

Corso di Laurea in Farmacia
Esame di Chimica Generale ed Inorganica

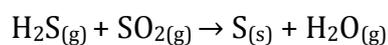
PROVA A

Esercizio 1

Calcolare la temperatura di ebollizione di una soluzione ottenuta sciogliendo 30.0 g di glucosio $C_6H_{12}O_6$ (sostanza non volatile, non dissociata) in 280 g di acqua. La costante ebullioscopica dell'acqua è $K_{eb} = 0.510 \text{ } ^\circ\text{C}\cdot\text{Kg/mol}$.

Esercizio 2

Data la seguente reazione (da bilanciare):



Quale volume di SO_2 a 1,50 atm e 310 K occorre per ricavare 900 g di zolfo?

Esercizio 3

Calcolare il pH di una soluzione contenente NH_3 0.200 M e HNO_3 0.100 M. Per NH_3 , $K_b = 1.79 \times 10^{-5}$.

Corso di Laurea in Farmacia
Esame di Chimica Generale ed Inorganica

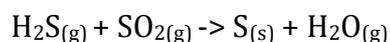
PROVA B

Esercizio 1

Calcolare la temperatura di ebollizione di una soluzione ottenuta sciogliendo 20.0 g di glucosio $C_6H_{12}O_6$ (sostanza non volatile, non dissociata) in 270 g di acqua. La costante ebullioscopica dell'acqua è $K_{eb} = 0.510 \text{ } ^\circ\text{C}\cdot\text{Kg/mol}$.

Esercizio 2

Data la seguente reazione:



Quale volume di SO_2 a 2.00 atm e 300 K occorre per ricavare 800 g di zolfo?

Esercizio 3

Calcolare il pH di una soluzione contenente NH_3 0.200 M e HNO_3 0.200 M. Per NH_3 , $K_b = 1.79 \times 10^{-5}$.

Corso di Laurea in Farmacia
Esame di Chimica Generale ed Inorganica

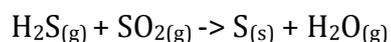
PROVA C

Esercizio 1

Calcolare la temperatura di ebollizione di una soluzione ottenuta sciogliendo 55.0 g di glucosio $C_6H_{12}O_6$ (sostanza non volatile, non dissociata) in 240 g di acqua. La costante ebullioscopica dell'acqua è $K_{eb} = 0.510 \text{ } ^\circ\text{C}\cdot\text{Kg/mol}$.

Esercizio 2

Data la seguente reazione:



Quale volume di SO_2 a 5.00 atm e 320 K occorre per ricavare 700 g di zolfo?

Esercizio 3

Calcolare il pH di una soluzione contenente NH_4NO_3 0.200 M e NaOH 0.100 M. Per NH_3 , $K_b = 1.79 \times 10^{-5}$.

RISOLUZIONI

Esercizio 1A

Calcolare la temperatura di ebollizione di una soluzione ottenuta sciogliendo 30.0 g di glucosio $C_6H_{12}O_6$ (sostanza non volatile, non dissociata) in 280 g di acqua. La costante ebullioscopica dell'acqua è $K_{eb} = 0.510 \text{ } ^\circ\text{C}\cdot\text{Kg/mol}$.

Considerando la seguente relazione:

$$\Delta T = i \cdot K_{eb} \cdot m$$

$i = 1$ $K_{eb} = 0.51 \text{ } ^\circ\text{C}\cdot\text{Kg/mol}$ $m = \text{mol soluto/Kg solvente}$

Per calcolare la molalità devo conoscere le moli di soluto

$$\text{mol soluto} = \text{g soluto/PM} = 30 \text{ g}/180.16 \text{ g/mol} = \mathbf{0.167 \text{ mol}}$$

A questo punto posso calcolare la molalità

$$m = \text{mol soluto/kg solvente} = 0.167 \text{ mol}/0.280 \text{ Kg} = \mathbf{0.595 \text{ mol/Kg}}$$

Ed il ΔT necessario per conoscere la T_{eb} della soluzione

$$\Delta T = i \cdot K_{eb} \cdot m = 1 \cdot 0.51 \text{ } ^\circ\text{C}\cdot\text{Kg/mol} \cdot 0.595 \text{ mol/Kg} = 0.30 \text{ } ^\circ\text{C}$$

$$T_{eb} = 100^\circ\text{C} + 0.30^\circ\text{C} = \mathbf{100.30^\circ\text{C}}$$

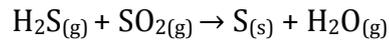
Esercizio 1A: $T_{eb} = 100.3 \text{ } ^\circ\text{C}$

Esercizio 1B: $T_{eb} = 100.2 \text{ } ^\circ\text{C}$

Esercizio 1C: $T_{eb} = 100.7 \text{ } ^\circ\text{C}$

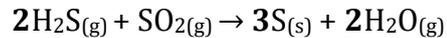
Esercizio 2A

Data la seguente reazione:



Quale volume di SO_2 a 1.50 atm e 310 K occorre per ricavare 900 g di zolfo?

Inizialmente è necessario bilanciare la reazione



Quindi calcolare le moli di S

$$\text{mol S} = \text{g/PA} = 900 \text{ g} / 32,065 \text{ g/mol} = 28.07 \text{ mol}$$

Per ottenere le moli di SO_2

$$\text{mol SO}_2 = \text{mol S} \cdot 1/3 = \mathbf{9.36 \text{ mol}}$$

A questo punto, applicando la legge dei Gas, posso calcolare il volume

$$\mathbf{PV = nRT \rightarrow V = nRT/P}$$

$$V = \frac{9,36 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ L} \cdot \text{atm} / (\text{mol} \cdot \text{K}) \cdot 310 \text{ K}}{1,5 \text{ atm}} = \mathbf{158,6 \text{ L}}$$

Esercizio2A: $V = 158.6 \text{ L}$

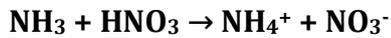
Esercizio2B: $V = 102.3 \text{ L}$

Esercizio2C: $V = 38.2 \text{ L}$

Esercizio 3A

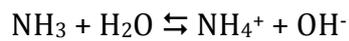
Calcolare il pH di una soluzione contenente NH_3 0.200 M e HNO_3 0.100 M. Per NH_3 , $K_b = 1.79 \times 10^{-5}$.

Scrivo la reazione tra la base debole ammoniacca e l'acido forte acido nitrico:



0.200 0.100 0.100 0.100

In seguito alla reazione 0.100 moli/L di ammoniacca si sono convertite nell'acido coniugato ammonio, mentre 0.100 moli/L restano inalterate: si è formato un sistema tampone.



I 0.100 0.100

V -x +x +x

E 0.100-x 0.100+x x

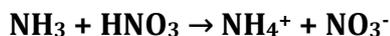
$$K_b = [\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]/[\text{NH}_3] = (0.100+x)x/0.100-x$$

Trascuro la x nella somma e nella sottrazione, e ottengo $x = [\text{OH}^-] = K_b = 1.79 \times 10^{-5}$. Il pH è pertanto uguale a $14.000 - (-\log K_b) = \mathbf{9.253}$.

Esercizio 3B

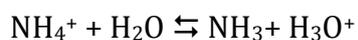
Calcolare il pH di una soluzione contenente NH_3 0.200 M e HNO_3 0.200 M. Per NH_3 , $K_b = 1.79 \times 10^{-5}$.

Scrivo la reazione tra la base debole ammoniacca e l'acido forte acido nitrico:



0.200 0.200 0.200 0.200

In seguito alla reazione, tutte le 0.200 moli/L di ammoniacca si convertono nell'acido coniugato ammonio; poiché questo è l'unica specie di media forza presente al termine della reazione di neutralizzazione (dal momento che anche tutto l'acido nitrico si è consumato), il pH sarà acido. Infatti, la base che si è formata, lo ione nitrato, è una base debolissima che quindi non influenza il pH (in altre parole, si ottiene una soluzione di nitrato di ammonio, sale a idrolisi acida).



I 0.200

V -x +x +x

E 0.200-x x x

$$K_a = K_w / K_b = 5.59 \times 10^{-10} = [\text{NH}_3][\text{H}_3\text{O}^+] / [\text{NH}_4^+] = x^2 / 0.200 - x$$

Trascuro la x a denominatore, e ottengo $x = [\text{H}_3\text{O}^+] = (0.200 K_a)^{1/2} = 1.06 \times 10^{-5}$. Il pH è pertanto uguale a **4.975**.

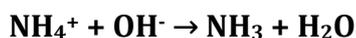
Esercizio 3C

Calcolare il pH di una soluzione contenente NH_4NO_3 0.200 M e NaOH 0.100 M. Per NH_3 , $K_b = 1.79 \times 10^{-5}$.

Scrivo la dissociazione del sale: $\text{NH}_4\text{NO}_3 \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{NO}_3^-$

Lo ione nitrato è una base debolissima, mentre lo ione ammonio è un acido di media forza.

Scrivo la reazione di neutralizzazione tra lo ione ammonio e l'idrossido di sodio (in forma ionica):



0.200 0.100 0.100 0.100

In seguito alla reazione 0.100 moli/L di ione ammonio si convertono nella base coniugata ammoniacca, mentre 0.100 moli/L restano inalterate: si è formato un sistema tampone.



I 0.100 0.100

V -x +x +x

E 0.100-x 0.100+x x

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = \frac{(0.100+x)x}{0.100-x}$$

Trascuro la x nella somma e nella sottrazione, e ottengo $x = [\text{OH}^-] = K_b = 1.79 \times 10^{-5}$. Il pH è pertanto uguale a $14.000 - (-\log K_b) = \mathbf{9.253}$.