🡪 CaSO3 + H2O

Moli ***0.0527 mol* 0.02116 mol**

 **/ *0.02116 mol***

***Massa solfito di calcio 0.02116*** mol \* **120.17** g/mol = 6.333 g

1. 80 mL di una soluzione 0.600 m di acido triossosolforico (IV) (densità 1.13 g/mL) vengono mescolati con 100 mL di una soluzione 0.120 m di acido solforoso e acqua fino ad un volume finale di 550 mL. Tale soluzione viene fatta reagire con 1.65 g di idrossido di calcio puro al 90%. Calcolare la quantità massima di idrogenosolfito di calcio che si possono ottenere.

2 H2SO3 + Ca(OH)2 🡪 Ca(HSO3)2 + 2 H2O

0.600 moli H2SO3 in 1000 g H2O

MM H2SO3 = 82.07 g/mol massa H2SO3 = 0.600 mol \* 82.07 g/mol = 49.2 g

Massa soluzione 1 = 1049.2 g

V = Massa/densità = 1049.2 (g) / 1.13 (g/mL) = 928 mL

M = 0.600 mol / 0.928 L = 0.646 mol/L

Soluzione 1 Moli H2SO3 = 0.080 (L) \* 0.646 (mol/L) = 0.0517 mol

Soluzione 2 Moli H2SO3 = 0.100 (L) \* 0.120 (mol/L) = 0.0120 mol

***Moli*** H2SO3 ***= 0.0517 + 0.0120 = 0.0637 mol***

Moli Ca(OH)2

massa Ca(OH)2 puro = 1.65 (g) \* 90/100 = 1.485 (g)

Moli Ca(OH)2 = Massa / MM = 1.485 (g) / 74.093 (g/mol) = **0.02004 mol**

2 H2SO3  + Ca(OH)2 🡪 Ca(HSO3)2 + 2 H2O

Moli ***0.0637 mol* 0.02004 mol**

 **/ *0.02004 mol***

***Massa bisolfito di calcio 0.02004*** mol \* **202,22** g/mol = 12.88 g

1. 23 mL di una soluzione 0.100 m di acido diossonitrico(III) (densità 1.03 g/mL) vengono mescolati con 100 mL di una soluzione 0.0400 M di acido nitroso e acqua fino ad un volume finale di 700 mL. Tale soluzione viene fatta reagire con 0.65 g di idrossido di calcio puro al 70%. Calcolare la quantità massima in grammi di nitrito di calcio che si possono ottenere.

2 HNO2 + Ca(OH)2 🡪 Ca(NO2)2 + 2 H2O

0.100 moli HNO2 in 1000 g H2O

MM HNO2 = 47.013 g/mol massa HNO2 = 0.100 mol \* 47.013 g/mol = 4.7013 g

Massa soluzione 1 = 1004.7 g

V = Massa/densità = 1004,7 (g) / 1.03 (g/mL) = 975 mL

M = 0.100 mol / 0.975 L = 0.1025 mol/L

Soluzione 1 Moli HNO2 = 0.023 (L) \* 0.1025 (mol/L) = 0.002358 mol

Soluzione 2 Moli HNO2 = 0.100 (L) \* 0.0400 (mol/L) = 0.00400 mol

***Moli HNO2 = 0.0210 + 0.0266 mol = 0.00636 mol***

Moli Ca(OH)2

massa Ca(OH)2 puro = 0.65 (g) \* 70/100 = 0.455 (g)

Moli Ca(OH)2 = Massa / MM = 0.445 (g) / 74.093 (g/mol) = **0.00614 mol**

2 HNO2  + Ca(OH)2 🡪 Ca(NO2)2 + 2 H2O

 moli ***0.00636 mol* 0.00614 mol**

 **/ *0.00636 /2*  *mol***

***Massa nitrito di calcio 0.0636 / 2*** mol \* 164.088 g/mol = 0.522 g

Scrivere e commentare la legge cinetica per la reazione 2A +3B 🡪 C +2D

La reazione non può essere uno stadio elementare in quanto sarebbe un urto a cinque molecole mai osservato mentre sono noti al massimo urti efficaci tri-molecolari.

V = k [A][B] dove  e  sono gli ordini di reazione rispetto al reagente A e al reagente B .  e  si determinano solo per via sperimentale e, in generale, non hanno nulla a che fare con i coefficienti stechiometrici.  è l’ordine di reazione complessivo. k è la costante cinetica, cioè la velocità di reazione quando tutti i reagenti sono presenti in concentrazioni unitarie ed è legata alla temperatura attraverso l’equazione di Arrhenius (k =Ae -Ea/RT dove A è un fattore che tiene conto della geometria degli urti tra atomi o molecole, Ea è l’energia di attivazione, R è la costante dei gas ideali e T la temperatura).

Scrivere e commentare la legge cinetica per la reazione A2 + 2B2 🡪 2C +2D

La reazione può essere uno stadio elementare in quanto comporterebbe un urto efficace trimolecolare già osservato oppure potrebbe avvenire in più stadi elementari.

Caso A - reazione in più stadi elementari

V = k [A][B] dove  e  sono gli ordini di reazione rispetto al reagente A e al reagente B .  e  si determinano solo per via sperimentale e, in generale, non hanno nulla a che fare con i coefficienti stechiometrici.  è l’ordine di reazione complessivo. k è la costante cinetica, cioè la velocità di reazione quando tutti i reagenti sono presenti in concentrazioni unitarie ed è legata alla temperatura attraverso l’equazione di Arrhenius (k =Ae -Ea/RT dove A è un fattore che tiene conto della geometria degli urti tra atomi o molecole, Ea è l’energia di attivazione, R è la costante dei gas ideali e T la temperatura).

Caso B - stadio elementare – Allora la molecolarità dello stadio elementare = reazione coincide con l’ordine di reazione e potrò scrivere.

V = k [A] [B] reazione del primo ordine in A e del secondo ordine in B, reazione di ordine complessivo 3.

Scrivere e commentare la legge cinetica per la reazione A2 + B2 🡪 C +D

La reazione può essere uno stadio elementare in quanto comporterebbe un urto efficace bimolecolare già osservato oppure potrebbe avvenire in più stadi elementari.

Caso A - reazione in più stadi elementari

V = k [A][B] dove  e  sono gli ordini di reazione rispetto al reagente A e al reagente B .  e  si determinano solo per via sperimentale e, in generale, non hanno nulla a che fare con i coefficienti stechiometrici.  è l’ordine di reazione complessivo. k è la costante cinetica, cioè la velocità di reazione quando tutti i reagenti sono presenti in concentrazioni unitarie ed è legata alla temperatura attraverso l’equazione di Arrhenius (k =Ae -Ea/RT dove A è un fattore che tiene conto della geometria degli urti tra atomi o molecole, Ea è l’energia di attivazione, R è la costante dei gas ideali e T la temperatura).

Caso B - stadio elementare – Allora la molecolarità dello stadio elementare = reazione coincide con l’ordine di reazione e potrò scrivere.

V = k [A] [B] reazione del primo ordine in A e del primo ordine in B, reazione di ordine complessivo 2.

Sappiamo che il meccanismo di reazione di alcune reazioni può cambiare al variare della temperatura. Consideriamo la reazione 3A2 + 2B 🡪 C + 2D che, ad una data temperatura, avviene in tre stadi elementari, di cui il secondo è quello più lento. Commentare la velocità di reazione per quanto possibile con i pochi dati a disposizione. Commentare se in qualche altra condizione di temperatura vi aspettate che la reazione possa procedere in un unico stadio elementare.

Reazione in più stadi elementari. La velocità sarà determinata dallo stadio lento.

V = k [A][B] dove  e  sono gli ordini di reazione rispetto al reagente A e al reagente B .  e  si determinano solo per via sperimentale e, in generale, non hanno nulla a che fare con i coefficienti stechiometrici.  è l’ordine di reazione complessivo. k è la costante cinetica, cioè la velocità di reazione quando tutti i reagenti sono presenti in concentrazioni unitarie ed è legata alla temperatura attraverso l’equazione di Arrhenius (k =Ae -Ea/RT dove A è un fattore che tiene conto della geometria degli urti tra atomi o molecole, Ea è l’energia di attivazione, R è la costante dei gas ideali e T la temperatura).

La reazione non potrà mai essere uno stadio elementare in quanto comporterebbe un urto efficace che dovrebbe coinvolgere ben 5 molecole mai osservato.

45.0 g di una soluzione al 20.0 % in peso di acqua ossigenata reagisce, con 100 mL di acido perclorico 2.50 M per dare ossigeno e acido cloroso. Calcolare quanti mL di ossigeno, misurati a 700 torr e 400 °C, si possono ottenere.

  +1 -1 +7 -2 0 +3 -2

H2O2 + HClO4 → O2 + HClO2

+1 -1 0

H2O2  → O2 + 2 e

+1 -1 0

H2O2  → O2 + 2 e + 2 H+

 +7 -2 +3 -2

 ClO4-  + 4 e → ClO2-

 +7 -2 +3 -2

 ClO4-  + 4 e + 4 H+ → ClO2-

 +7 -2 +3 -2

 ClO4-  + 4 e + 4 H+ → ClO2- + 2 H2O

+1 -1 0

2H2O2  → 2 O2 + 4 e + 4 H+

2H2O2 + HClO4 → 2O2 + HClO2 + 2H2O

Massa H2O2 = 45.0 (g) \*20.0/100 = 9.00 g

Moli H2O2 = M/MM = 9.00 (g) / 34.014 (g/mol) = 0.265mol

 Moli acido perclorico = M \*V = 2.50 (mol/L)\*0.100 (L) = 0.250 mol

Reagente limitante H2O2

Moli O2 = moli H2O2 = 0.265 mol

V O2 = nRT/P = 0.265 (mol) \* 0.0821 (l atm/ K mol) \* (400 + 273) (K) / (700 /760 atm) = 15,9 L = 15900 mL

L’acido triossofosforico (III) in opportune condizioni disproporziona a acido fosforico e fosfina gassosa. A partire da 100 ml di acido triossofosforico (III) di concentrazione 3.20 m e densità 1.34 g/mL calcolare quanti mL di fosfina, misurati a 50 °C e 1,20 atm, si possono ottenere.

H3PO3 = H3PO4 + PH3(g)

+3 +5 -3

H3PO3 = H3PO4 + PH3

 +3 +5 -3

4H3PO3 = 3H3PO4 + PH3 da + 5 a +3 =2 e da -3 a +3 = 6e quindi metto un 3 davanti a acido fosforico e un 1 davanti a fosfina. Ho 4 P nei prodotti e metto un 4 davanti reagente ed è bilanciata

4H3PO3 = 3H3PO4 + PH3

Considero 3.20 moli di H3PO3 in 1000 g acqua

Massa H3PO3 3.20 (moli) \* 81.9958 (g/mol) = 262,4 (g)

Massa soluzione = 1262,4 (g)

V = M/d = 1262,4 (g) / 1.34 (g/ml) = 942 mL

M = n/V = 3.20 (mol) / 0.942 (L) = 3.40 mol/L

Moli H3PO3 = M\*V = 3.40 (mol/L) \* 0.100 (L) = 0.340 mol

Moli PH3 = ¼ moli H3PO3 = ¼ 0.340 mol = 0.0850

V PH3 = nRT/P = 0.0850 (mol) \* 0.0821 (l atm/ K mol) \* (50 + 273) (K) / (1,20 atm) = 1.878 L = 1878 mL

In un recipiente chiuso e ad elevata temperatura vengono fatte reagire 5.00 moli di vapor d’acqua con un eccesso di carbone. Si forma monossido di carbonio ed idrogeno. Sapendo che ad equilibrio raggiunto la pressione totale vale 8.18 atm e che la costante di equilibrio a tale temperatura vale 10.5 atm, calcolare le moli di monossido di carbonio presenti all’equilibrio.

C(s) + H2O(g) ⬄ CO(g) + H2 (g)

ni ecc 5

nf ecc 5-x x x

Kp = (Pco\*PH2 )/ PH2O

Pi = Xi P

Pco = PH2 = [x/(5+x)] P

PH2o = [(5-x)/(5+x)] P

Kp = (Pco\*PH2 )/ PH2O = 10.5 atm = [x/(5+x)] P \* [x/(5+x)] P / [(5-x)/(5+x)] P

= 10.5 atm = [x/(5+x)] P \* [x/(5+x)] P / (5-x)

10.5 = (8.182 \* x2) /(25-x2)

262.5 -10.5 x2 = 8.18 x2

x2 =262.5/18.68

x = 3.75

In un recipiente chiuso e ad elevata temperatura vengono fatte reagire 2.00 moli del reagente A con un eccesso di reagente B solido secondo la reazione già bilanciata A(s) + B (g) ⬄ C (g) + D (g). Sapendo che ad equilibrio raggiunto la pressione totale vale 5.00 atm e che la costante di equilibrio a tale temperatura vale 10 atm, calcolare le moli di C e quelle di D presenti all’equilibrio.

A(s) + B(g) ⬄ C(g) + D(g)

ni ecc 2.00

nf ecc 2.00-x x x

Kp = (Pc\*PD )/ PB

Pi = Xi P

Pc = PD = [x/(2.00+x)] P

PH2o = [(2.00-x)/(2.00+x)] P

Kp = (Pc\*PD )/ PB = 10 atm = [x/(2.00+x)] P \* [x/(2.00+x)] P / [(2.00-x)/(2.00+x)] P

= 10 atm = [x/(2.00+x)] P \* [x/(2.00+x)] P / (2.00-x)

10 = (5.002 \* x2) /(4.00-x2)

40.0 -10.0 x2 = 5.00 x2

x2 =40.0/15.00

x = 2.67

5.00 g di tetraossido di diazoto e 5.00 g di diossido di azoto vengono introdotti in un reattore del volume di 10.0 L a 25.0 °C. Calcolare le pressioni parziali tra i due componenti la miscela sapendo che a 25° C la costante di equilibrio vale 7.14 atm-1.

2 NO2 ⬄ N2O4 Kp = PN2O4 /(PNO2)2

reazione scritta correttamente e Kp ha le unità di misura giuste (atm-1).

MM N2O4 = 92.011 g/mol

MM NO2 = 46.0055 g/mol

moli N2O4 = 5.00 (g) / 92.011 (g/mol) = 0.0543 mol

moli NO2 = 5.00 (g) / 46.0055 (g/mol) = 0.1087 mol

PV = nRT

P N2O4 = nRT/V = 0.0543 (mol) \* 0.0821 (l atm/ K mol) \* (25 + 273) (K) / (10.0 L) = 0.1328 atm

P NO2 = nRT/V = 0.1087 (mol) \* 0.0821 (l atm/ K mol) \* (25 + 273) (K) / (10.0 L) = 0.2659 atm

Q = PN2O4 / (PNO2)2= 0.1328 atm / (0.2659 atm \* 0.2659 atm) = 1.878 atm-1

Q è inferiore a K e quindi la reazione procede da sinistra a destra quindi aumenterà la pressione dei prodotti e diminuirà quella del reagente. La pressione è proporzionale al numero di moli a T e P costanti. Quindi se la pressione del prodotto aumenta di x, quella del reagente diminuisce di 2x.

P N2O4 = 0.1328 atm + x all’equilibrio

P NO2 = 0.2659 atm -2x all’equilibrio

Kp = 7.14 = PN2O4 /(PNO2)2 =(0.1328 + x )/( 0.2659 -2x)2

= 7.14 ( 0.2659 -2x)2 = (0.1328 + x )

 0.505 -7.60x +28.6 x2 = 0.13228 +x

28.6 x2 - 8.60 x + 0.373 = 0

X = 8.60 - (73,96- 42,5)1/2 / 57,2

X = 8.60 - 5,6 /57.2 = 0.052

X = 8.60 + 5,6 /57.2 = 0.248 non ha senso P NO2 = 0.2659 atm -2x

P N2O4 = 0.1328 atm + 0.052 atm = 0.186 atm

P NO2 = 0.2659 atm -2\*0.052 atm = 0.162 atm