

Tutorato di chimica generale

Tutor: Riva Laura



POLITECNICO
MILANO 1863

Per registrare la presenza al tutorato:

Vai sul sito: www.tutorapp.polimi.it (link in chat)

Inserisci il mio codice persona e regista la tua presenza:

10402807

O scansiona il QR code:



POLITECNICO
MILANO 1863

Tema d'esame



POLITECNICO
MILANO 1863

ESERCIZI

1. A 700°C la miscela gassosa per la seguente reazione (da bilanciare):



ha, all'equilibrio, la seguente composizione (% in volume): CO = 30%, CO₂ = 70%. In un reattore si introducono 7.00 moli di Fe₃O₄, 5.00 moli di CO e 2.50 moli di CO₂. Determinare quante moli dei due gas e quanti grammi di Fe₃O₄ sono presenti all'equilibrio, assumendo che i volumi dei solidi siano trascurabili rispetto a quelli dei gas.

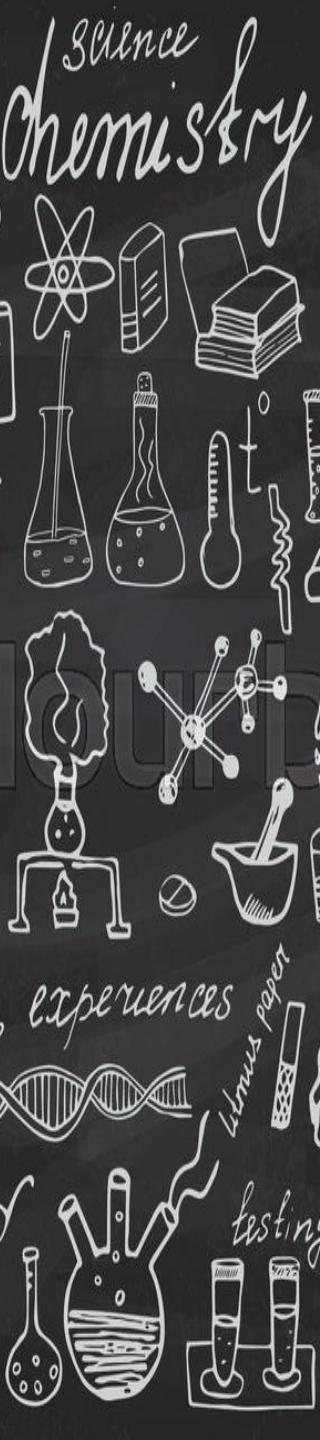
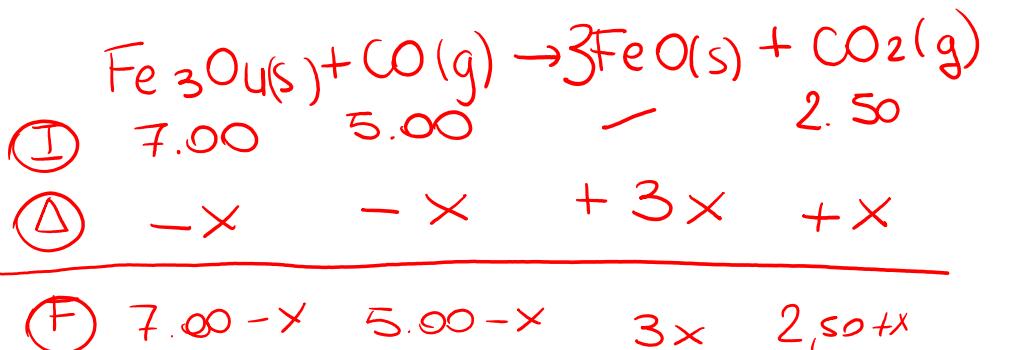
In che modo cambierebbe il risultato della reazione se avessimo avuto inizialmente già 3.0 moli di FeO_(s)?



$$\frac{p(\text{CO})}{p(\text{CO}_2)} = \frac{p \cdot 0,3}{p \cdot 0,7} \quad K_p = \frac{p(\text{CO}_2)}{p(\text{CO})} = \frac{p \cdot 0,7}{p \cdot 0,3} = 2,333 = K_p = K_c$$

$$K_p = K_c \rightarrow K_c = \frac{n(\text{CO}_2)}{n(\text{CO})} = 2,333$$

$$K_c = \frac{2,50+x}{5,00-x} = 2,333$$



$$\frac{2,50+x}{5,00-x} = 2,333 \rightarrow \text{RISOLVO} \rightarrow x = 2,75$$

$$n(\text{CO})_{\text{eq}} = 5,00 - x = 5,00 - 2,75 = 2,25 \text{ } \textcircled{*}$$

$$n(\text{CO}_2)_{\text{eq}} = 2,50 + x = 2,50 + 2,75 = 5,25 \text{ } \textcircled{*}$$

$$n(\text{Fe}_3\text{O}_4)_{\text{eq}} = 7,00 - x = 7,00 - 2,75 = 4,25 \text{ mol}$$

$$\text{PM}(\text{Fe}_3\text{O}_4) = 231,53 \text{ g/mol}$$

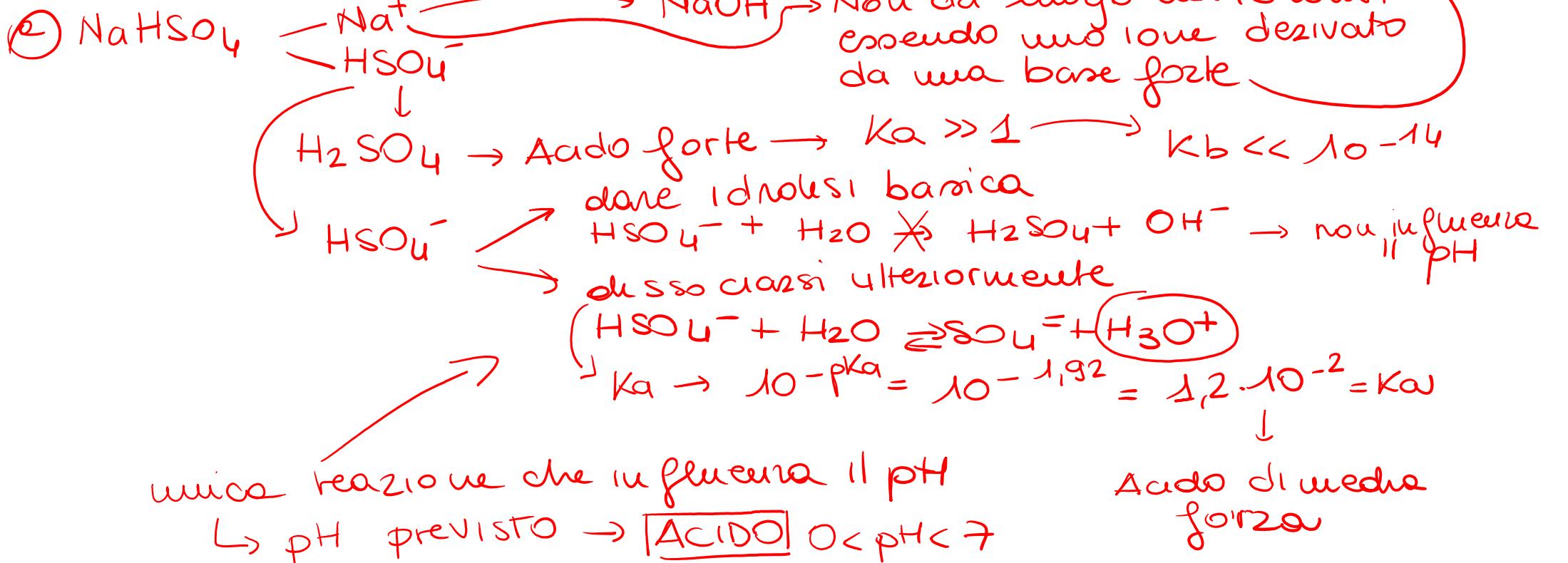
$$g(\text{Fe}_3\text{O}_4) = 231,53 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot 4,25 \text{ mol} = 984,0 \text{ g} \text{ } \textcircled{*}$$

L'equilibrio rimane inalterato anche dopo l'aggiunta di 3,0 mol di $\text{FeO}(\text{s})$.

ESERCIZI

2. 5.00 g di idrogenosolfato di sodio (NaHSO_4) vengono sciolti in 250 mL di acqua. Noto che per l'acido solforico si ha $\text{pK}_{\text{a}} = 1.92$:

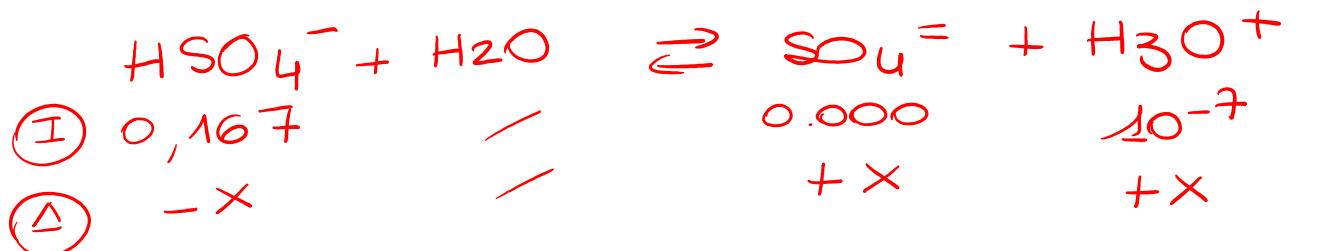
- prevedere qualitativamente quali ioni parteciperanno alla determinazione del pH della soluzione finale e se questa sarà acida, neutra o basica;
- calcolare il pH della soluzione finale.



b) 5.00g NaHSO₄ in 250mL H₂O PM(NaHSO₄) = 120,06 g/mol

$$\text{mol (NaHSO}_4\text{)} = \frac{5.00 \text{ g}}{\text{PM}} = \frac{5.00 \text{ g}}{120,06 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,0416 \text{ mol}$$

$$[\text{HSO}_4^-] = \frac{0,0416 \text{ mol}}{0,250 \text{ L}} = 0,167 \frac{\text{mol}}{\text{L}} (\text{M})$$



$$K_a = \frac{x \cdot x}{0,167} \rightarrow 1,2 \cdot 10^{-2} = \frac{x^2}{167} \rightarrow x = 0,045$$

x NON è trascurabile

RISOLVO senza trascurare x

$$K_a = \frac{x \cdot x}{0,167 - x} = \frac{x^2}{0,167 - x} = 1,2 \cdot 10^{-2} \rightarrow x^2 + 0,012x - 0,002 = 0$$

Risolvendo

$$x = 0,0396$$

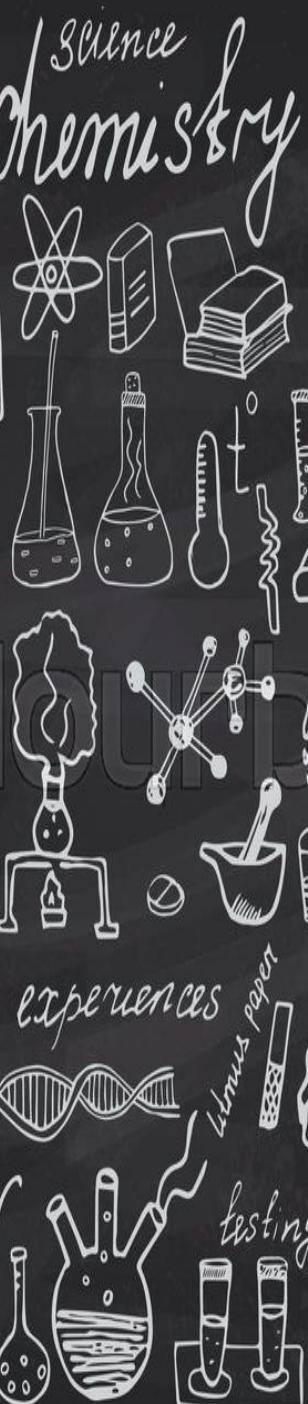


$$x = 0,0396$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,0396 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (0,0396) = 1,402$$

pH



ESERCIZI

3. Una pila a T=25°C è costituita dalle seguenti due semicelle:

- 1) un elettrodo di Pb immerso in una soluzione acquosa satura di PbBr_2 , (contente quindi anche $\text{PbBr}_{2(s)}$) nonché anche $\text{NaBr}_{(aq)}$, quest'ultimo con una concentrazione 0.50 M;
- 2) un elettrodo di Ni immerso in una soluzione di $\text{NiSO}_{4(aq)}$ con una concentrazione 0.010M.

Noto che a T = 25°C, $K_{ps}(\text{PbBr}_2) = 6.3 \cdot 10^{-6}$, determinate il potenziale di ciascuno dei due elettrodi, spiegando anche qualitativamente perché differiscono molto dai valori in condizioni standard. Fate poi un disegno della pila indicando catodo, anodo, polarità degli elettrodi, circolazione degli elettroni etc., precisando anche quale reazione avviene complessivamente.

Che valore avranno la fem ed il ΔG iniziali della pila? Spiegate infine quale valore dovrebbe raggiungere la concentrazione di $\text{NiSO}_{4(aq)}$ perché la pila smetta di funzionare.

All'elettrodo di Nickel si ha la reazione



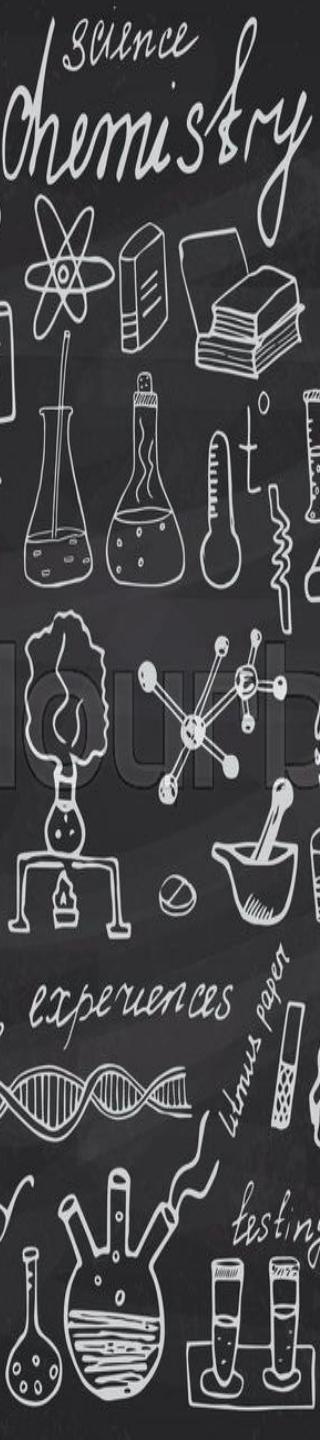
Solfato di Nickel $\text{NiSO}_4 \rightarrow$ sale solubile $\rightarrow [\text{Ni}^{2+}] = 0.010 \text{ mol/L}$

Potenziale di semielemento

$$E_{\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}^{\circ}} = E^{\circ}_{\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}} + \frac{0.059}{n} \cdot \log [\text{Ni}^{2+}] \rightarrow \text{equazione di Nernst}$$

$$= -0.25 + \frac{0.059}{2} \log(0.010) = -0.31 \text{ V}$$

da tabella



All'altro elettrodo avviene la reazione: $Pb(s) \rightarrow Pb^{2+}(aq) + 2e^-$

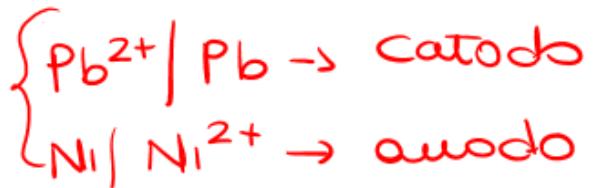
Il potenziale sarà $E_{Pb^{2+}/Pb} = E_{Pb^{2+}/Pb}^\circ + \frac{0.059}{n} \log [Pb^{2+}]$

$E_{Pb^{2+}/Pb} = -0.126 + \frac{0.059}{2} \log (2,5 \cdot 10^{-5})$
da tavelle
 $= -0,26$

Potenziali di riduzione:

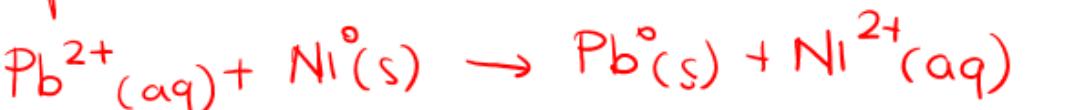
$$E_{Ni^{2+}/Ni} = -0,31 V \rightarrow \text{SI OSSIDA}$$

$$E_{Pb^{2+}/Pb} = -0,26 V \rightarrow \text{SI RIDUCE}$$



- I potenziali dei due elettrodi sono molto diversi da quelli standard perché le [] delle specie coinvolte sono molto lontane dalle [] 1M

- La reazione complessiva bilanciata sarà



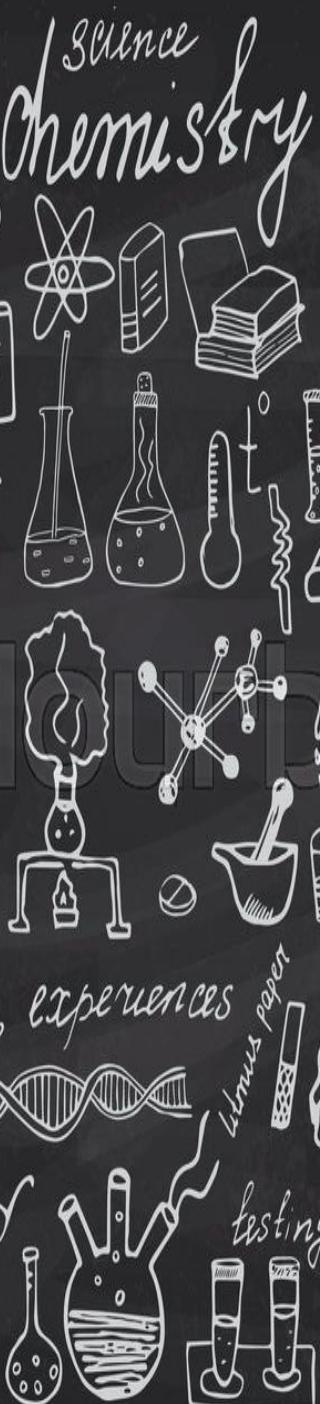
- La pila si presenta così: (vedi pag. successiva)

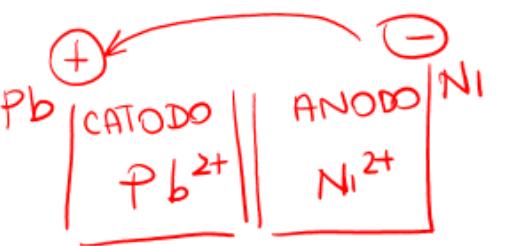
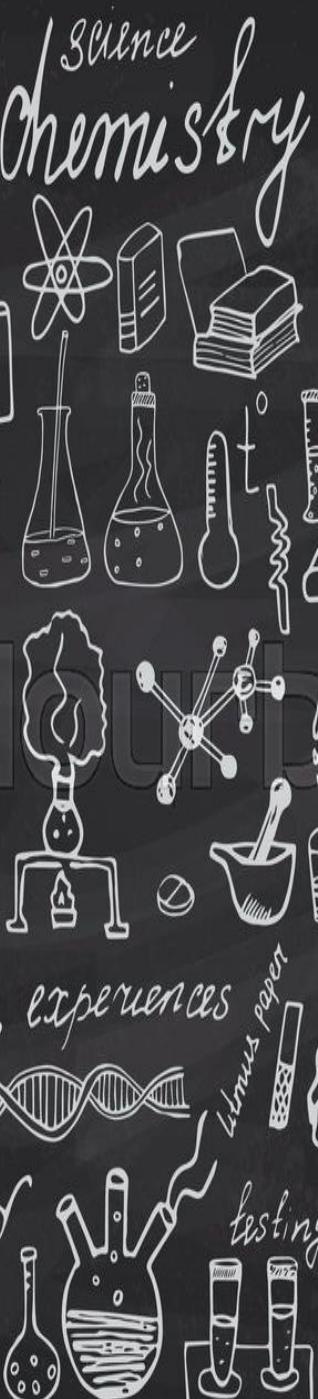
[Pb^{2+}] dipende dalla K_{ps} sale poco solubile

$K_{ps} = [Pb^{2+}][Br^-]^2 = 6,3 \cdot 10^{-6}$

$[Br^-] = 0,50 M \rightarrow [Pb^{2+}] = \frac{K_{ps}}{[Br^-]^2}$

$[Pb^{2+}] = 2,5 \cdot 10^{-5}$





$$- \varrho_{\text{em}} = \Delta E = E_{\text{catodo}} - E_{\text{anodo}} = -0,26 - (-0,31) = 0,05 \text{ V}$$

$$- \Delta G = -2F\Delta E = -2 \cdot (96485 \frac{\text{C}}{\text{mol}}) \cdot 0,05 \text{ V} = -9,6 \text{ kJ}$$

Perché la pila smetta di funzionare $\rightarrow \varrho_{\text{em}} = 0 \quad E = 0 \rightarrow -0,26 - x = 0$
 $x = -0,26$

$$E_{\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}} = E^{\circ}_{\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}} + \frac{0,059}{2} \log[\text{Ni}^{2+}]$$

$$\log[\text{Ni}^{2+}] = \frac{(E_{\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}} - E^{\circ}_{\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}}) \cdot 2}{0,059} =$$

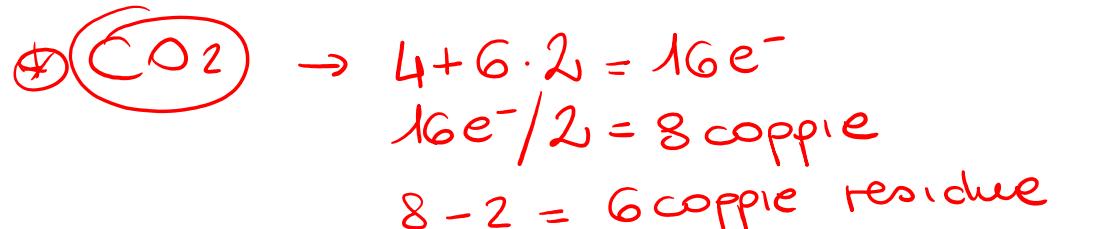
$$= \frac{(-0,26 + 0,25) \cdot 2}{0,059} = -0,34$$

$$[\text{Ni}^{2+}] = 10^{-0,34} = 0,47 \text{ mol/L} \rightarrow \text{concentrazione alla quale la pila smette di funzionare}$$

Il potenziale del catodo deve avere questo valore

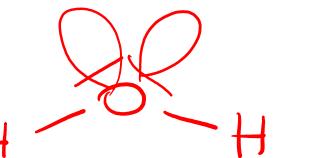
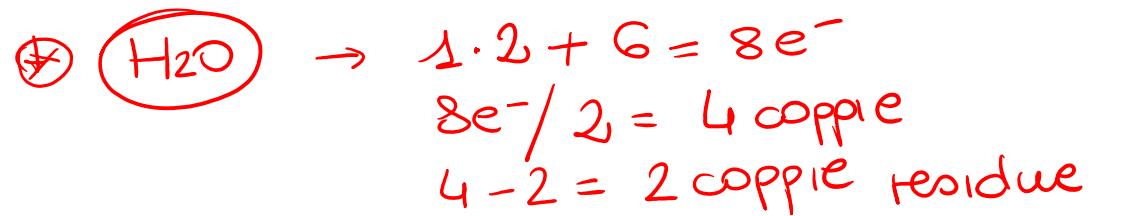
ESERCIZI

4. Determinare le strutture di Lewis e la geometria molecolare secondo la VSEPR per le seguenti molecole: CO₂, H₂O, COCl₂, NaCN, NO₂⁻, XeF₄



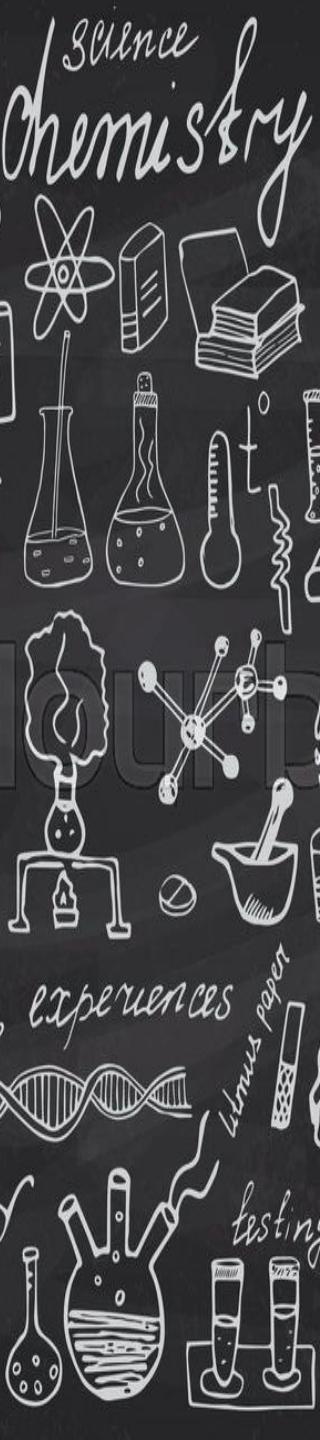
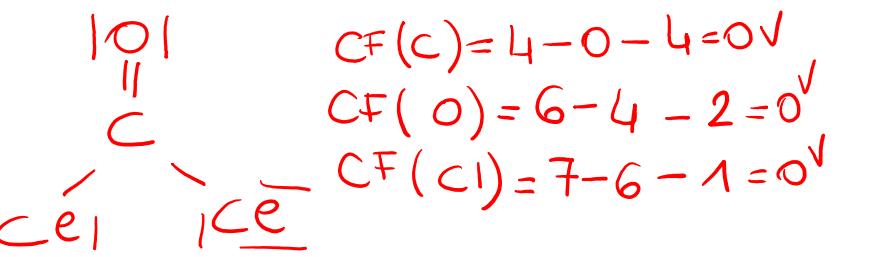
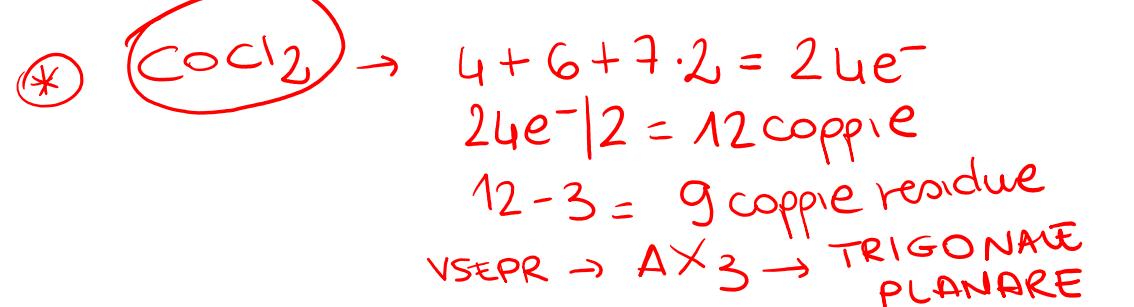
$$\begin{aligned}\text{CF(O)} &= 6 - 4 - 2 = 0 \checkmark \\ \text{CF(C)} &= 4 - 0 - 4 = 0 \checkmark\end{aligned}$$

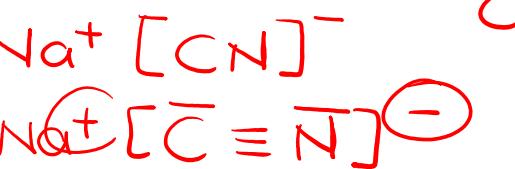
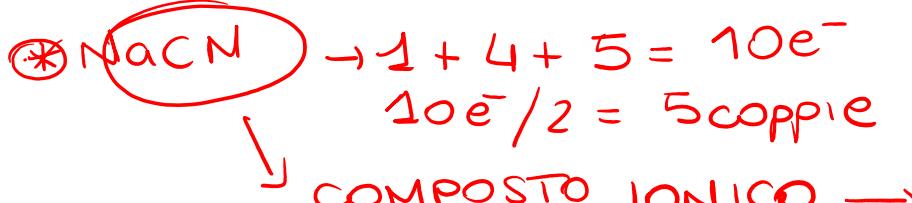
VSEPR → AX₂ → LINEARE



$$\begin{aligned}\text{CF(H)} &= 1 - 0 - 1 = 0 \checkmark \\ \text{CF(O)} &= 6 - 4 - 2 = 0 \checkmark\end{aligned}$$

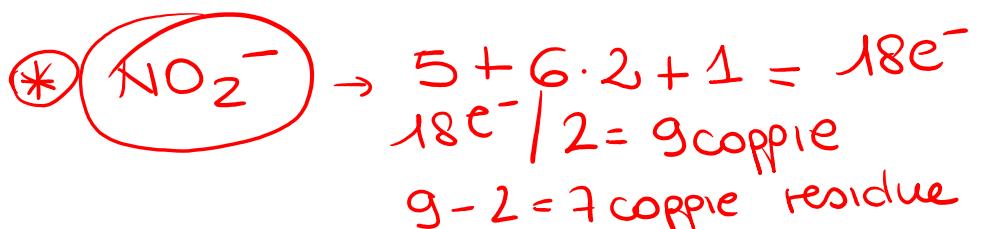
VSEPR → AX₂E₂ → GEOMETRIA PIEGATA



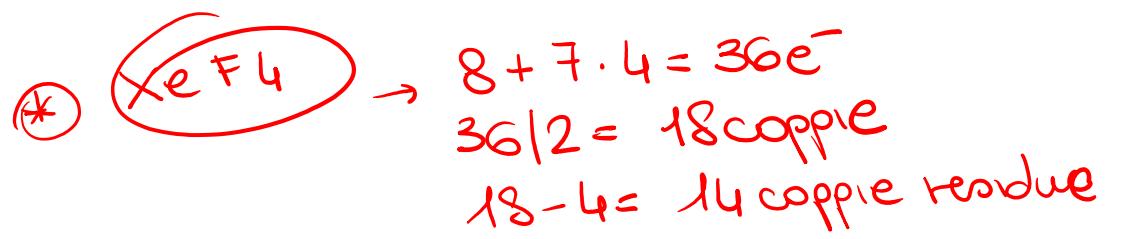


$$\begin{aligned} \text{CF(C)} &= 4 - 2 - 3 = -1 \\ \text{CF(N)} &= 5 - 2 - 3 = 0 \checkmark \end{aligned}$$

VSEPR \rightarrow non determinabile

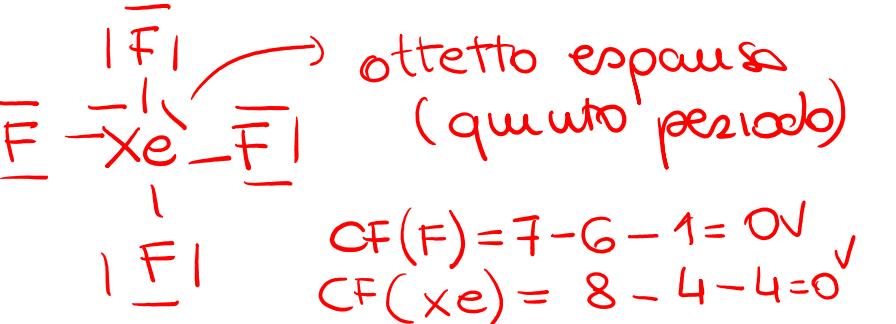
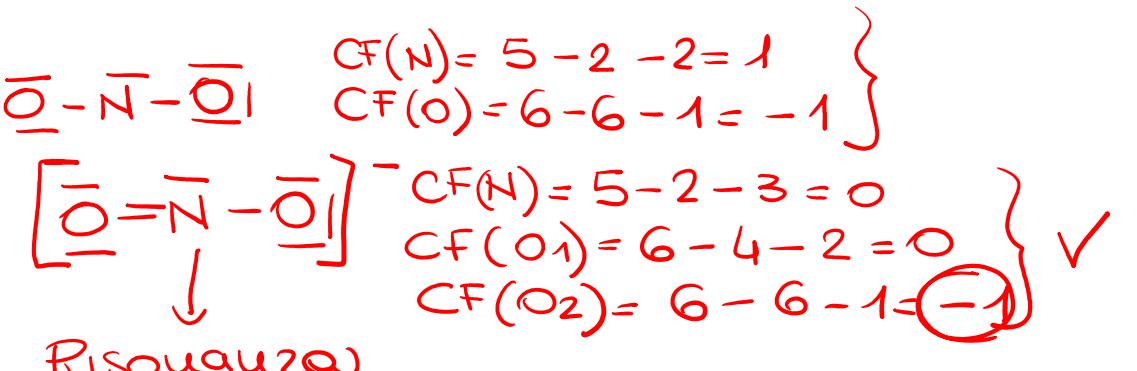


VSEPR $\rightarrow \text{AX}_2\text{E}$
 PIEGATA



VSEPR $\Rightarrow \text{AX}_4\text{E}_2$

QUADRATA
PLANARE



ESERCIZI

5. Calcolare quale deve essere la concentrazione minima degli ioni OH^- perché si abbia la precipitazione di Fe(OH)_3 da una soluzione contenente 2.5×10^{-2} moli/litro di ioni Fe^{3+} , ed il valore di pH relativo.

$$K_{\text{ps}} (\text{Fe(OH)}_3) = 1,1 \cdot 10^{-36}$$

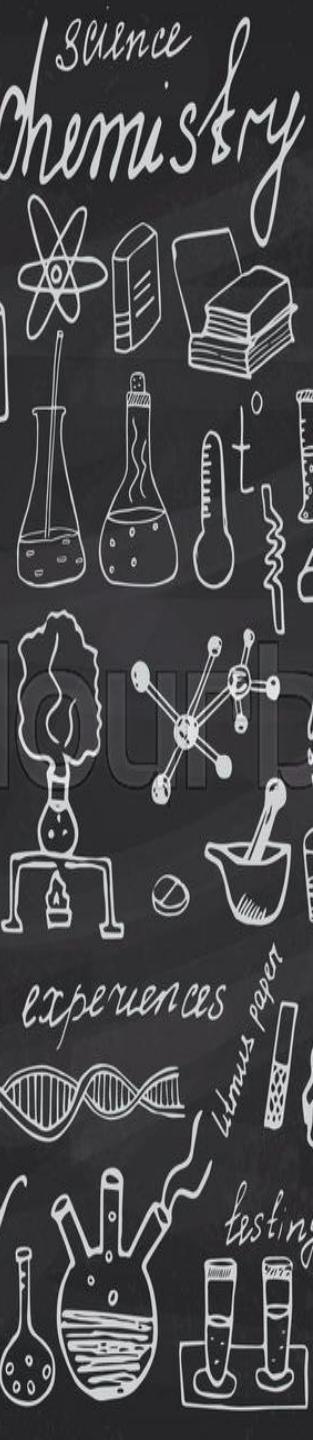


$$[\text{OH}^-]_{\min} = 3,5 \cdot 10^{-12} \text{ M}$$

$$\varphi_{\text{OH}} = -\log [\text{OH}^-] = -\log (3,5 \cdot 10^{-12}) \\ = 11,45$$

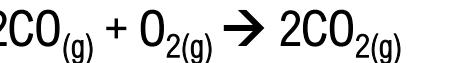
$$\text{pH} = 14 - \varphi_{\text{OH}} = 14 - 11,45 = 2,55$$

$$[\text{OH}^-] = \sqrt[3]{\frac{K_{\text{ps}}}{[\text{Fe}^{3+}]}} = \\ = \sqrt[3]{\frac{1,1 \cdot 10^{-36}}{2,5 \cdot 10^{-2}}} = 3,5 \cdot 10^{-12} \text{ mol/l}$$



ESERCIZI

6. In un recipiente vuoto del volume di 850 mL vengono introdotti 250 mL di O₂ misurati a 40°C e 15 atm e 500 mL di CO misurati a 30°C e 20 atm. All'interno del recipiente avviene la seguente reazione:



Alla t = 25°C e a reazione terminata, determinare le frazioni molari dei gas all'interno del recipiente e la pressione totale.

Convertiamo le temperature in kelvin

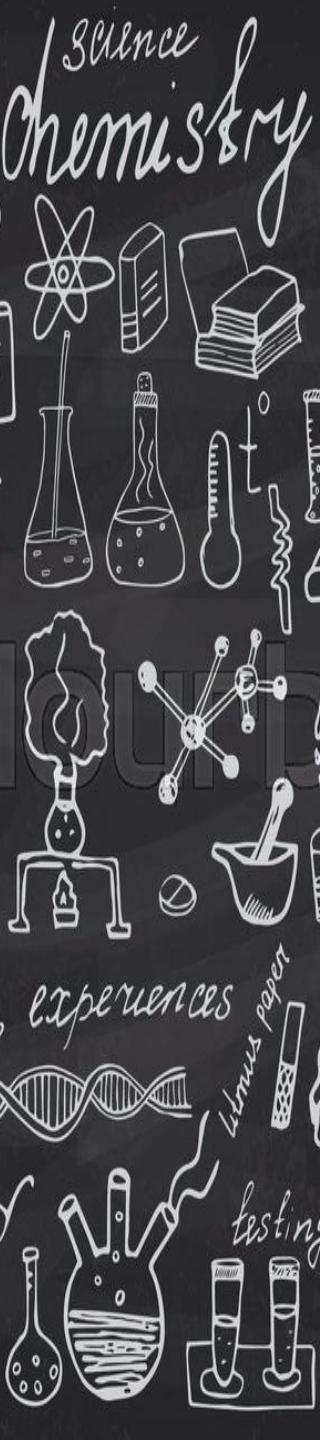
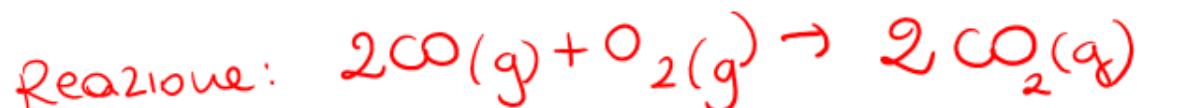
$$40^\circ\text{C} \rightarrow 313\text{ K}$$

$$30^\circ\text{C} \rightarrow 303\text{ K}$$

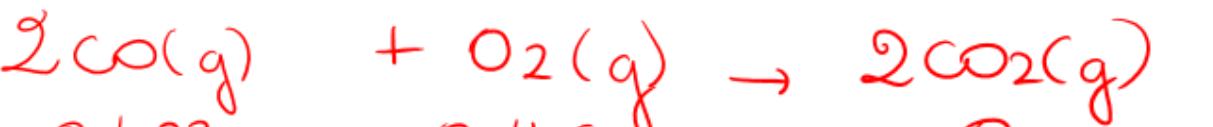
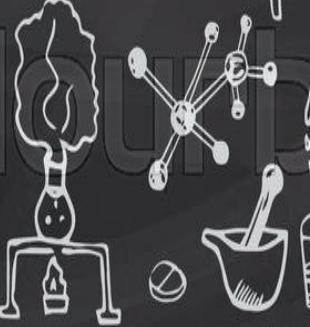
$$25^\circ\text{C} \quad 298\text{ K}$$

Calcolo le mol di O₂ → pV = nRT → n = $\frac{pV}{RT}$ = $\frac{15\text{ atm} \cdot 0,250\text{ L}}{0,0821 \frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 313\text{ K}}$ = 0,146 mol

Calcolo le mol di CO → pV = nRT → n = $\frac{pV}{RT}$ = $\frac{20\text{ atm} \cdot 0,5\text{ L}}{0,0821 \frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 303\text{ K}}$ = 0,402 mol



Science chemistry



(I) 0,402

0,146

0

(Δ) -0,146 · 2

-0,146

+ 0,146 · 2

(F) 0,110

0.00

0,292 } all'equilibrio

Mol totale nel recipiente (all'equilibrio) = 0,110 + 0,292 = 0,402

Calcolo le frazioni molari

$$x(\text{CO}) = \frac{0,110}{0,402} = 0,273 \quad x(\text{CO}_2) = \frac{0,292}{0,402} = 0,727$$

$$P_{\text{TOT}} = P_V = nRT \rightarrow P = \frac{nRT}{V} = \frac{0,402 \text{ mol} \cdot 0,0821 \frac{\text{K} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 298 \text{ K}}{0,850 \text{ L}}$$

$$= 11,57 \text{ atm}$$

ESERCIZI

7. La costante di velocità della reazione di decomposizione di N_2O_5 in NO e O_2 è $1.12 \cdot 10^{-4} \text{ s}^{-1}$ a 35°C . Calcolare:

- a - Quanti grammi di N_2O_5 rimangono dopo 10 ore se si parte da 10.00 g di N_2O_5
- b - Quanto tempo occorre affinché, partendo da una mole di N_2O_5 , ne rimangano 10^{10} molecole.

$$k = 1,12 \cdot 10^{-4} \text{ s}^{-1}$$

Reazioni del 1° ordine

(a) $\ln[A]_t = \ln[A]_0 - k \cdot t$

$$[A]_0 = 10.0 \text{ g} \quad (\text{quantità iniziale})$$

$$k = 1,12 \cdot 10^{-4} \text{ s}^{-1}$$

$$t = 10 \text{ h} = 36000 \text{ s}$$

$$[A]_t ?$$

$$\ln[A]_t = \ln 10.0 - 1,12 \cdot 10^{-4} \text{ s}^{-1} \cdot 36000 \text{ s}$$

$$\ln[A]_t = -1,729$$

$$[A]_t = e^{-1,729} = 0,178 \text{ g}$$

(b) $[A]_0 = 1 \text{ mol} = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ molecole}$

$$t = ?$$

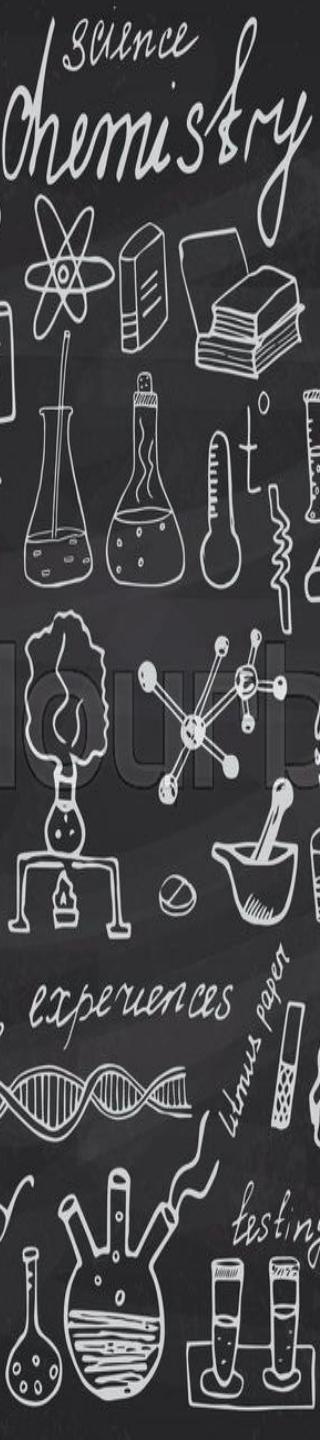
$$k = 1,12 \cdot 10^{-4} \text{ s}^{-1}$$

$$[A]_t = 10^{10} \text{ molecole}$$

$$-t = \frac{\ln[A]_t - \ln[A]_0}{k} \rightarrow t = \frac{\ln[A]_0 - \ln[A]_t}{k}$$

$$t = \frac{\ln \left(\frac{6,022 \cdot 10^{23}}{10^{10}} \right)}{1,12 \cdot 10^{-4} \text{ s}^{-1}}$$

$$t = 283295 \text{ s} \rightarrow 78,7 \text{ h}$$



ESERCIZI

8. In un reattore del volume di 10 L, inizialmente vuoto, vengono posti 20 g di nitrato di ammonio solido. Scaldando a 200°C, avviene la reazione:

→ 473K



Sapendo che la pressione finale all'interno del recipiente è 1.48 atm, calcolare quanto nitrato di ammonio è rimasto indecomposto.

$$20 \text{ g } \text{NH}_4\text{NO}_3 \rightarrow \text{PM} = 80,0432 \text{ g/mol}$$

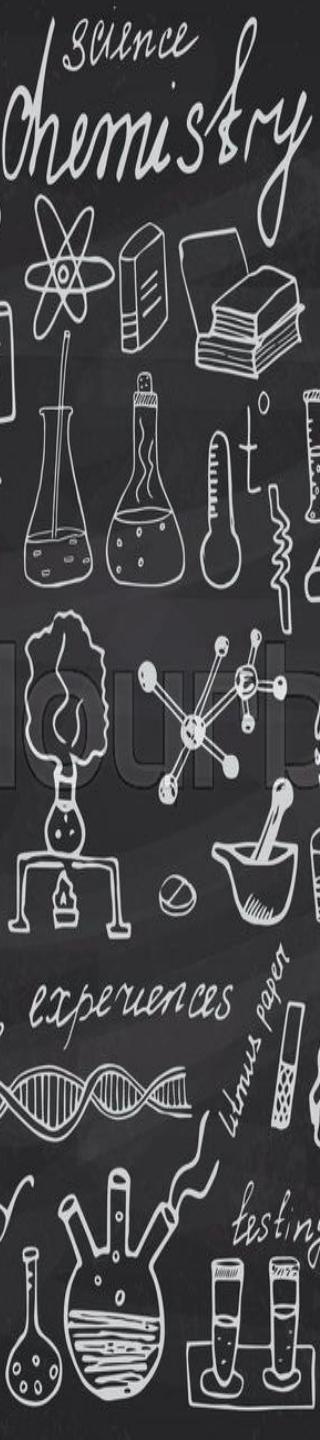
$$\text{mol}(\text{NH}_4\text{NO}_3) = \frac{20 \cancel{\text{g}}}{80,0432 \cancel{\text{g/mol}}} = 0,24987 \text{ mol}$$

$\text{NH}_4\text{NO}_3(\text{s}) \rightarrow \text{N}_2\text{O}(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ → suppongo di avere conv. completa

$$\text{mol}(\text{N}_2\text{O}) = 0,24987 \text{ mol} \quad \text{mol}(\text{H}_2\text{O}) = (0,24987 \cdot 2) = 0,4997 \text{ mol}$$

$$p(\text{N}_2\text{O}) = \frac{nRT}{V} = \frac{0,24987 \cancel{\text{mol}} \cdot 0,0821 \cancel{\text{K} \cdot \text{atm}} \cancel{\text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}} \cdot 473 \cancel{\text{K}}}{10 \cancel{\text{L}}} = 0,970328 \text{ atm}$$

$$p(\text{H}_2\text{O}) = \frac{nRT}{V} = \frac{0,4997 \cancel{\text{mol}} \cdot 0,0821 \cancel{\text{K} \cdot \text{atm}} \cancel{\text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}} \cdot 473 \cancel{\text{K}}}{10 \cancel{\text{L}}} = 1,94065 \text{ atm}$$



$$P_{TOT} (\text{conv 100-1}) = 0,970328 \text{ atm} + 1,94065 \text{ atm} - 2,91098 \text{ atm}$$

(N₂O) (+H₂O)

La pressione è pari a 1,48 atm

$$\text{Resal.} = \frac{1,48}{2,91098} \cdot 100 = 50,86 \%$$

$$20 \text{ g (NH}_4\text{NO}_3\text{)} \cdot 0,5086 = 10,2 \text{ g} \rightarrow \text{grammi consumati}$$

$$20 - 10,2 = 9,8 \text{ g}$$

g (NH₄NO₃) indecomposti

Per domande e chiarimenti:

laura2.riva@polimi.it



POLITECNICO
MILANO 1863