

# Tutorato di chimica generale

Tutor: Riva Laura



**POLITECNICO**  
MILANO 1863

# Per registrare la presenza al tutorato:

Vai sul sito: [www.tutorapp.polimi.it](http://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



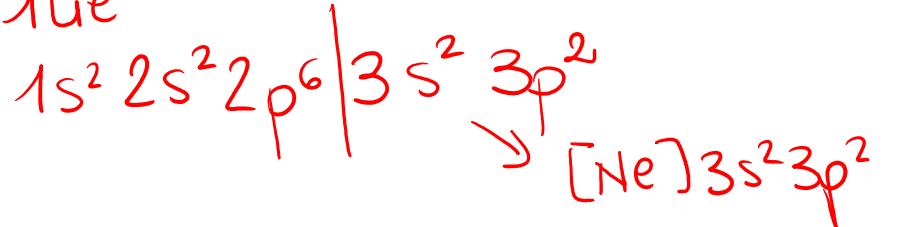
**POLITECNICO**  
MILANO 1863

# ESERCIZI

1. Scrivere la configurazione elettronica delle seguenti specie:

~~Si - O<sup>-</sup> - Cl<sup>-</sup> - Mg<sup>2+</sup> - Cr~~

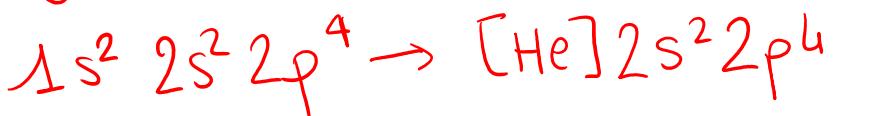
① Si → 14e<sup>-</sup>



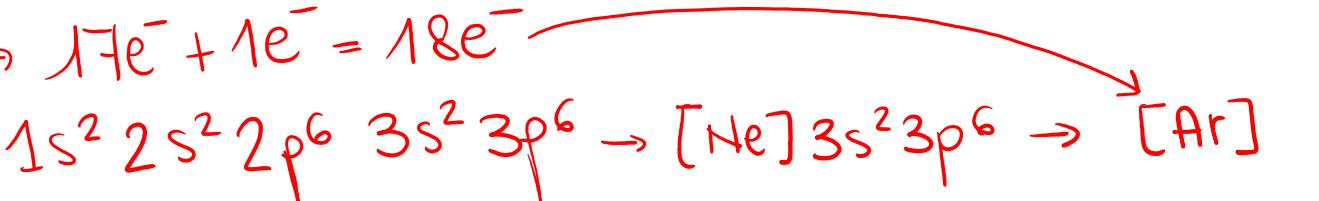
ultimo guscio elettronico



② O → 8e<sup>-</sup>



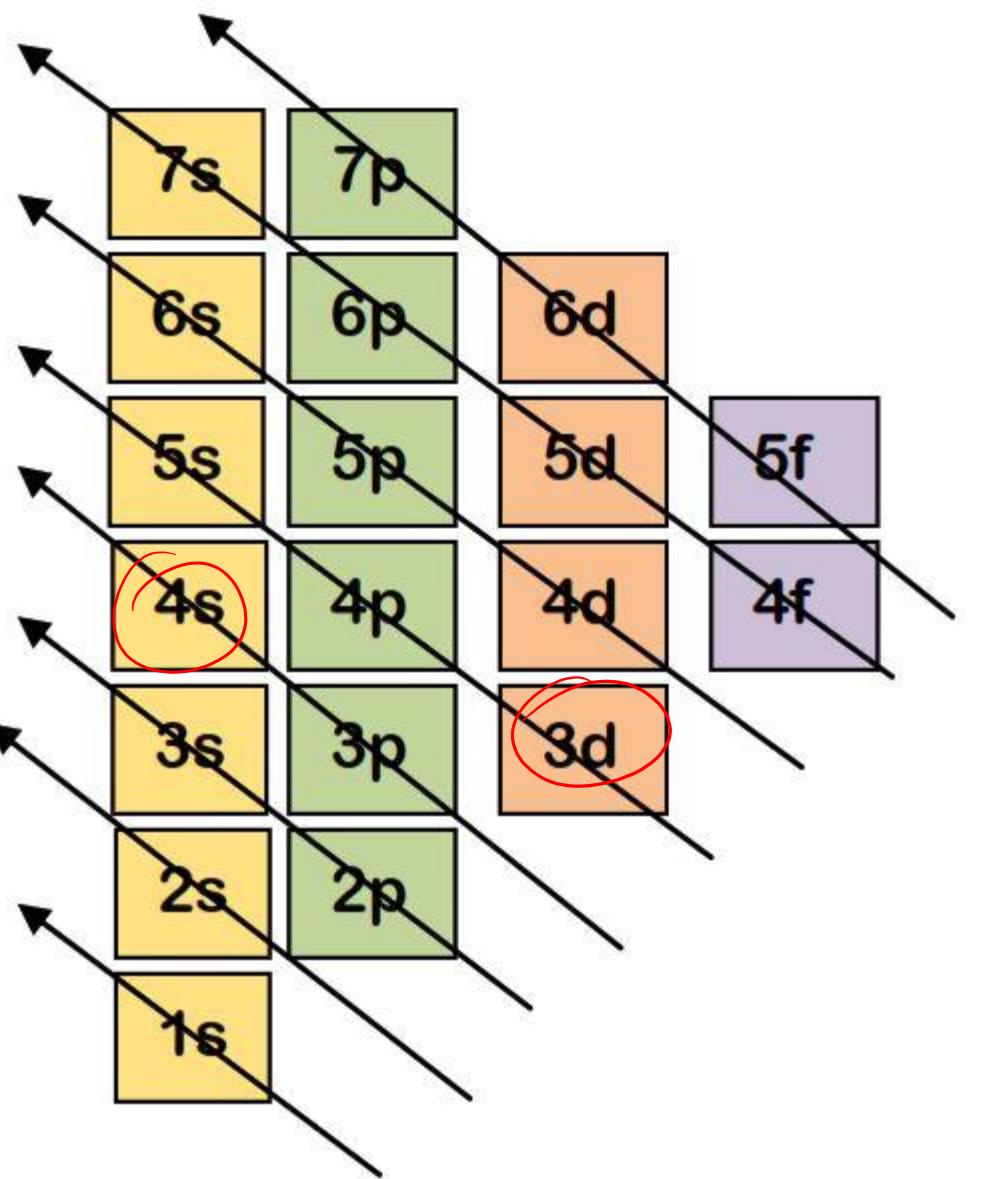
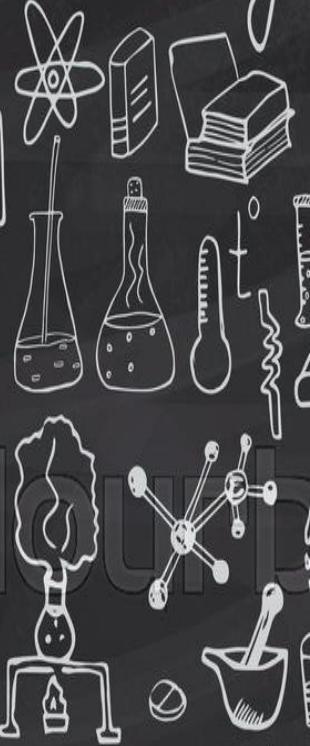
③ Cl<sup>-</sup> → 17e<sup>-</sup> + 1e<sup>-</sup> = 18e<sup>-</sup>

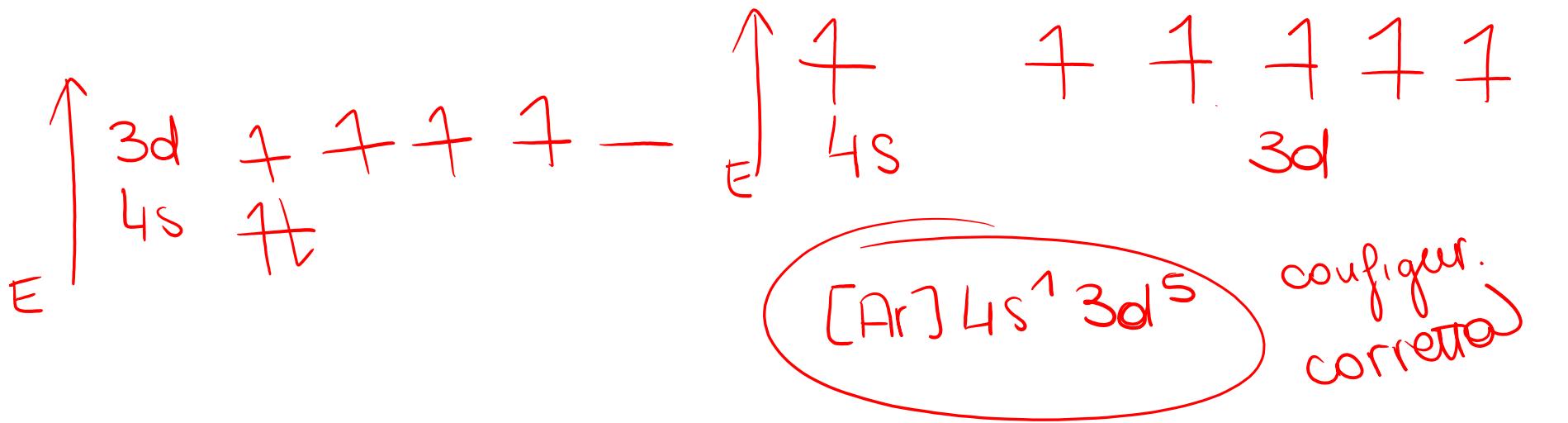
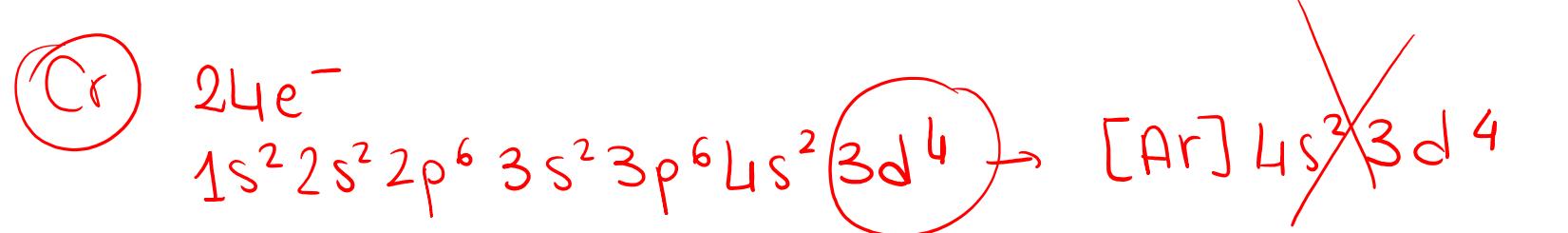
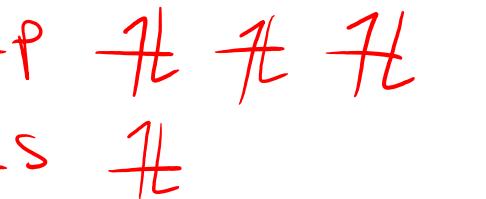
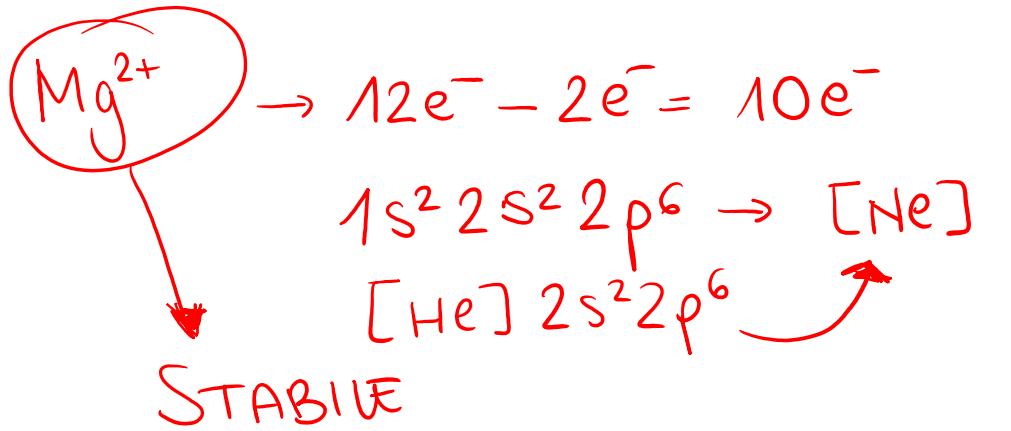
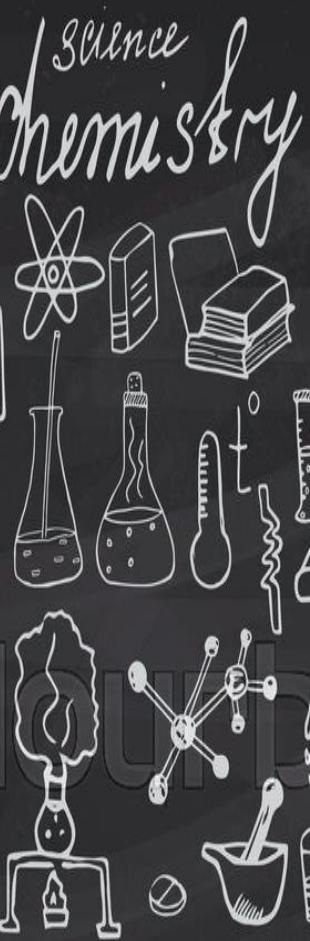


STABILE



# Science chemistry





# ESERCIZI

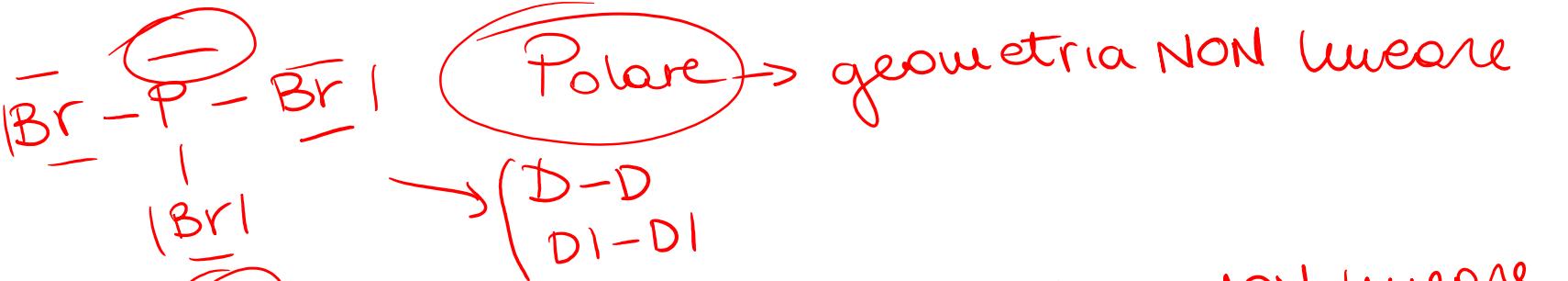
2. Tra le seguenti sostanze: ~~SrBr<sub>2</sub>, PBr<sub>3</sub>, CF<sub>4</sub>, Li<sub>2</sub>O, CH<sub>3</sub>OH, NCl<sub>3</sub>, CF<sub>3</sub>Cl, CsI, PCl<sub>5</sub>, SO<sub>2</sub>, CS<sub>2</sub>, SF<sub>6</sub>~~, quali sono sicuramente costituite da ioni e quali da molecole? Quali tipi di interazione sono responsabili della formazione del solido cristallino? Quali di queste sostanze sono sicuramente solubili in benzene C<sub>6</sub>H<sub>6</sub>(l)?



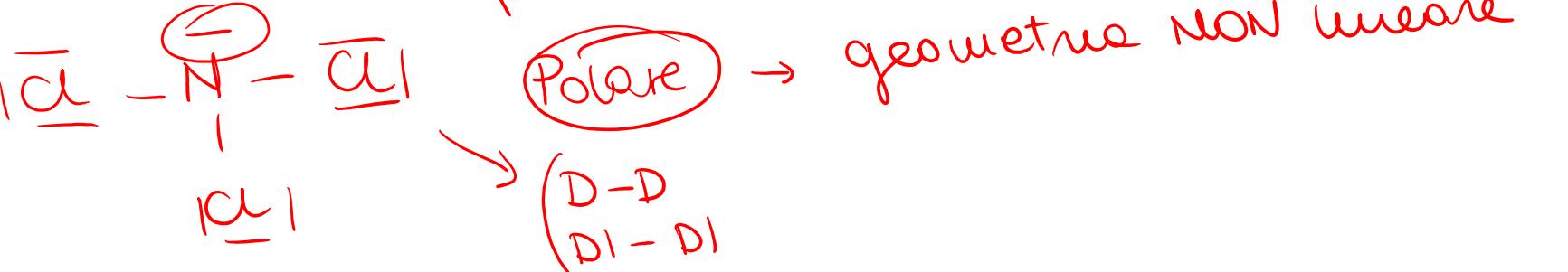
solvente  
APOLARE

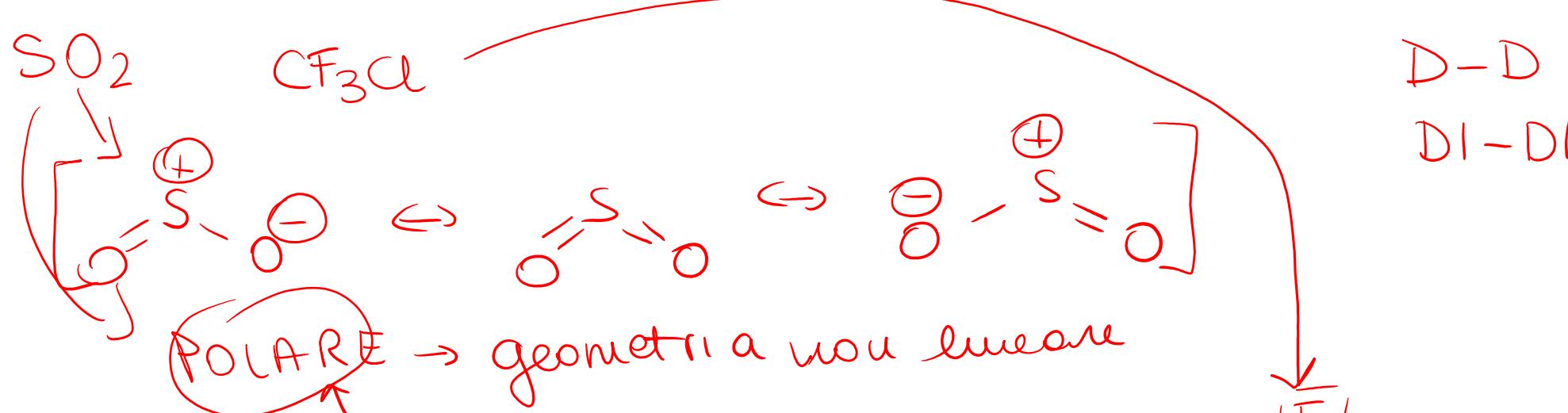
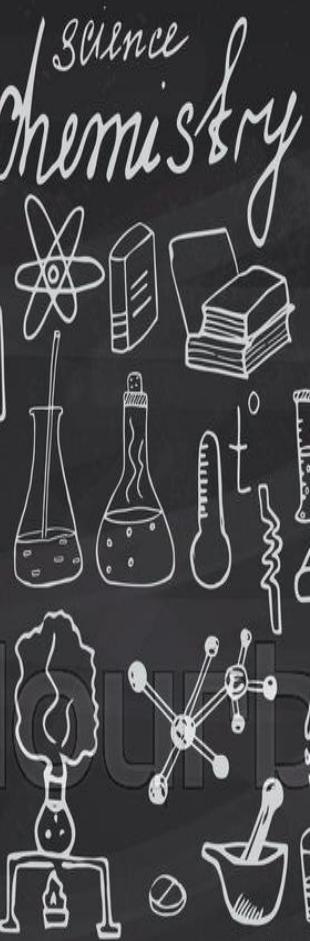
sostanze costituite da IONI

PBr<sub>3</sub>



Na<sub>3</sub>





$\text{CS}_2$  /  $\text{SF}_6$  /  $\text{CF}_4$  /  $\text{PCl}_5$  } APOLARI → geometria simmetrica

Grazie le molde che si sciolgono  
in benzene

APOLARI

# ESERCIZI

3. Quale volume di anidride solforosa si forma (a 0°C e 760 torr) dalla reazione di 30 g di solfito di potassio con 5.42 L di HCl gas?

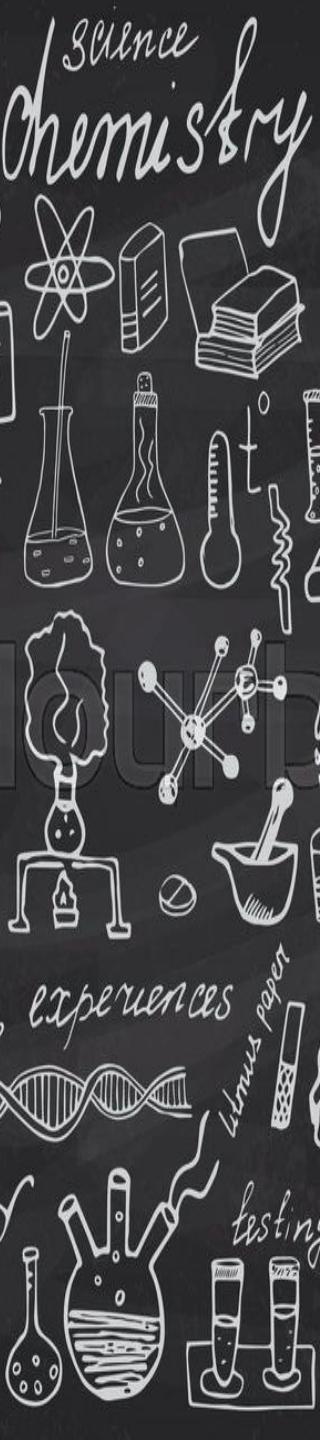


1 mole di gas occupa 22.414 L

$$5.42 \text{ L} \rightarrow 1 \text{ mol} : 22.414 = x \text{ mol} : 5.42 \text{ L} \rightarrow x = \frac{5.42 \cdot 1}{22.414} = 0.2418 \text{ mol}$$

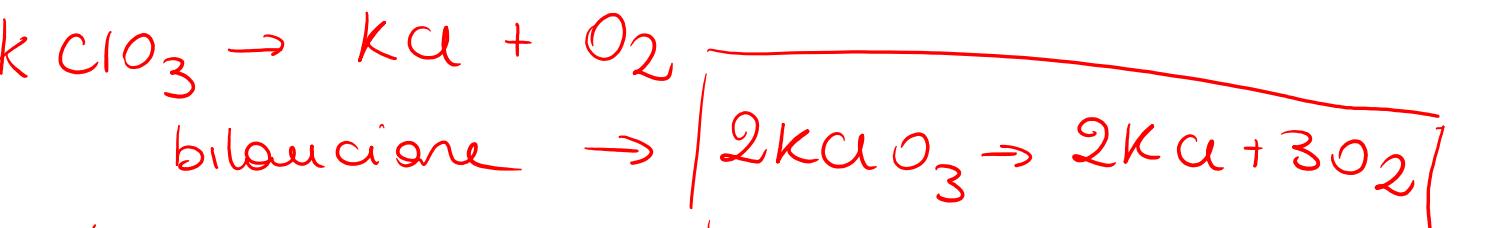
$$\text{mol(SO}_2\text{)}_{\text{formate}} = \text{mol(HCl(g))}/2 = \frac{0.2418 \text{ mol}}{2} \\ = 0.1209 \text{ mol}$$

$$1 : 22.414 = 0.1209 : x \text{ L} \rightarrow x = \frac{22.414 \cdot 0.1209}{1} \\ = \underline{\underline{2.71 \text{ L}}}$$



# ESERCIZI

4. La decomposizione termica di 300 g di clorato di potassio produce 107 g di ossigeno molecolare. Calcolare la resa della reazione.



$$\text{PM(KClO}_3) = 122,551 \text{ g/mol}$$

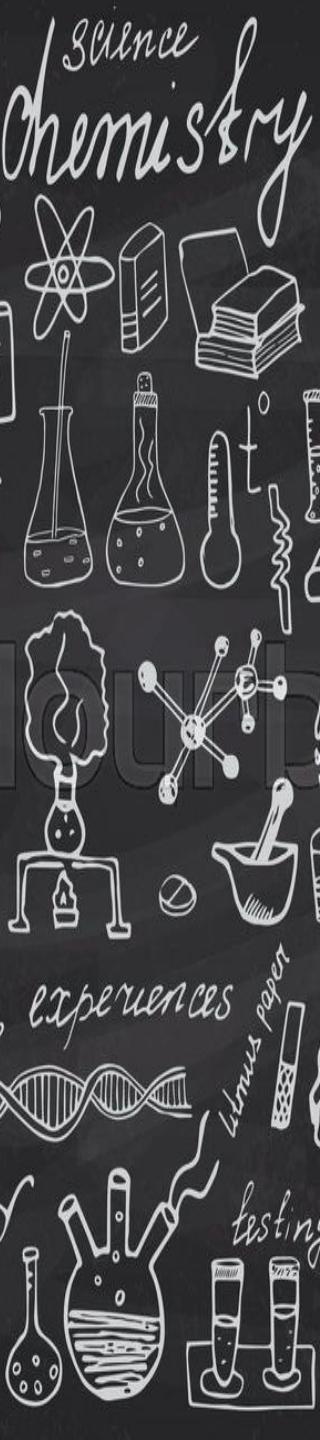
$$\text{PM(K)} = 74,551 \text{ g/mol}$$

$$\text{PM(O}_2) = 32 \text{ g/mol}$$

$$\text{mol(KClO}_3) = \frac{300 \text{ g}}{122,551 \text{ g/mol}} = 2,448 \text{ mol} \quad \text{mol(O}_2) = \frac{107 \text{ g}}{32 \text{ g/mol}} = 3,34375 \text{ mol} \quad (\text{REAU})$$

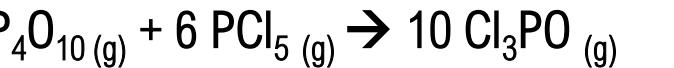
$$\text{Rresa 100-1.} \rightarrow 2,448 \text{ mol} \cdot \frac{3}{2} = 3,672 \text{ mol} \quad (\text{TEORICA})$$

$$\text{Rresa.} = \frac{3,34375 \text{ mol}}{3,672 \text{ mol}} \cdot 100 = 91\%$$



# ESERCIZI

5. Calcolare il valore di  $\Delta H^0$  per la reazione

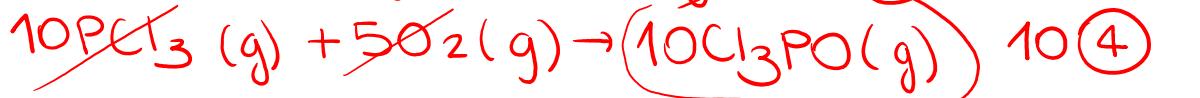
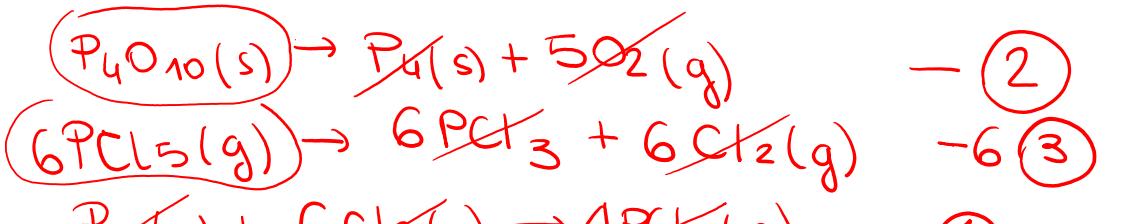
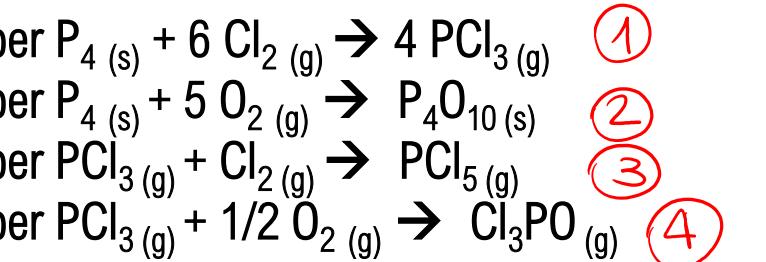


Sapendo che:  $\Delta H^0 = -1225.6 \text{ kJ}$

$\Delta H^0 = -2967.3 \text{ kJ}$

$\Delta H^0 = -84.2 \text{ kJ}$

$\Delta H^0 = -285.7 \text{ kJ}$



Legge di Hess



$$\Delta H^{\circ}_{\text{TOT}} = 2967.3 + 505.2 - 1225.6 - 2857 = -610,1 \text{ kJ}$$

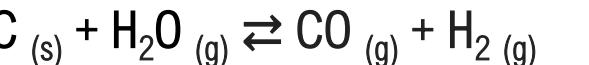
[-610,1 kJ]



# ESERCIZI

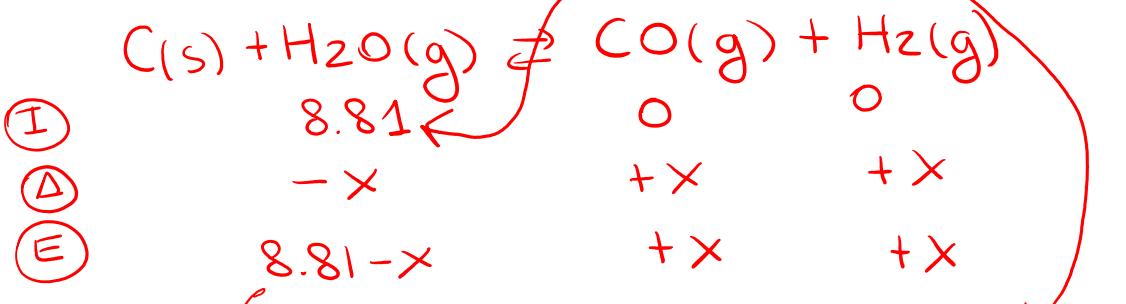
1073K

6. Alla t di 800°C la K<sub>p</sub> della reazione chimica



vale 14.1. Determinare:

- a) Quali sono le pressioni parziali e la pressione totale all'equilibrio a questa temperatura se si conduce la reazione con C solido in eccesso e 10.0 moli di H<sub>2</sub>O in un recipiente da 100 L.



$$P(H_2O) = p(H_2O) = \frac{nRT}{V} = \frac{10.0 (0.0821 \cdot 1073)}{100} = 8.81 \text{ atm}$$

$$K_p = \frac{x^2}{(8.81-x)} = 14.1 \quad \rightarrow x^2 + 14.1x - 124.22 = 0 \quad \rightarrow x = 6.14$$

All'equilibrio:  $\begin{cases} p(CO) = 6.14 \text{ atm} \\ p(H_2) = 6.14 \text{ atm} \\ p(H_2O) = 8.81 - 6.14 = 2.67 \text{ atm} \end{cases} \quad \left. \begin{array}{l} P_{TOT} = (6.14 \cdot 2) + 2.67 \\ = 14.95 \text{ atm} \end{array} \right\}$

$$\left[ \begin{array}{l} p(CO) = p(H_2) = 6.14 \text{ atm} \\ p(H_2O) = 2.67 \text{ atm} \\ P(TOT) = 14.95 \text{ atm} \end{array} \right]$$



# ESERCIZI

b) Se la reazione è eso o endotermica, tenendo conto che la sua  $K_p$  a 120°C vale  $8.0 \cdot 10^{-20}$ .

La  $K_p$  aumenta all'aumentare della temperatura (a 800°C era 14,1) → per il principio di Le Chatelier, la reazione è endotermica

[endotermica]

c) La direzione in cui la reazione evolve è  $\Delta G$  di reazione a 800°C per un sistema in cui si ha carbone in eccesso e le  $P_{\text{iniz}}$  di H<sub>2</sub>O, CO e H<sub>2</sub> sono tutte pari a 15,5 atm.

$$K_p = 14,1$$
$$Q = \frac{(15,5)^2}{15,5} = 15,5 \quad Q > K_p \rightarrow \text{la reazione evolve verso i REAGENTI}$$

$$\begin{aligned}\Delta G &= \Delta G^\circ + RT \ln Q = \\ &= -RT \ln K_p + RT \ln Q = \\ &= RT \ln \frac{Q}{K_p} = RT \ln \frac{15,5}{14,1} = +0,844 \text{ kJ/mol}\end{aligned}$$

[ $\Delta G > 0 \rightarrow$  non spontanea]

# ESERCIZI

7. Si neutralizzano 2.00 L di una soluzione 0.100 M di acido solforoso ( $\text{H}_2\text{SO}_3$ ) a 25°C con 2.00 L di soluzione 0.200 M di NaOH. Quale sarà il pH della soluzione risultante, tenendo conto che per  $\text{H}_2\text{SO}_3$  la  $K_{a1}$  è  $1.5 \cdot 10^{-2}$  e la  $K_{a2}$  è  $1.2 \cdot 10^{-7}$ ?

$$\text{mol}(\text{H}_2\text{SO}_3) = M \cdot V = 0,100 \frac{\text{mol}}{L} \cdot 2,00 \text{L} = 0,200 \text{ mol}$$

$$\text{mol}(\text{NaOH}) = M \cdot V = 0,200 \frac{\text{mol}}{L} \cdot 2,00 \text{L} = 0,400 \text{ mol}$$



Base debole coniugata  
di  $\text{HSO}_3^-$

deriva da una base forte  
NON reagisce con l'acqua

$$K_{a2} = 1,2 \cdot 10^{-7}$$

$$K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{1,2 \cdot 10^{-7}} = 8,3 \cdot 10^{-8}$$



$$K_b = 8,3 \cdot 10^{-8} = \frac{[\text{HSO}_3^-][\text{OH}^-]}{[\text{SO}_3^=]}$$



$$[\text{SO}_3^{=}] = \frac{0,200 \text{ mol}}{4,00 \text{ L}} = 5,00 \cdot 10^{-2} \text{ M} \rightarrow \text{Cb}$$

$$[\text{HSO}_3^-] = [\text{OH}^-] = \sqrt{K_b \cdot C_b} = \sqrt{8,3 \cdot 10^{-8} \cdot 5,00 \cdot 10^{-2}}$$
$$= 6,45 \cdot 10^{-5}$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] =$$
$$= -\log (6,45 \cdot 10^{-5}) = 4,19$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 4,19 = 9,81$$

pH della soluzione  
risultante

↓  
pH basico

# ESERCIZI

8. La decomposizione del biossido di azoto avviene secondo la seguente reazione con una cinetica del II ordine.



a) Noto che 2.00 mol di  $\text{NO}_2$  sono poste in un reattore di volume 1.0 L alla temperatura di  $300^\circ\text{C}$  e che la  $K$  (costante cinetica) alla stessa  $T$  è pari a  $0.550 \text{ s}^{-1} \cdot \text{M}^{-1}$ , calcolare le concentrazioni di tutte le specie coinvolte a 10.0 s dall'inizio della reazione.

$$[\text{NO}_2]_{t_0} = \frac{2,00 \text{ mol}}{1,0 \text{ L}} = 2,00 \frac{\text{mol}}{\text{L}} = 2,00 \text{ M}$$

$$T = 300^\circ\text{C} = 573 \text{ K}$$
$$K = 0,550 \text{ s}^{-1} \cdot \text{M}^{-1}$$

Applico l'equazione cinetica del II ordine

$$\frac{1}{[\text{NO}_2]_t} = K \cdot t + \frac{1}{[\text{NO}_2]_0} \rightarrow [\text{NO}_2]_t = \frac{[\text{NO}_2]_0}{1 + kt [\text{NO}_2]_0} = \frac{2,00 \text{ M}}{1 + 0,550 \frac{1}{\text{s} \cdot \text{M}}} \cdot 108 \cdot 2,00 \text{ M}$$
$$= 0,167 \text{ M} = [\text{NO}_2]_{10s}$$

$$2,00 - 0,167 = 1,83 \text{ mol}$$

$$\text{mol}_1 (\text{NO})_f = 1,83 \text{ mol}$$

$$\text{mol}_1 (\text{O}_2)_f = 1,83 / 2 = 0,915 \text{ mol}$$

$$[\text{NO}_2]_{10s} = 0,167 \text{ M}$$

$$[\text{NO}]_{10s} = 1,83 \text{ M}$$

$$[\text{O}_2]_{10s} = 0,915 \text{ M}$$



# ESERCIZI

b) Prevedere, motivando, se a 600 K la  $k$  sarà maggiore o minore rispetto alla  $k$  a 300°C.

$$k(600\text{K}) > k(300^\circ\text{C}) \\ k(573\text{K})$$

Teoria degli URTI

c) Calcolare la  $K_c$  a 600 K sapendo che l' $E_a$  della reazione è pari a 19.3 kJ/mol.

Equazione di Arrhenius  $\rightarrow K = A e^{-\frac{E_a}{RT}}$

$\rightarrow 19300 \text{ J/mol}$

$(T_1)$   
 $573\text{K} \rightarrow 0.550 \frac{1}{\text{s.M}} (\text{k}_1)$

$\swarrow$   
 $600\text{K} \rightarrow k_2 (?)$

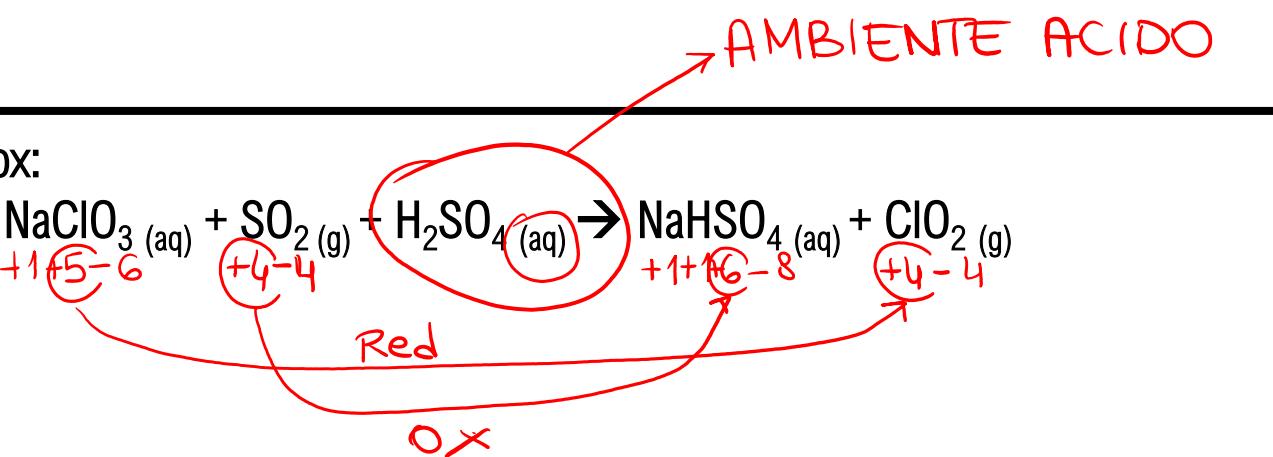
$$\frac{k_1(T_1)}{k_2(T_2)} = \frac{A e^{-\frac{E_a}{RT_1}}}{A e^{-\frac{E_a}{RT_2}}} \rightarrow k_2 = k_1 e^{\frac{E_a}{R} \left( \frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)}$$

$$k_2 = 0,66 \frac{1}{\text{s.M}}$$



# ESERCIZI

9. Bilanciare la seguente Redox:



Semicitazioni



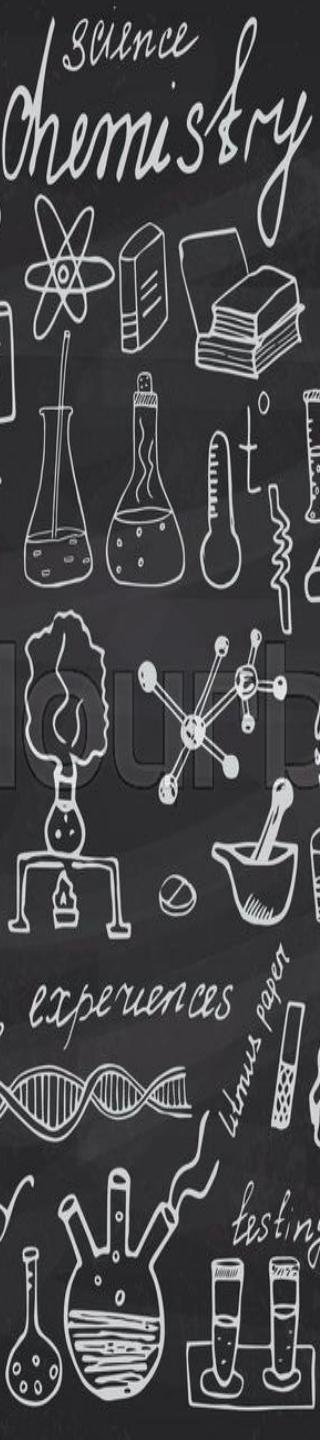
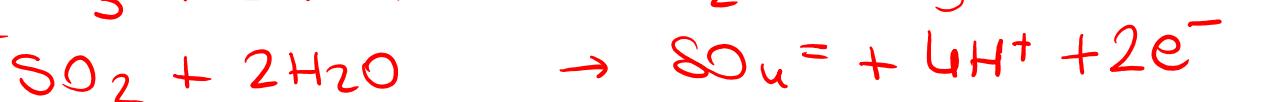
Ambiente acido → Bilancio le masse

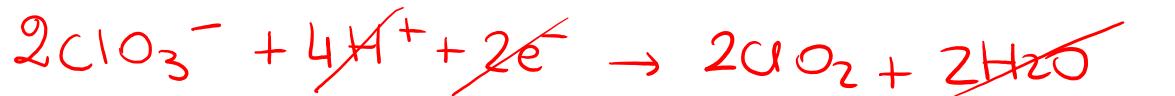


Indico gli e<sup>-</sup> in movimento

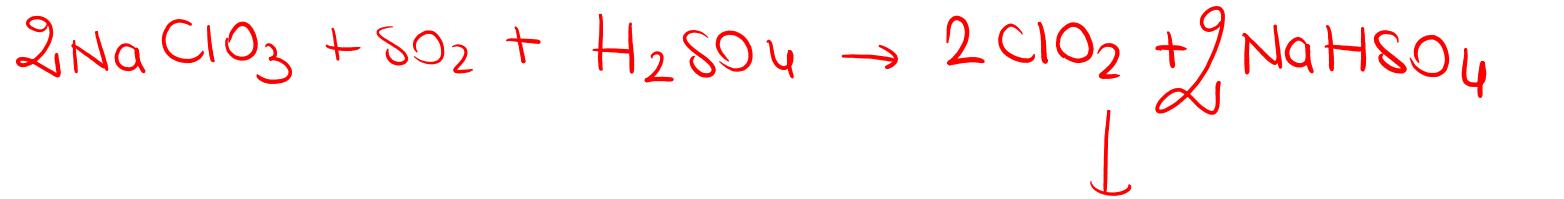


serve per bilanciare  
gli elettroni





Aggiungo gli ioni spettatori e li bilancio



Redox bilanciate  
In ambiente acido

Per domande e chiarimenti:

*[laura2.riva@polimi.it](mailto:laura2.riva@polimi.it)*



**POLITECNICO**  
MILANO 1863