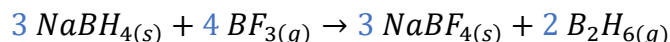


Esercizio 1. Il gas diborano (B_2H_6) può essere ottenuto dalla reazione:



Partendo da 18.9 g di $NaBH_4$ e da 51.2 g di BF_3 si ottengono 7.50 g di B_2H_6 .

Quanto è la massima quantità di diborano che si può formare e qual è la resa percentuale della reazione?

I pesi molecolari delle sostanze che ci interessano per l'esercizio valgono:

$$NaBH_4 = 37.83 \text{ g/mol}$$

$$BF_3 = 67.81 \text{ g/mol}$$

$$B_2H_6 = 27.67 \text{ g/mol}$$

Le moli di $NaBH_4$ sono $18.9 / 37.83 = 0.500 \text{ mol}$

Le moli di BF_3 sono $51.2 / 67.81 = 0.755 \text{ mol}$

A partire dalle moli di $NaBH_4$ posso calcolare le moli di BF_3 richieste teoricamente:

$$\frac{0.500 \times 4}{3} = 0.667 \text{ mol di } BF_3$$

Avendone a disposizione 0.755 moli ($>0.667 \Rightarrow$ eccesso) il reagente limitante è $NaBH_4$

Le moli di B_2H_6 teoriche saranno quindi:

$$\frac{0.500 \times 2}{3} = 0.333 \text{ mol di } B_2H_6$$

Queste moli corrispondono a $0.333 \text{ mol} \times 27.67 \text{ g/mol} = 9.214 \text{ g di } B_2H_6$.

Dal momento che ne sono stati ottenuti solo 7.50 g la resa percentuale della reazione sarà:

$$\text{resa \%} = \frac{7.50}{9.214} \times 100 = 81.40 \%$$

Esercizio 2. Un soluto non volatile Z viene solubilizzato in tetracloruro di carbonio (CCl_4). Vengono utilizzati 343.4 g di CCl_4 e 8.81 di Z. La soluzione risultante bolle alla temperatura di 79.0°C . Determinare la molalità della soluzione e la massa molare di Z sapendo che il punto di ebollizione del CCl_4 è di 76.7°C .
[$K_{\text{eb}}(\text{CCl}_4) = 5.03 \text{ K Kg} / \text{mol}$]

CCl_4 è il solvente della soluzione mentre Z è il soluto non volatile e indissociato quindi $i = 1$. Sapendo i punti di ebollizione della soluzione (79.0°C) e del solvente puro (76.7°C) possiamo calcolare il $\Delta T_{\text{eb}} = (T_{\text{eb}})_{\text{slz}} - (T_{\text{eb}})_{\text{slv}} = 79.0 - 76.7 = 2.3^\circ\text{C} = 2.3 \text{ K}$

Dalla formula:

$$\Delta T_{\text{eb}} = i \times m \times K_{\text{eb}} = 1 \times m \times 5.03 = 2.3$$

Possiamo calcolare la molalità della soluzione:

$$m = \frac{2.3 \text{ K}}{5.03 \text{ K Kg mol}^{-1}} = 0.457 \text{ mol/Kg}$$

Quindi se ogni 1000 g di solvente sono contenute 0.457 moli di soluto Z, in 343.4 g ne conterranno:

$$\text{moli Z in } 343.4 \text{ g di } \text{CCl}_4 = \frac{343.4}{1000} \times 0.457 = 0.157 \text{ mol}$$

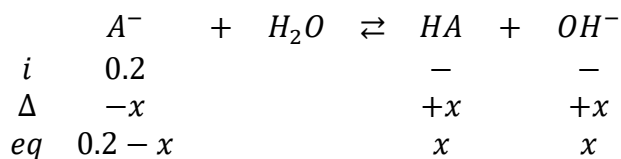
Queste moli corrispondono agli 8.81 g di Z, quindi la massa molare di Z sarà:

$$MM(Z) = \frac{g \text{ Z}}{\text{moli Z}} = \frac{8.81 \text{ g}}{0.157 \text{ mol}} = 56.11 \text{ g/mol}$$

Esercizio 3. Calcolare il pH di una soluzione di sale NaA 0.20 M. La costante acida dell'acido HA vale 5.12×10^{-10} . Il nome dell'acido HA è acido ortoarsenioso; è un acido poliprotico. Scrivere la formula e la reazione acido base di prima deprotonazione.

La costante basica di A^- si può calcolare dalla K_a :

$$K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{1 \times 10^{-14}}{5.12 \times 10^{-10}} = 1.953 \times 10^{-5}$$



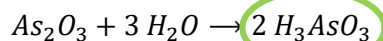
$$K_b = \frac{x^2}{0.2 - x} = 1.953 \times 10^{-5}$$

$$x = 1.967 \times 10^{-3} = [OH^-]$$

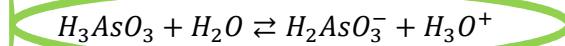
$$pOH = -\log_{10}[OH^-] = -\log_{10} 1.967 \times 10^{-3} = 2.71$$

$$pH = 14 - pOH = 14 - 2.71 = 11.29$$

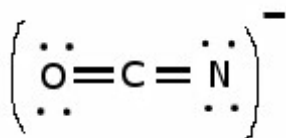
La formula dell'acido ortoarsenioso è omologa a quella dell'acido ortofosforoso in cui P e As hanno numero di ossidazione +3 e si formano dalle rispettive anidridi reagendo con 3 molecole di acqua:



La reazione di prima dissociazione è:



Esercizio 4. Indicare per ognuno dei tre atomi della seguente molecola la carica formale ed il numero di ossidazione.



CF (O) : 0

CF (C) : 0

CF (N) : -1

NO_x (O) : -2

NO_x (C) : +4

NO_x (N) : -3

Esercizio 5. Scrivere quale atomo all'interno delle seguenti serie presenta elettronegatività maggiore e raggio minore:

		elettroneg.	raggio
a)	O, S, Se, Ba	O	O
b)	Sb, As, P, N	N	N
c)	F, O, As, Hg	F	F