

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

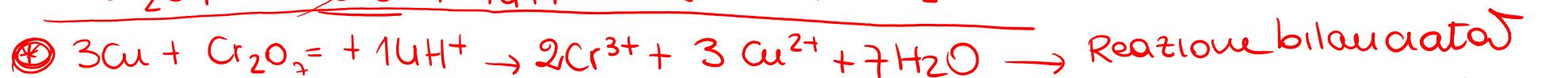
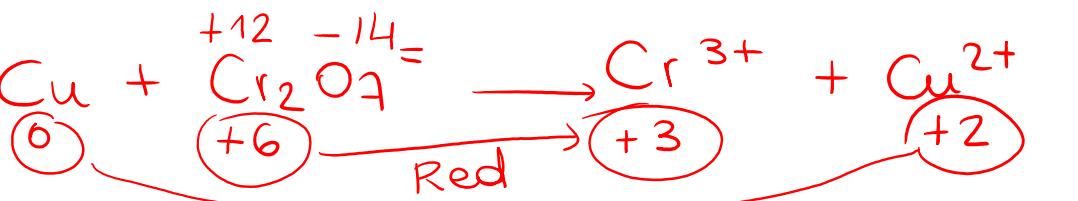
1. Bilanciare la seguente reazione in forma ionica,



tenendo conto che avviene in ambiente acido. Stabilire se la reazione avviene nel senso in cui è scritta e calcolarne il ΔG° e la K_{eq} a 298 K. Lo ione bicromato è il riduttore o l'ossidante? Considerare quindi una cella galvanica in cui si realizzi questa reazione. Dopo aver individuato anodo e catodo, calcolare la f.e.m. nel caso in cui le concentrazioni delle specie in soluzione siano le seguenti:

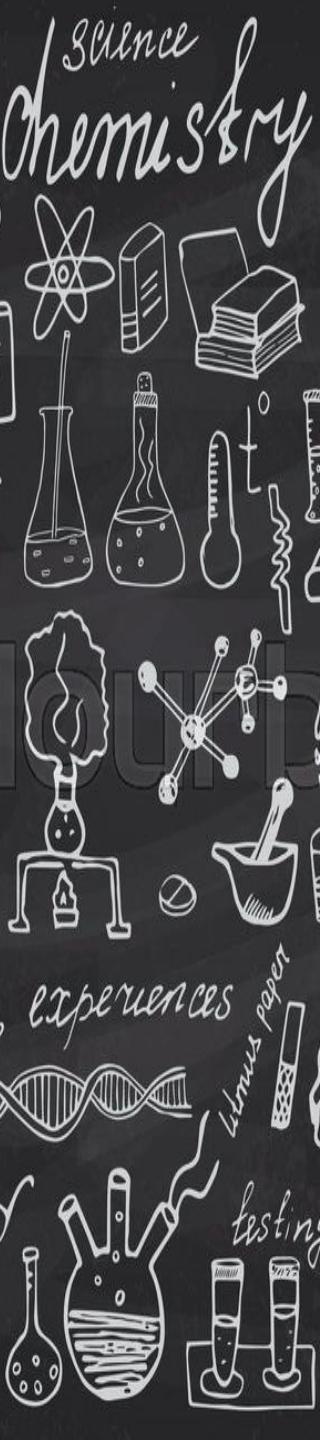
$$[\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}] = 0.50 \text{ M}, [\text{Cr}^{3+}] = 0.30 \text{ M}, [\text{Cu}^{2+}] = 0.10 \text{ M}, \text{pH} = 3$$

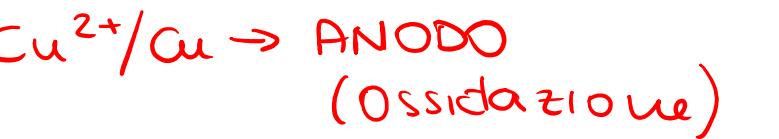
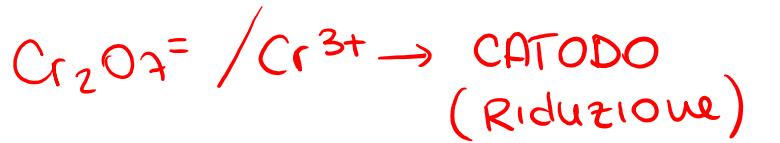
$$\left\{ \begin{array}{l} E^\circ_{rid}(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,337 \\ E^\circ_{rid}(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}) = 1,33 \end{array} \right\}$$



Si, la reazione avviene nel senso in cui è scritta $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ si riduce
 $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ si riduce, quindi è l'OSSIDANTE!

Cu si ossida





$$\Delta G^\circ \Rightarrow \Delta G^\circ = -nF\Delta E^\circ = -6 \cdot 96500 \frac{\text{J}}{\text{V}} \cdot (\text{E}^\circ_{\text{cat}} - \text{E}^\circ_{\text{anodo}})$$

$$= -6 \cdot 96500 \frac{\text{J}}{\text{V}} \cdot (1,33 - 0,337) = -574,947 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

$$K_{\text{eq}} \Rightarrow \Delta G^\circ = -RT \ln K_{\text{eq}} \rightarrow K_{\text{eq}} = e^{-\frac{\Delta G^\circ}{RT}} = e^{\frac{574,947}{8,314 \cdot 298}} = 3,8 \cdot 10^{38}$$

Calcolo della f_{ew}



$$f_{\text{ew}} = \Delta E^\circ - \frac{0,0592}{n} \log_{10} \frac{[\text{Cr}^{3+}]^2 [\text{Cu}^{2+}]^3}{[\text{Cr}_2\text{O}_7^{\text{-}}] [\text{H}^+]^{14}} = (1,33 - 0,337) - \frac{0,0592}{6} \log \frac{(0,3)^2 (0,1)^3}{(0,50) (0,001)^{14}}$$

$$[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-3} = 0,001$$

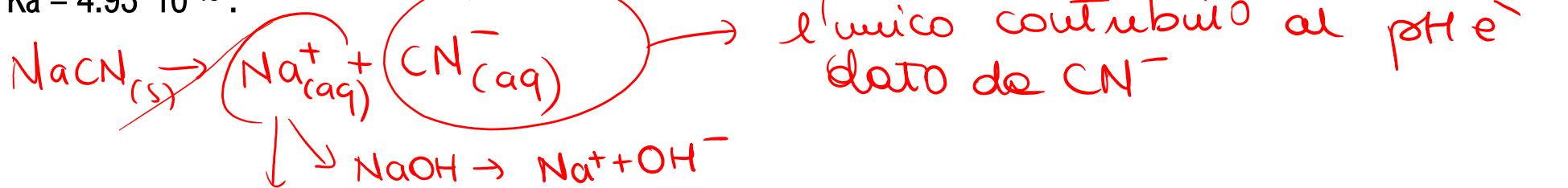
$$f_{\text{ew}} = 0,993 - 0,0098667 \cdot \log(3,8 \cdot 10^{38})$$

$$= 0,993 - 0,377 = 0,616 \text{ V}$$



ESERCIZI

2. Calcolare il pH di una soluzione 0.001 M di NaCN, sapendo che l'acido cianidrico, HCN ha costante di ionizzazione $K_a = 4.93 \cdot 10^{-10}$.



Non va considerato come contributo al pH

$$\text{CN}^- \rightarrow K_b = \frac{K_w}{K_a} \rightarrow \text{HCN} \rightarrow K_b = \frac{10^{-14}}{4,93 \cdot 10^{-10}} = 2,03 \cdot 10^{-5}$$

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{K_b C_b} = \sqrt{2,03 \cdot 10^{-5} \cdot 0,001 \text{M}} = 1,42 \cdot 10^{-4} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$\rho\text{OH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log (1,42 \cdot 10^{-4}) = 3,85$$

$$\rho\text{H} = 14 - \rho\text{OH} = 14 - 3,85 = 10,15$$



ESERCIZI

673,15K

3. Introducendo 1.00 moli di NH_3 gassosa in un recipiente da 5L mantenuto a 400 °C, si trova che quando la reazione



ha raggiunto l'equilibrio, la concentrazione molare dell'azoto risulta 0.076M. Calcolare il valore di K_c ed il valore di K_p .

All'equilibrio

$$0,076 \frac{\text{mol}}{\cancel{5\text{L}}} \cdot 5\text{L} = 0,38 \text{ mol} \rightarrow \text{mol di N}_2 \text{ all'equilibrio}$$

(I)	$2\text{NH}_{3(g)}$	$\rightleftharpoons \text{N}_{2(g)}$	$+ 3\text{H}_{2(g)}$	
(Δ)	$1,00$	$0,00$	$0,00$	
	$-2x$	$+x$	$+3x$	
(E)	$1,00 - (2 \cdot 0,38)$ $= 0,24$	$0,38$	$3 \cdot (0,38) = 1,14$	$x = 0,38$

$$n(\text{NH}_3) = 0,24 \rightarrow M(\text{NH}_3) = \frac{0,24 \text{ mol}}{5\text{L}} = 0,048 \text{ M}$$

$$n(\text{N}_2) = 0,38 \rightarrow M(\text{N}_2) = \frac{0,38 \text{ mol}}{5\text{L}} = 0,076 \text{ M}$$

$$n(\text{H}_2) = 1,14 \rightarrow M(\text{H}_2) = \frac{1,14 \text{ mol}}{5\text{L}} = 0,228 \text{ M}$$

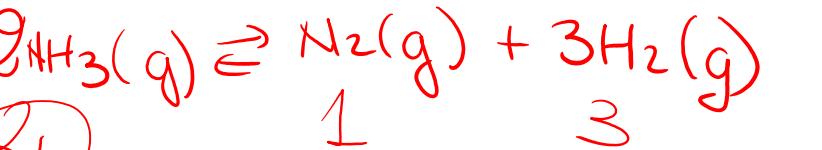
$$K_c = \frac{[\text{N}_2][\text{H}_2]^3}{[\text{NH}_3]^2} = \frac{(0,076)(0,228)^3}{(0,048)^2} = 0,391 \leftarrow$$



$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n}$$

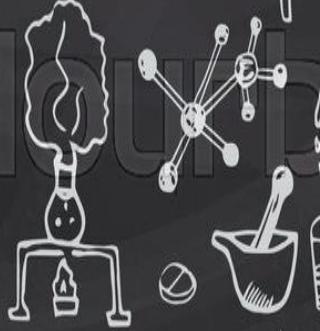
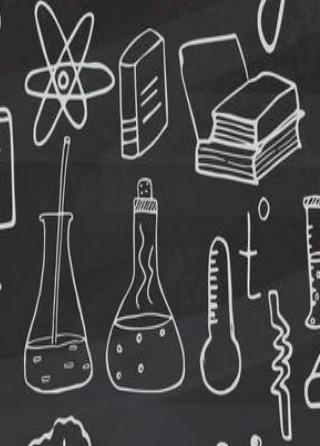
$$\Delta n = 1 + 3 - 2 = 2$$

$$K_p = K_c (RT)^2 = 0,391 \cdot (0,0821 \cdot 673,15)^2 \\ = 1221,7 = 1,2 \cdot 10^3$$

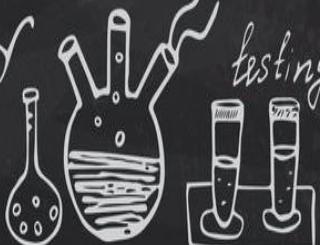


(2)

Science chemistry



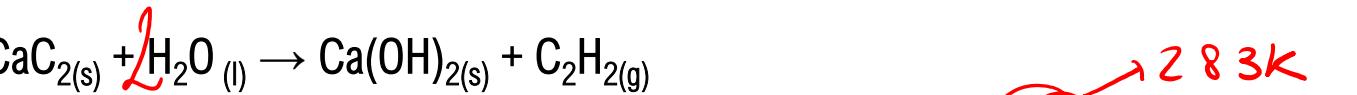
experiments



testing

ESERCIZI

4. L'acetilene, C_2H_2 , può essere ottenuto per aggiunta controllata di acqua al carburo di calcio, CaC_2 secondo la reazione non bilanciata:



283K

Calcolare il calore svolto se si fanno reagire 125 kg di carburo di calcio con un eccesso di acqua a 10°C e 1 atm, ed il volume di acetilene ottenuto, misurato nelle stesse condizioni assumendo una resa del processo pari al 70%.

$$\Delta H^\circ_f(Ca(OH)_2(s)) = -987 \text{ kJ/mol}$$



$$\Delta H^\circ_f(CaC_2(s)) = -60 \text{ kJ/mol}$$



$$\Delta H^\circ_f(C_2H_2) = 227 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H^\circ_f(H_2O) = -286 \text{ kJ/mol}$$



$$\begin{aligned}\Delta H^\circ(\text{reatz}) &= \Delta H^\circ_f(Ca(OH)_2) + \Delta H^\circ_f(C_2H_2) - \Delta H^\circ_f(CaC_2) - 2(\Delta H^\circ_f(H_2O)) \\ &= -987 + 227 + 60 - 2(-286) = -128 \text{ kJ/mol}\end{aligned}$$

$$CaC_2 \rightarrow PM = 64,19 \text{ g/mol} \rightarrow \text{mol}(CaC_2) = \frac{125 \cdot 000 \text{ g}}{64,19 \text{ g/mol}} = 1950 \text{ mol} = 1,95 \cdot 10^3 \text{ mol}$$



$$q = n(\text{CaC}_2) \cdot \Delta H^\circ(\text{rea}) = 1,95 \cdot 10^3 \text{ mol} \cdot 128 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} = 249609 \text{ kJ}$$

$$= 250 \text{ MJ}$$

↓

se le tesa forse 100%.

$$250 \text{ MJ} \cdot 0,7 = 175 \text{ MJ} \rightarrow \text{calore svilto considerando una tesa del 70%}$$

VOLUME di $\text{C}_2\text{H}_2(g)$

$$n = 1,95 \cdot 10^3 \text{ (coeff. stoch 1:1 con CaC}_2)$$

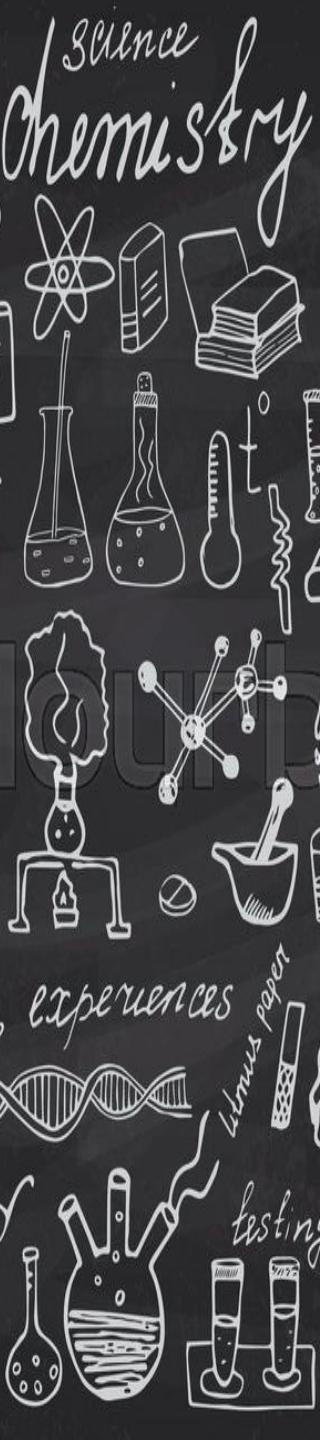
$$PV = nRT \rightarrow V = \frac{nRT}{P} = \frac{1,95 \cdot 10^3 \cdot 0,0821 \cdot 283}{1} = 45,3 \cdot 10^3 \text{ L}$$

(resa 100%)

~~$$\frac{\text{mol} \cdot \frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}}}{\text{atm}}$$~~

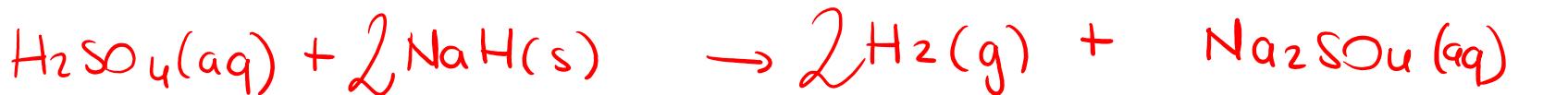
resa 70%

$$45,3 \cdot 10^3 \text{ L} \cdot 0,7 = 31,71 \cdot 10^3 \text{ L}$$



ESERCIZI

5. Una soluzione 0,2 M di H_2SO_4 del volume di 200 mL viene neutralizzata con la giusta quantità di NaH. Calcolare che volume di idrogeno si forma in condizioni normali (0°C , 1 atm).

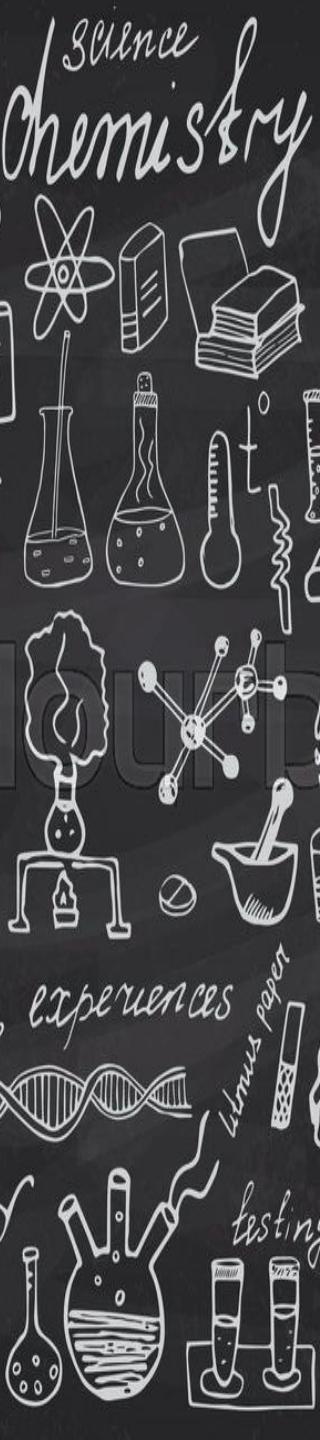


$$\text{mol}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,2 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,200\text{L} = 0,040\text{mol} (40\text{mmol})$$

$$\text{mol}(\text{H}_2) = 0,040\text{mol} \cdot 2 = 0,080\text{mol} (80\text{mmol})$$

$$V(\text{H}_2) = 0,080\text{mol} \cdot 22,414 \frac{\text{L}}{\text{mol}} = 1,8\text{L}$$

1mol → 22,414 L → condizioni NORMALI



ESERCIZI

6. 176 g di C₃H₈ (propano) vengono completamente bruciati secondo la reazione (DA BILANCIARE)



in presenza del doppio della quantità stochiometrica di ossigeno necessaria per la combustione. Sapendo che i gas a fine reazione vengono raccolti in un pallone del volume di 40,0 L alla temperatura di 227 °C, calcolare a) la pressione totale del recipiente; b) le frazioni molari; c) le pressioni parziali dei componenti la miscela.

$$\text{mol}(\text{C}_3\text{H}_8) = 176\text{g} / 44\text{g/mol} = 4,00\text{ mol}$$

Bilancio la reazione

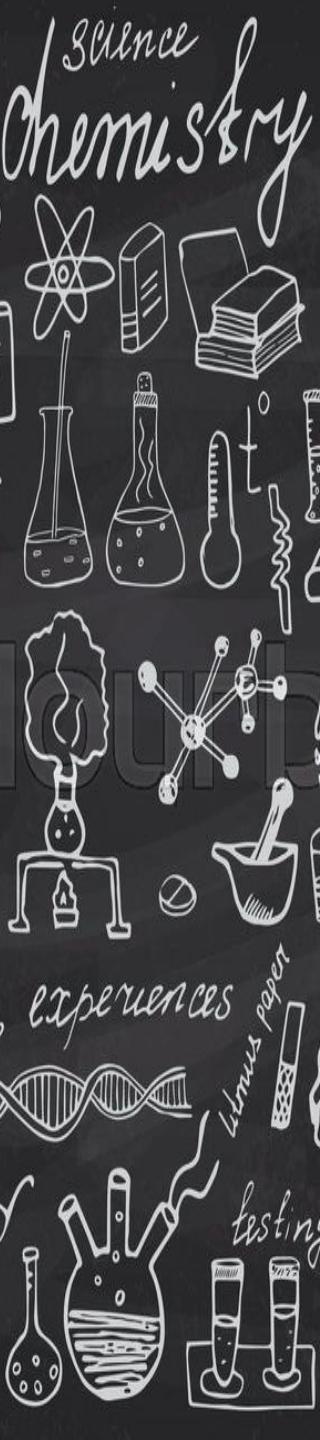


$$\text{mol}(\text{O}_2) = 4,00\text{ mol} \cdot 5 = 20,00\text{ mol} \quad (\text{quantità stochiometrica})$$

↓

$$40,00\text{ mol} \rightarrow \text{doppio della quantità stochiometrica}$$

	C ₃ H ₈ (g)	+ 5O ₂ (g)	→ 3CO ₂ (g)	+ 4H ₂ O(g)
①	4,00	40,00	—	—
②	-4,00	-20,00	+12,00	+16,00
③	0,00	20,00	12,00	16,00



Mol di gas totale alla fine: $20.00 + 16.00 + 12.00 = 48.00 \text{ mol}$

$$P_{\text{TOT}} = \frac{nRT}{V} = \frac{48.00 \text{ mol} \cdot 0.0821 \frac{\text{K} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 500 \text{ K}}{40.0 \text{ L}} = 49,26 \text{ atm} @$$

$$x(O_2) = \frac{20.00}{48.00} = 0,417$$

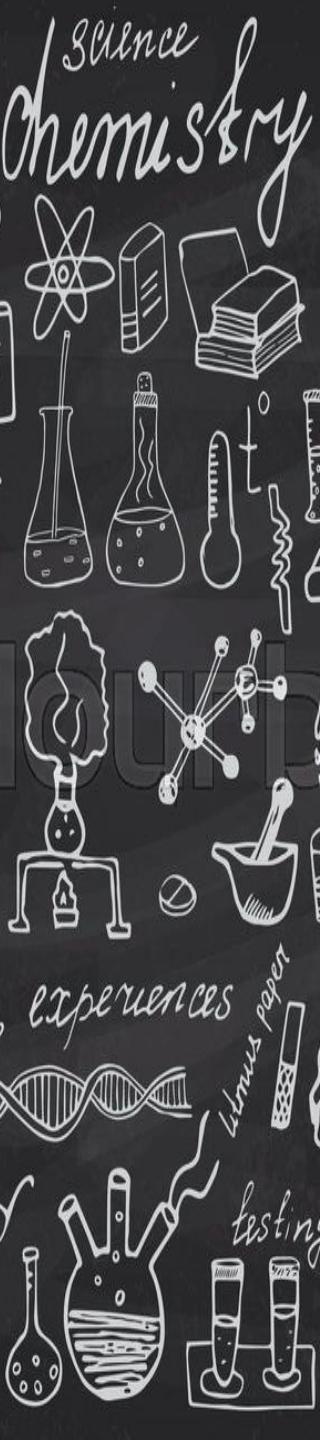
$$x(CO_2) = \frac{12.00}{48.00} = 0,250$$

$$x(H_2O) = \frac{16.00}{48.00} = 0,333$$

$$P_{\text{part}}(O_2) = 49,26 \text{ atm} \cdot 0,417 = 20,6 \text{ atm}$$

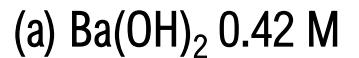
$$P_{\text{part}}(CO_2) = 49,26 \text{ atm} \cdot 0,250 = 12,3 \text{ atm}$$

$$P_{\text{part}}(H_2O) = 49,26 \text{ atm} \cdot 0,333 = 16,4 \text{ atm}$$

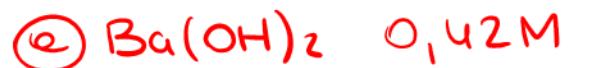


ESERCIZI

7. Calcolare il pH delle seguenti soluzioni acquose:



(c) una soluzione preparata mescolando 0,350 kg di $\text{Ca}(\text{OH})_2$ con 2 m^3 di una soluzione acquosa di acido cloridrico avente pH = 2,00.



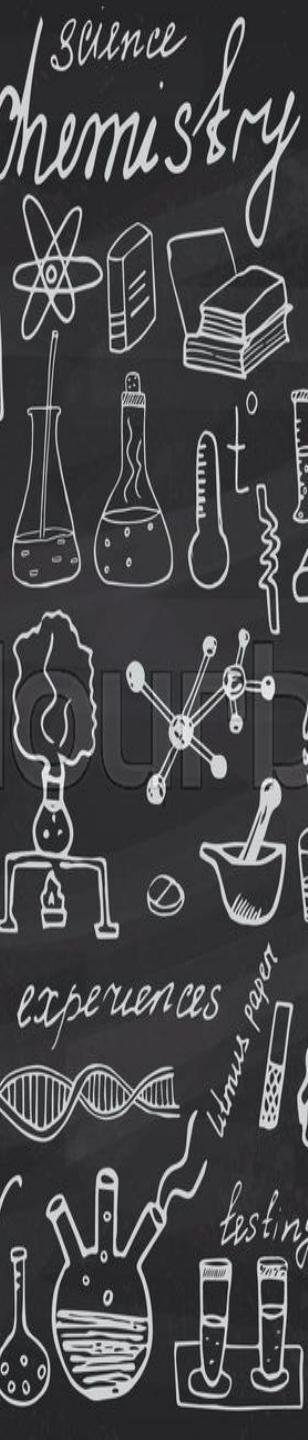
Base forte \rightarrow pH basico



$$[\text{OH}^-] = 0,42 \cdot 2 = 0,84 \text{ mol/L}$$

$$\text{pOH} = -\log(0,84) = 0,08$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 0,08 = 13,92 \quad \text{pH basico}$$



⑥



Acidu debole \rightarrow pH acidu



I 0,40

-

0,00

0,00

Δ -x

-

+x

+x

E 0,40-x

x

x

$$K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = 1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{x \cdot x}{0,40-x}$$

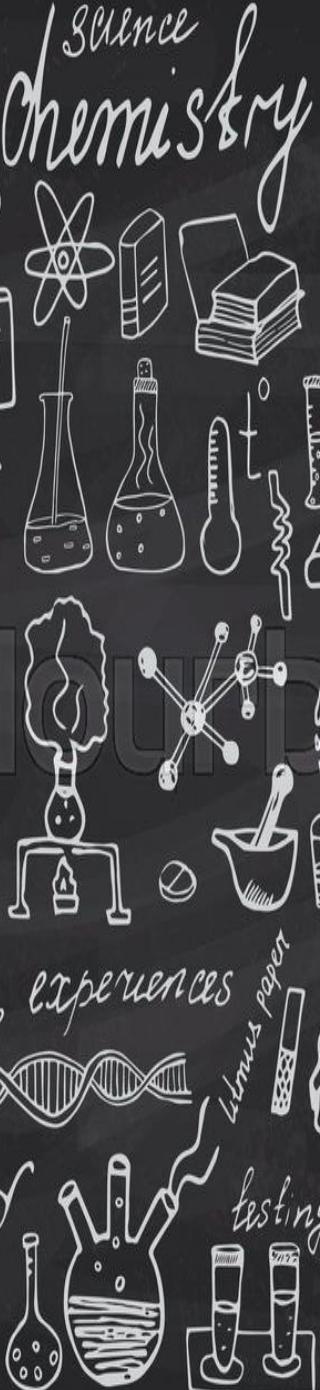
$$\frac{x^2}{0,40} = 1,8 \cdot 10^{-5} \rightarrow x^2 = 7,2 \cdot 10^{-6} \rightarrow x = 0,0027$$

$$x = [\text{H}_3\text{O}^+] = 2,7 \cdot 10^{-3}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (0,0027) = 2,57$$

pH
acidu

cufinu
de poter
trascurare lant



C) 0,350 kg ($\text{Ca}(\text{OH})_2$) $\rightarrow \text{PM} = 74,1 \text{ g/mol}$

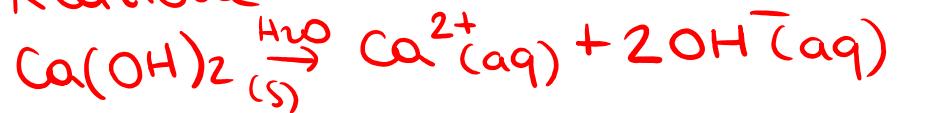


$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-2,00} = 1 \cdot 10^{-2} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$\text{mol}(\text{HCl}) = 2,000 \text{ L} \cdot 0,01 \frac{\text{mol}}{\text{L}} = 20,0 \text{ mol}$$

$$\text{mol}(\text{Ca}(\text{OH})_2) = \frac{350 \text{ g}}{74,1 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 4,72 \text{ mol}$$

Reazione



$$\text{mol}(\text{OH}^-) = 4,72 \cdot 2 = 9,45 \text{ mol}$$

Reazione di neutralizzazione



I	9,45	20,0	\equiv
A	-9,45	-9,45	$\cancel{\equiv}$
E	0,00	10,55	$\cancel{-}$

Avanza 10,55 mol H_3O^+

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{10,55 \text{ mol}}{2,000 \text{ L}} = 5,3 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

$$\begin{aligned} \text{pH} &= -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(5,3 \cdot 10^{-3}) \\ &= 2,28 \end{aligned}$$



ESERCIZI



8. Calcolare la formula molecolare della vitamina C, che dall'analisi centesimale risulta avere la seguente composizione percentuale in massa: 40.9% C, 54.5% O e 4.58% H. La massa molare della vitamina C è 176 g/mol.

100g

$$40,9 \text{ g di C} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{12 \text{ g}} = 3,41 \text{ mol C}$$

$$54,5 \text{ g di O} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{16 \text{ g}} = 3,41 \text{ mol O}$$

$$4,58 \text{ g di H} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{1,01 \text{ g}} = 4,53 \text{ mol H}$$

$$\frac{O}{C} = \frac{3,41}{3,41} = 1,00$$

$$\frac{H}{C} = \frac{4,53}{3,41} = 1,33$$

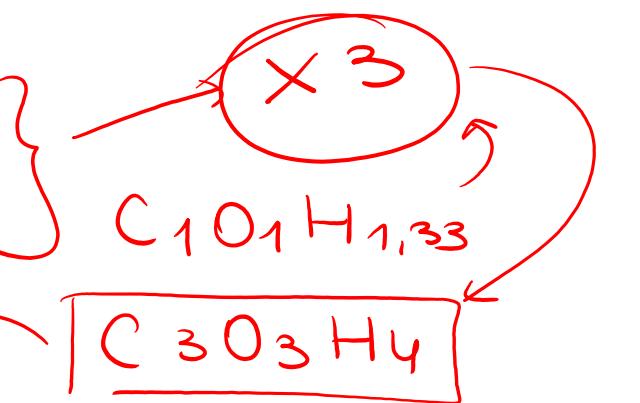
$$MM(C_3H_4O_3) = 88 \text{ g/mol}$$

$$\frac{176}{88} = 2 \rightarrow \text{fattore molt.}$$

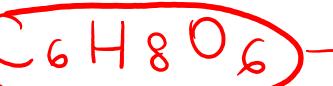
$$MA(C) = 12,0 \text{ g/mol}$$

$$MA(O) = 16,0 \text{ g/mol}$$

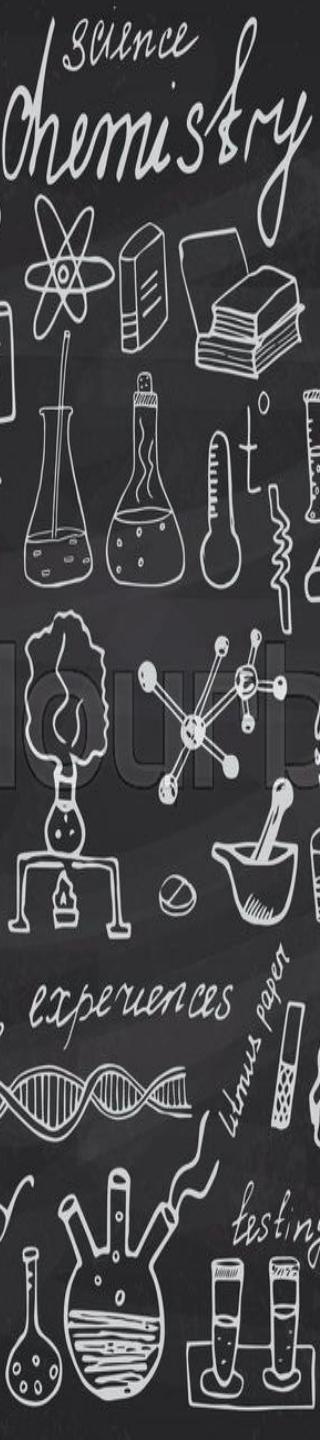
$$MA(H) = 1,01 \text{ g/mol}$$



×2



$$\rightarrow PM = 176 \text{ g/mol}$$



ESERCIZI

1 mol → 0,758 mol

9. Un composto A con concentrazione iniziale 1 M si trasforma in un composto B secondo una cinetica del primo ordine.
Si rileva che ad una data temperatura la concentrazione si riduce al 75,8% del valore iniziale; questo in un tempo di 446 sec. Calcola la costante specifica ed il tempo necessario per ridurre la concentrazione al 60% del valore iniziale.

(a)

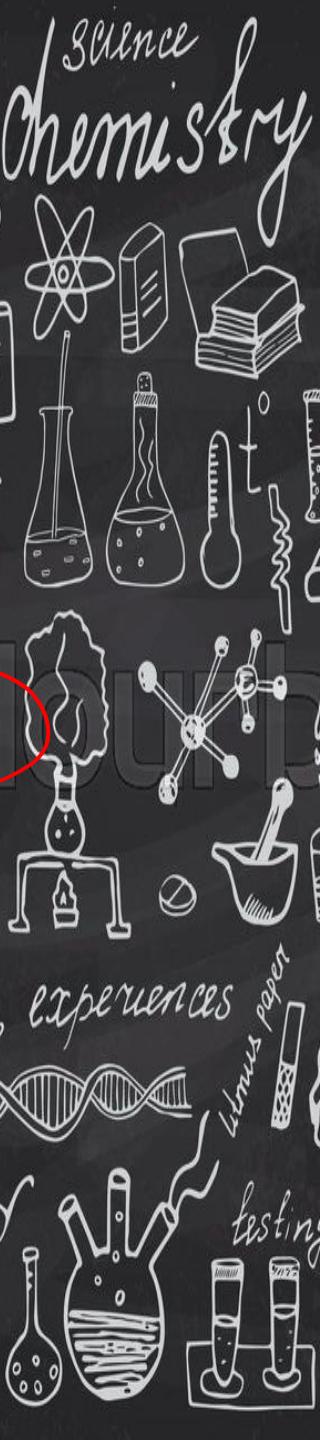
a) legge cinetica del 1° ordine

$$\ln [A]_t = -kt + \ln [A]_0$$

$$\hookrightarrow k = \frac{1}{t} \ln \frac{[A]_0}{[A]_t} = \frac{1}{446\text{s}} \cdot \ln \frac{1}{0,758} = 0,000621 = (6,21 \cdot 10^{-4}\text{s}^{-1})$$

(b)

$$b) t = \frac{1}{k} \cdot \ln \frac{[A]_0}{[A]_t} = \frac{1}{6,21 \cdot 10^{-4}\text{s}^{-1}} \ln \frac{1}{0,60} = 822\text{s}$$



Per domande e chiarimenti:

laura2.riva@polimi.it



POLITECNICO
MILANO 1863