

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 500 mL di una soluzione 0.20 M di HCl vengono aggiunti 500 mL di una soluzione 0.20 M di NH₃. Calcolare il pH della soluzione risultante ($K_b \text{ NH}_3 = 1.75 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$) e il pH delle soluzioni prima del mescolamento.

500 mL 0.20 M HCl (a)
500 mL 0.20 M NH₃ (b) } pH?
 $k_b(\text{NH}_3) = 1.75 \times 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$



pH(a)/pH(b)

→ Mescolando avremo



$$n(\text{H}_3\text{O}^+) = 0.5 \times 0.20 \frac{\text{mol}}{\text{L}} = 0.1 \text{ mol}$$

$$n(\text{NH}_3) = 0.5 \times 0.20 \frac{\text{mol}}{\text{L}} = 0.1 \text{ mol}$$

$$n(\text{NH}_4^+) = n(\text{H}_3\text{O}^+) = 0.1 \text{ mol}$$

$$\sqrt{=} 500 \text{ mL} + 500 \text{ mL} = 1 \text{ L}$$

la reazione è spostata verso destra

le mole di NH₄⁺ che si formeranno saranno uguali a quelle di H₃O⁺ che avevano all'inizio e che deriveranno da HCl





$$K_a = \frac{[\text{NH}_3][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+]}$$

$$K_a = \frac{K_w}{K_b}$$

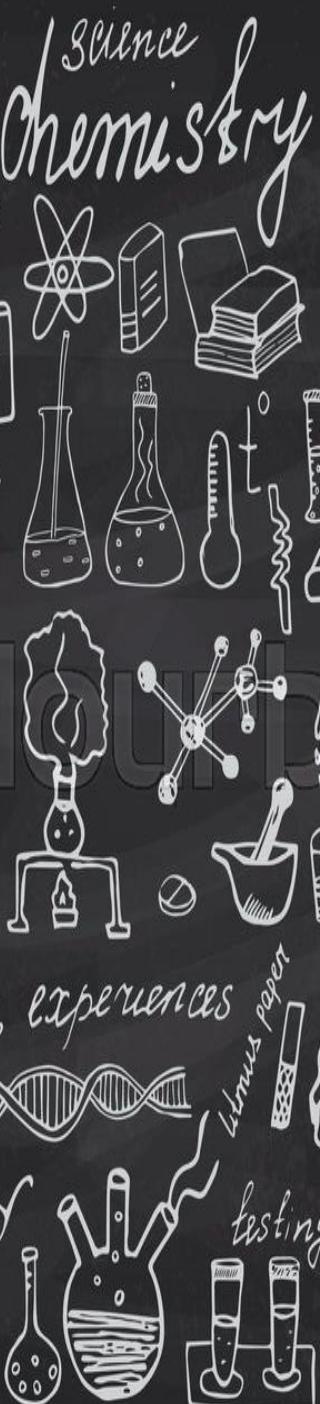
$$K_a = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{1,75 \cdot 10^{-5} \text{ mol}} = 5,7 \cdot 10^{-10}$$

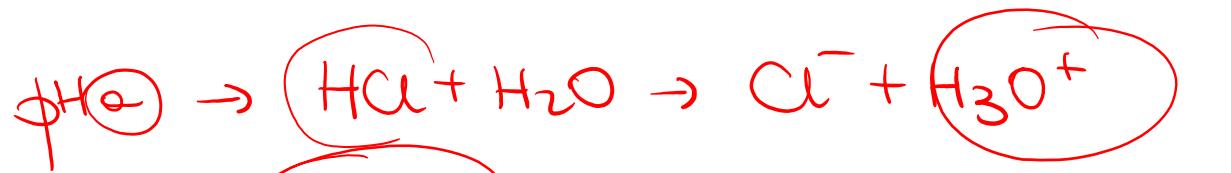
$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{K_a \cdot C_a} = \sqrt{5,7 \cdot 10^{-10} \cdot 0,1 \text{ mol}} = 7,6 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L}$$

$$C_a = [\text{NH}_4^+] = \frac{0,1 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 0,1 \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (7,6 \cdot 10^{-6}) = 5,12$$

pH cai
|| mescolamento





500ml 0,2M

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HCl}] = 0,20\text{M} \quad \xrightarrow{\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (0,20)}$$

$\text{O}_1 \neq$
 pH^{\oplus}

pH_b

500ml 0,20M



$$[\text{OH}^-] = \sqrt{K_b \cdot c_b} = \sqrt{1,75 \cdot 10^{-5} \cdot 0,20} = 1,87 \cdot 10^{-3}$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log (1,87 \cdot 10^{-3}) = 2,73$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 2,73 = 11,27 \quad \xrightarrow{\text{pH}^{\oplus}}$$

ESERCIZI

2. Introducendo 1.00 moli di NH_3 gassosa in un recipiente da 5 L mantenuto a 400°C , si trova che quando la reazione $\text{NH}_3(g) \rightleftharpoons \text{N}_2(g) + \text{H}_2(g)$ ha raggiunto l'equilibrio, la concentrazione molare dell'azoto risulta 0.086 M. Calcolare il valore di K_c ed il valore di K_p .

$$1.00 \text{ mol } \text{NH}_3(g)$$

$$V = 5.0 \text{ L}$$

$$t = 400^\circ\text{C} \Rightarrow T = 673 \text{ K}$$

$$[\text{N}_2]_{\text{eq}} = 0,086 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

k_c ? k_p ?



$$\text{mol}(\text{N}_2)_{\text{eq}} = 0,086 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 5 = 0,43 \text{ mol}$$

$$x = 0,43$$

$$3x = 3 \cdot 0,43 = 1,29$$

$$1 - 2x = 1 - 2 \cdot 0,43$$

$$= 1 - 0,86$$

$$= 0,14$$



$$\textcircled{I} \quad 1.00$$

$$\textcircled{A} \quad -2x$$

$$\textcircled{E} \quad 0,14$$

$$+x$$

$$+3x$$

$$0,43$$

$$1,29$$



$$\text{mol}(\text{NH}_3)_{\text{eq}} = 0,14$$

$$\text{mol}(\text{H}_2)_{\text{eq}} = 1,29$$

$$\text{mol}(\text{N}_2)_{\text{eq}} = 0,086$$



k_c → conc. →

$$[\text{NH}_3]_{\text{eq}} = 0,14 \text{ mol} / 5 \text{ L} = 0,028 \text{ M}$$

$$[\text{H}_2]_{\text{eq}} = 1,29 \text{ mol} / 5 \text{ L} = 0,258 \text{ M}$$

$$[\text{N}_2]_{\text{eq}} = 0,086 \text{ M}$$

$$k_c = \frac{[\text{H}_2]^3 \cdot [\text{N}_2]}{[\text{NH}_3]^2} = \frac{(0,258)^3 \cdot (0,086)}{(0,028)^2} = 1,88 \frac{\text{mol}^2}{\text{L}^2}$$

$$k_p = k_c (RT)^{\Delta n} \rightarrow \Delta n = 3+1-2 = 2$$

$$= 1,88 \cdot (0,0821 \cdot 673)^2 = 5739,5 \text{ atm}^2$$

$$\frac{\text{mol}^2}{\text{L}^2} \left(\frac{\text{L}^2 \cdot \text{atm}^2}{\text{mol}^2 \cdot \text{K}^2} \text{ K}^2 \right)$$

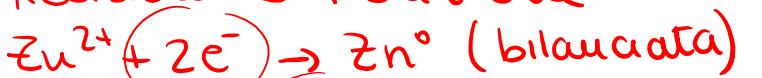


ESERCIZI

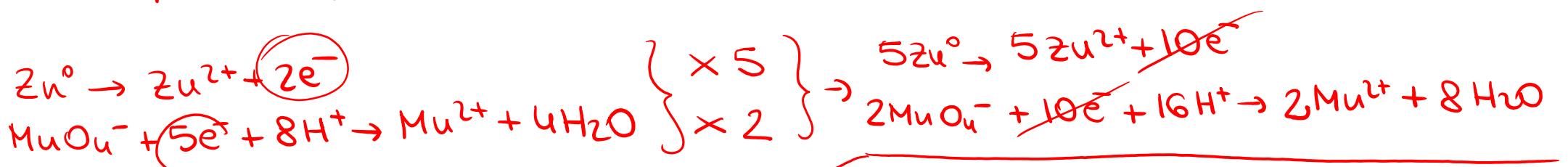
3. Calcolare la fem della seguente pila e disegnarla:

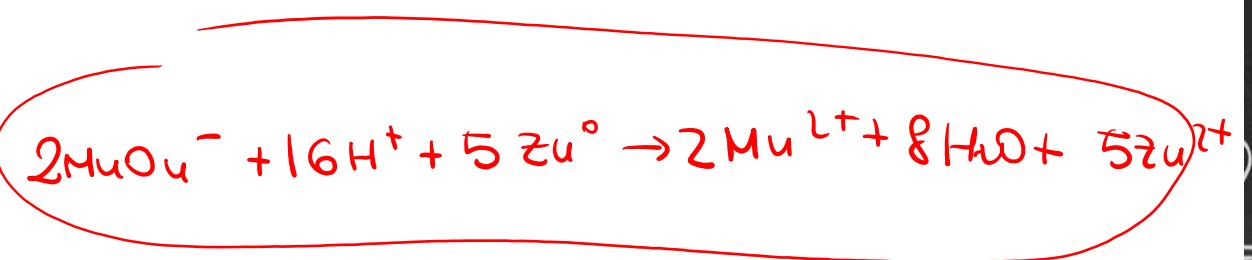
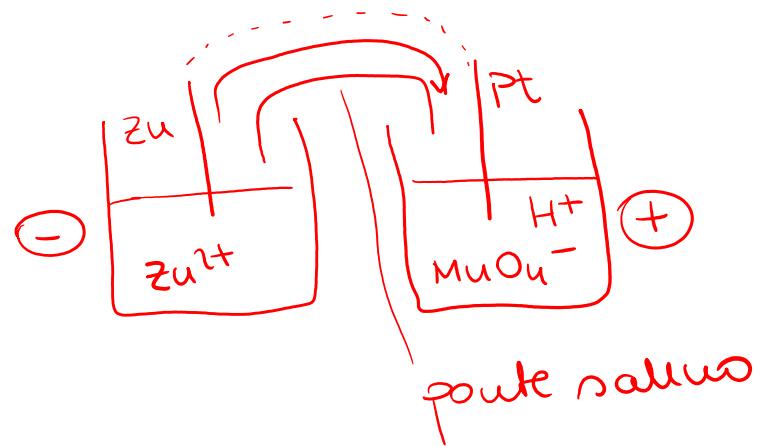


Reazioni di riduzione



ambiente acido





$$\begin{aligned}f_{\text{Zn}} = \Delta E &= E_{\text{cat}} - E_{\text{anodo}} = \Delta E^\circ - \frac{0,0592}{n} \log \frac{[\text{Mu}^{2+}]^2 [\text{Zn}^{2+}]^5}{[\text{MuO}_4^-]^2 [\text{H}^+]^{16}} \\&= (1,49 + 0,76) - \frac{0,0592}{10} \cdot \log \frac{(0,1)^2 (0,1)^2}{(0,5)^2 (0,1)^2} = 2,22 \text{ V}\end{aligned}$$



ESERCIZI

4. 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 mi parte da 10g di N_2O_5
- (b) Quanto tempo occorre, affinché partendo da una mole di N_2O_5 ne rimangano 10^{10} molecole

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

$$t = 35^\circ\text{C}$$



(c) $\text{s}^{-1} \rightarrow$ ORDINE 1

$$\ln [\text{A}]_t = \ln [\text{A}]_0 - k \cdot t \rightarrow \ln [\text{A}]_t = \ln(10) - 1,12 \cdot 10^{-4} \cancel{\text{s}^{-1}} \cdot 36000 \cancel{\text{s}}$$

$$[\text{A}]_0 = 10 \text{ g}$$

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

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

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



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

1 mol = $6,022 \cdot 10^{23}$ molecule (NA)

$$t = \frac{\ln \frac{[A]_0}{[A]_t}}{k} = \ln \left(\frac{6,022 \cdot 10^{23}}{10^{10}} \right) \cdot \frac{1}{1,12 \cdot 10^{-4}} = 2832955$$

in one

78,7W

ESERCIZI

5. Calcolare la solubilità di AgCN

a) In una soluzione a pH = 13

b) In una soluzione a pH = 2

$$K_{ps}(\text{AgCN}) = 1.2 \cdot 10^{-10}$$

$$K_a(\text{HCN}) = 5 \cdot 10^{-10}$$



$$K_{ps} = \frac{[\text{Ag}^+][\text{CN}^-]}{s \quad s}$$

$$[\text{Ag}^+] = [\text{CN}^-] + [\text{HCN}] \\ = [\text{CN}^-] + \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{CN}^-]}{K_a}$$

$$= [\text{CN}^-] \left(1 + \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{K_a} \right) = s \rightarrow [\text{CN}^-] = \frac{s}{\left(1 + \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{K_a} \right)}$$

$$[\text{Ag}^+] = s$$

$$K_{ps} = \frac{[\text{Ag}^+][\text{CN}^-]}{\left(1 + \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{K_a} \right)} = s \cdot \frac{s}{\left(1 + \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{K_a} \right)} = \frac{s^2}{\left(1 + \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{K_a} \right)}$$

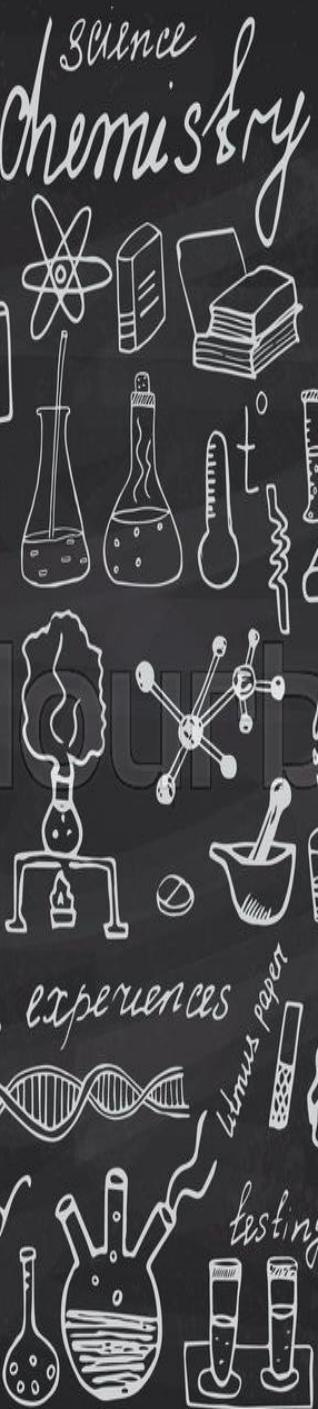
eq. acido/ba&e



$$K_a(\text{HCN}) = \frac{[\text{CN}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HCN}]}$$

$$[\text{HCN}] = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{CN}^-]}{K_a}$$





$$K_{PS} = [Ag^+][CN^-] = \frac{s^2}{\left(1 + \frac{[H_3O^+]}{K_a}\right)} \rightarrow s^2 = K_{PS} \cdot \left(1 + \frac{[H_3O^+]}{K_a}\right)$$

$$s = \sqrt{K_{PS} \left(1 + \frac{[H_3O^+]}{K_a}\right)}$$

a) $\text{pH} = 13$

$$[H_3O^+] = 10^{-\text{pH}} = 1 \cdot 10^{-13}$$

$$\frac{[H_3O^+]}{K_a} = \frac{10^{-13}}{10^{-10}} = 10^{-3} \ll 1 \rightarrow s = \sqrt{K_{PS} \left(1 + \frac{[H_3O^+]}{K_a}\right)}$$

trasc.

$$s = \sqrt{K_{PS}} \Rightarrow s = \sqrt{K_{PS}}$$

$$(s = \sqrt{1,2 \cdot 10^{-10}} = 1,1 \cdot 10^{-5} \text{ M})$$

s a pH 13

b) $\text{pH} 2$

$$[H_3O^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-2}$$

$$\frac{[H_3O^+]}{K_a} = \frac{10^{-2}}{10^{-10}} \Rightarrow >> 1 (\sim 10^8) \rightarrow s = \sqrt{K_{PS} \cdot \left(1 + \frac{[H_3O^+]}{K_a}\right)}$$

$$s = \sqrt{1,2 \cdot 10^{-10} \cdot \frac{10^8}{5 \cdot 10^{-10}}} = 0,05 \text{ M}$$

$$s = \sqrt{1,2 \cdot 10^{-10} \cdot \frac{10^8}{5 \cdot 10^{-10}}} = 0,05 \text{ M}$$

s a pH 2

ESERCIZI

6. Un composto organico contenente carbonio, idrogeno e ossigeno viene bruciato all'aria, ottenendo 352 g di anidride carbonica e 144 g di acqua e consumando 256 g di O₂. Determinare la formula minima del composto e la sua formula molecolare, sapendo che la sua massa molare è pari a 60 g/mol.

352 g CO₂

144 g H₂O

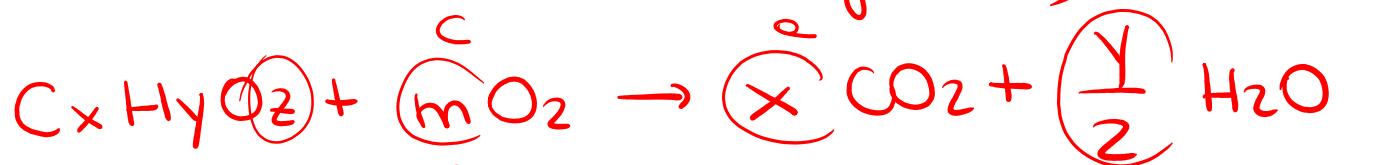
256 g O₂ (consumati)

PM(CO₂) = 44 g/mol

PM(H₂O) = 18 g/mol

PM(O₂) = 32 g/mol

Reazione di combustione (generica)



$$mol(CO_2) = \frac{352 \text{ g}}{44 \text{ g/mol}} = 8.00 \text{ mol} \quad (a)$$

$$mol(H_2O) = \frac{144 \text{ g}}{18 \text{ g/mol}} = 8.00 \text{ mol} \quad (b)$$

$$mol(O_2) = \frac{256 \text{ g}}{32 \text{ g/mol}} = 8.00 \text{ mol} \quad (c)$$

$$a = 8 = x \rightarrow x = 8$$

$$b = 8 = \frac{y}{2} \Rightarrow y = 8 \cdot 2 = 16$$

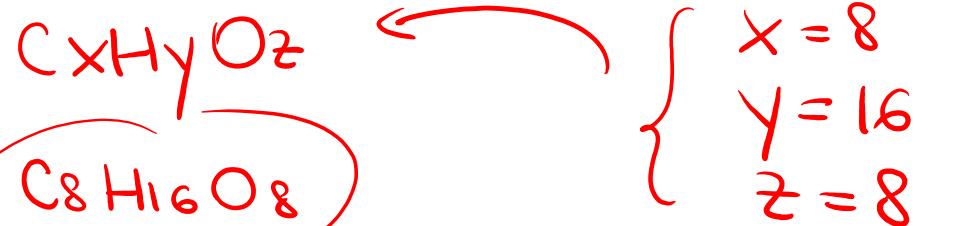
$$c = 8 = m \rightarrow m = 8$$

$$z = 2a + b - 2c$$

$$z = 2x + \frac{y}{2} - 2m$$

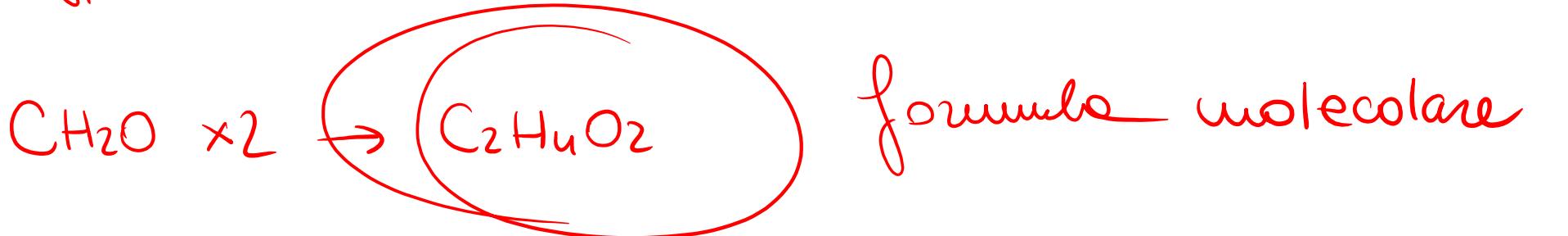


$$\left. \begin{array}{l} z = 2a + b - c \\ z = 2x + \frac{y}{2} - 2w \end{array} \right\} \rightarrow z = \cancel{2 \cdot 8} + 8 - \cancel{2 \cdot 8} \Rightarrow z = 8$$



Formula minima \rightarrow CH_2O \rightarrow PM = 30 g/mol

$$\frac{60 \text{ g/mol}}{30 \text{ g/mol}} = 2 \rightarrow \text{fattore moltiplicativo}$$



ESERCIZI

7. La soda caustica (NaOH) può essere preparata facendo reagire Na_2CO_3 con $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Calcolare quanti grammi di NaOH si possono ottenere trattando 1.00 kg di Na_2CO_3 con 1.00 kg di $\text{Ca}(\text{OH})_2$ con una resa del 75%, secondo la reazione (DA BILANCIARE):



$$\text{PM}(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 74 \text{ g/mol}$$

$$\text{PM}(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 106 \text{ g/mol}$$

$$\text{mol}(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{1000 \text{ g}}{106 \text{ g/mol}} = 9,43 \text{ mol} \rightarrow \text{Reagente limitante}$$

$$\text{mol}(\text{Ca}(\text{OH})_2) = \frac{1000 \text{ g}}{74 \text{ g/mol}} = 13,51 \text{ mol}$$

$$\text{mol}(\text{NaOH}) = 9,43 \times 2 = 18,86 \text{ mol}$$

$$\text{PM}(\text{NaOH}) = 40 \text{ g/mol}$$

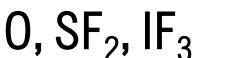
$$\text{g}(\text{NaOH})_{100\%} = 18,86 \text{ mol} \cdot \frac{40 \text{ g}}{\text{mol}} = 754,4 \text{ g}$$

$$\begin{aligned} & \xrightarrow{754,4 \text{ g} \cdot 0,75} \\ & = 565,8 \text{ g} \end{aligned}$$



ESERCIZI

8. Dati i seguenti composti molecolari:



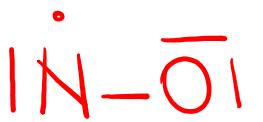
Scrivere la formula di struttura, determinare la geometria delle coppie elettroniche solitarie e di legame attorno all'atomo centrale e la geometria delle molecole, indicando se la molecola è polare o apolare.

NO

$$\rightarrow \text{n}^{\circ} \text{e}^- = 5 + 6 = 11$$

coppie $\rightarrow 11/2 \rightarrow 5$ coppie + 1 e^- spaiato

4 coppie residue



$$\text{CF(N)} = 5 - 3 - 1 = 1$$

$$\text{CF(O)} = 6 - 6 - 1 = -1$$



struttura favorita

$$\text{CF(N)} = 5 - 3 - 2 = 0$$

$$\text{CF(O)} = 6 - 4 - 2 = 0$$

Specie radicalica

geom. coppie \rightarrow trigonale planare

geom. molecolare \rightarrow lineare

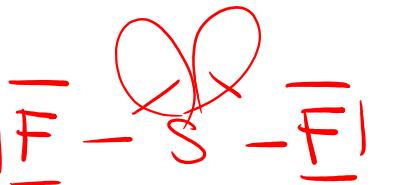
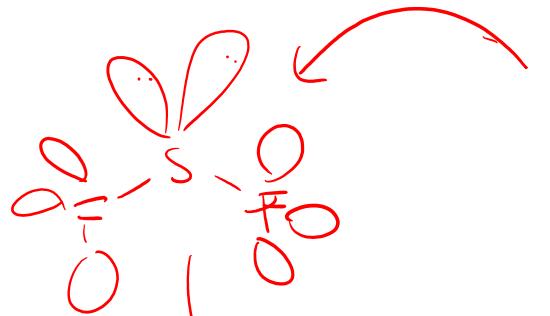
molecola POLARE



SF_2

$$\rightarrow \text{u}^\circ \text{e}^- = 6 + 7 \cdot 2 = 20 \text{e}^-$$

$$\text{u}^\circ \text{ coppie} = 20/2 = 10 \text{ coppie} \rightarrow 8 \text{ coppie residue}$$



$$\left. \begin{array}{l} \text{CF(S)} = 6 - 4 - 2 = 0 \\ \text{CF(F)} = 7 - 6 - 1 = 0 \end{array} \right\} \checkmark$$

AX_2E_2 \rightarrow geom. elettronica: tetraedrica
 \rightarrow geom. molecolare: angolata

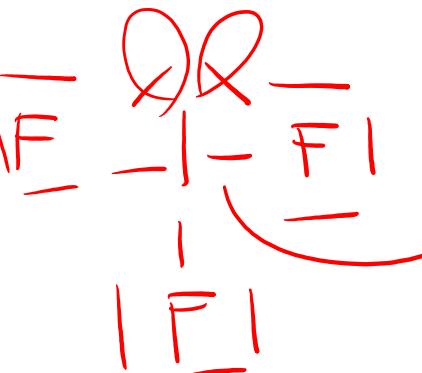
molecola POLARE

IF_3

$$\rightarrow \text{u}^{\circ} \text{e}^- = 7 \cdot 7 \cdot 3 = 28 \text{e}^-$$

$$\text{u}^{\circ} \text{coppie} = 28 / 2 = 14 \text{coppie}$$

→ 14 coppie residue



→ espansione dell'ottetto

$$\text{CF(I)} = 7 - 4 - 3 = 0 \quad \checkmark$$

$$\text{CF(F)} = 7 - 6 - 1 = 0$$

geom. elettronica → bipiramidale trigonale
 AX_3E_2 → geom. molecolare → aT

→ molecola POLARE



Per domande e chiarimenti:

laura2.riva@polimi.it



POLITECNICO
MILANO 1863