

**FACOLTÀ DI FARMACIA E MEDICINA**  
**Soluzioni prova scritta di Chimica Generale ed Inorganica 22 gennaio 2024**

**COMPITO 2**

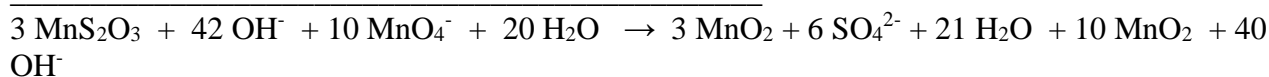
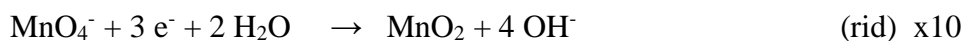
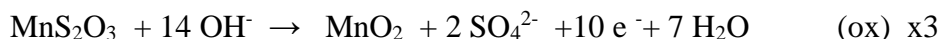
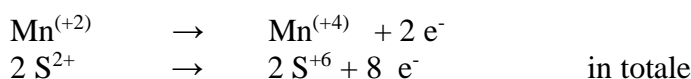
1. Bilanciare in forma molecolare la seguente reazione di ossidoriduzione:



Calcolare quanti grammi di  $\text{MnO}_2$  si possono ottenere, secondo la reazione bilanciata, mettendo a reagire 500 mL di una soluzione 0,680 m di  $\text{MnS}_2\text{O}_3$  ( $d = 1,130 \text{ g/mL}$ ) con 47,2 g di  $\text{KMnO}_4$  ed un eccesso di  $\text{KOH}$ .

(Pesi atomici (u): O = 16,0; K = 39,0; S = 32,0; Mn = 55,0; H = 1,0)

**Svolgimento:**



Semplificando:



Ed in forma molecolare:



-peso della soluzione 0,680 m di  $\text{MnS}_2\text{O}_3$ : g soluzione =  $1000 + (0,680 \times 167) = 1113,56$

che corrisponde ad un volume:  $V \text{ soluz} = g/d = 1113,56 / 1,130 = 985,45 \text{ ml}$

dunque:  $0,680 \text{ moli} : 985,45 \text{ mL} = x \text{ moli} : 500 \text{ mL}$ ;

$x \text{ moli} = 0,68 \times 500 / 985,45 = 0,345/3 = 0,115$

- moli di  $\text{KMnO}_4 = 47,2/158 = 0,299/10 = 0,0299$  **DIFETTO**

$0,299 \text{ moli} : 10 = \text{moli MnO}_2 : 13$        $\text{moli MnO}_2 = (0,299 \times 13)/10 = 0,389$

pari a  $g = \text{moli} \times \text{PM} = 0,389 \times 87 = \mathbf{33,8 \text{ g}}$

2. A 250 mL di una soluzione di NaOH al 10% in peso con densità 0.9575 g/mL vengono aggiunti 110 mL di NaOH al 15% in peso con densità uguale a 0.9396 g/mL. Determinare:

a) la molalità di NaOH; b) la sua frazione molare, nella soluzione risultante dal mescolamento.

(Pesi atomici, u: H = 1,0; O = 16,0; Na = 23,0)

---

**Svolgimento:**

$$\text{a) } g \text{ NaOH} = (d \cdot V \cdot \% / 100)_1 + (d \cdot V \cdot \% / 100)_2 =$$

$$= (0.9575 \text{ g/mL} \cdot 250 \text{ mL} \cdot 0.1) + (0.9396 \text{ g/mL} \cdot 110 \text{ mL} \cdot 0.15) = 39.441 \text{ g}$$

$$g \text{ H}_2\text{O} = g_{\text{tot}} - g_{\text{NaOH}} = [(0.9575 \text{ g/mL} \cdot 250 \text{ mL}) + (0.9396 \text{ g/mL} \cdot 110 \text{ mL})] - 39.441 = 303.29 \text{ g}$$

$$m = n/\text{kg} = (39.441 \text{ g}/40 \text{ g/mol})/0.30329 \text{ kg} = \mathbf{3.251 \text{ mol/kg}}$$

$$\text{b) } X = \frac{\frac{39.441 \text{ g}}{40 \text{ g/mol}}}{\frac{39.441 \text{ g}}{40 \text{ g/mol}} + \frac{303.29 \text{ g}}{18 \text{ g/mol}}} = \mathbf{0.0553}$$

3. In un recipiente vuoto, del volume di 1,00 L, riscaldato a 275°C, si introduce NH<sub>3</sub> ad una pressione iniziale di 90,0 atm. Si stabilisce quindi l'equilibrio gassoso omogeneo:



Raggiunto l'equilibrio, la pressione parziale di N<sub>2</sub> è 8,01 atm.

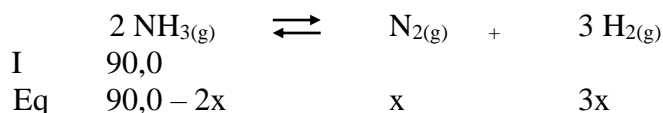
Determinare la K<sub>p</sub> della reazione a 275°C.

Determinare inoltre quante moli di N<sub>2</sub> occorre aggiungere all'equilibrio per ottenere una pressione di NH<sub>3</sub> di 80,0 atm. Considerare costante la temperatura.

(Pesi atomici (u): C = 12,0; O = 16,0; Br = 79,9)

### Svolgimento:

Determinazione delle costanti di equilibrio:



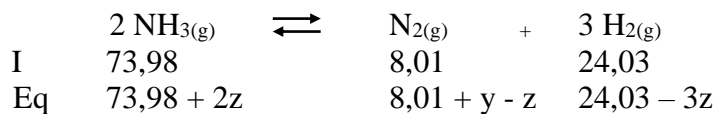
$$p(\text{N}_2) = x = 8,01 \text{ atm}$$

$$p(\text{NH}_3) = 90,0 - 2x = 73,98 \text{ atm}$$

$$p(\text{H}_2) = 3x = 24,03 \text{ atm}$$

$$K_p = \frac{p(\text{N}_2) \times p(\text{H}_2)^3}{p(\text{NH}_3)^2} = 20,31$$

Determiniamo ora le moli di N<sub>2</sub> da aggiungere:



$$p'(\text{NH}_3) = 80,0 = 73,98 + 2z \Rightarrow z = 3,01 \text{ atm}$$

$$p'(\text{N}_2) = 8,01 + y - z = 5,00 + y$$

$$p'(\text{H}_2) = 24,03 - 3z = 15,00 \text{ atm}$$

$$K_p = \frac{p(\text{N}_2) \times p(\text{H}_2)^3}{p(\text{NH}_3)^2} = \frac{(5,00 \text{ atm} + y)(15,00)^3}{80,0^2} = 20,31$$

$$16875 + 3375 y = 129984 \Rightarrow y = 33,5 \text{ atm} = p(\text{N}_2)_{\text{agg}}$$

$$n\text{N}_2 = p(\text{N}_2)_{\text{agg}} V / (RT) = 33,5 \times 1,0 / (548 \times 0,0821) = 0,74 \text{ mol}$$