

$M_{\text{SnSO}_4} = 214,7 \text{ g/mol}$   
 $M_{\text{HNO}_3} = 63 \text{ g/mol}$

$n_{\text{HNO}_3} = 500 \text{ ml} \times 1,125 \text{ g/ml} \times 0,21 / 63 \text{ g/mol} = 1,875 \text{ mol HNO}_3$  potono omolare 1,875/2 ml

$V_{\text{NO}_2} = 1,875 \times 0,082 \times 298 = 45,8 \text{ l}$

$201,3 \text{ g SnSO}_4$

Calcolare la massa di solfato di stagno (II) che può essere ossidata a stagno (IV) in ambiente acido per acido solforico da 500 ml di una soluzione di HNO<sub>3</sub> al 21% in peso (d 1.125 g/ml), e il volume di NO<sub>2</sub> (25°C, 1 atm) che si forma. Bilanciare la reazione in forma neutra. PA Sn 118.7 u.m.a

$P_{\text{H}_2\text{O}} = 20 \text{ torr}$

$X_{\text{H}_2\text{O}} = 20/756 = 0,026$

$\bar{M} = 18 \times 0,026 + 28 \times 0,974 = 27,74 \text{ g/mol}$

$P_{\text{N}_2} = 756 - 20 = 736 \text{ torr}$

$X_{\text{N}_2} = 736/756 = 0,974$

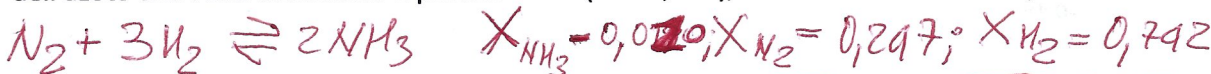
$d = \bar{P} \bar{M} / RT = 756 \times 27,74 / 760 \times 0,082 \times 295 = 1,241 \text{ g/l}$

$m_{\text{N}_2} = P_{\text{N}_2} V / RT = 736 \times 3 / 760 \times 0,082 \times 295 = 0,120$

$V_{\text{N}_2} = m_{\text{N}_2} RT / P = 0,120 \times 0,082 \times 273 = 2,69 \text{ l}$

$d_{\text{N}_2 \text{ saturo}} = \bar{P} \bar{M} / RT = 1 \times 28 / 0,082 \times 273 = 1,251 \text{ g/l}$

Calcolare la densità di 3.00 l di azoto saturo di vapor d'acqua a 22°C e 756 torr. Calcolare, inoltre, il volume dell'azoto una volta disidratato e portato a c.n. (1 atm, 0°C), e la sua nuova densità. (P°H<sub>2</sub>O 22°C = 20 torr).

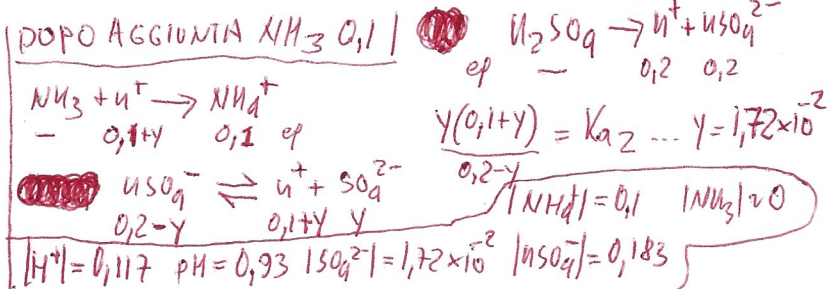
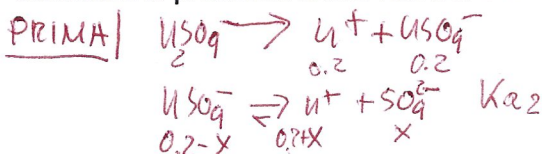


ep  $1-x \quad 3-3x \quad 2x$

$X_{\text{NH}_3} = \frac{2x}{n_{\text{tot}}} = \frac{2x}{4-2x} = 0,010 \Rightarrow x = 0,0198$

$K_p = \frac{P_{\text{NH}_3}^2}{P_{\text{N}_2}^3 P_{\text{H}_2}^3} = \frac{X_{\text{NH}_3}^2}{X_{\text{N}_2}^3 X_{\text{H}_2}^3} \times \frac{1}{P^2} = 5 \times 10^{-8}$

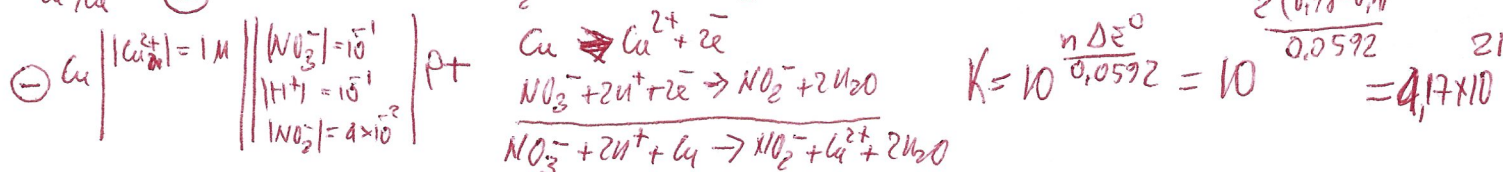
Data la reazione in fase gas  $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$  partendo da 1 mole di N<sub>2</sub> e 3 moli di H<sub>2</sub> si raggiunge l'equilibrio, ad una certa temperatura, quando la frazione molare di ammoniaca è pari a 0.010. In queste condizioni la pressione totale vale 140 atm. Calcolare la costante K<sub>p</sub> della reazione.



$X = \frac{0,2+x}{0,2-x} = K_{a2} \Rightarrow x = 0,0198$   
 $[\text{H}^+] = 0,210 \quad \text{pH} = 0,68$

Calcolare la concentrazione di tutte le specie (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, HSO<sub>4</sub><sup>-</sup>, SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>, H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>, OH<sup>-</sup>, NH<sub>3</sub>, NH<sub>4</sub><sup>+</sup>) e il pH di un litro di una soluzione 0.2 mol/l di H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> a) prima e b) dopo l'aggiunta di 0.1 moli di NH<sub>3</sub>. Trascurare la variazione di volume. (K<sub>a2</sub> H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> 1.1 x 10<sup>-2</sup>; K<sub>b</sub> NH<sub>3</sub> 1.8 x 10<sup>-5</sup>)

$E = 0,34 \text{ V} = E^\circ$   $E_{\text{NO}_3^-/\text{NO}_2^-} = 0,98 - \frac{0,0592}{2} \log \frac{0,04}{10^{-2} \times 10^1} = 0,93 \text{ V}$   $f.e.m. = 0,59 \text{ V}$



Una pila è costituita da una semicella con un elettrodo di rame in una soluzione di CuSO<sub>4</sub> 1.0 mol/l, e da una semicella con un elettrodo di platino in una soluzione a pH 1.00 contenente ioni NO<sub>3</sub><sup>-</sup> 0.1 mol/l e ioni NO<sub>2</sub><sup>-</sup> 0.04 mol/l. Scrivere lo schema della pila, calcolarne la f.e.m., scrivere le reazioni elettrodiche e quella globale, e calcolare la costante di equilibrio della reazione. (E°(Cu<sup>2+</sup>/Cu) 0.34 V; E°(NO<sub>3</sub><sup>-</sup>/NO<sub>2</sub><sup>-</sup>) 0.98 V).