

Giochi e Campionati Internazionali della Chimica 2026

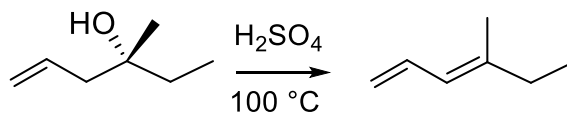
Competizione individuale – Finale nazionale GARA 2

08 maggio 2026 ore 15:00

Classe di Concorso B

DOMANDA 1

Quando il substrato della reazione mostrata viene riscaldato in presenza di acido solforico concentrato, tra i possibili prodotti di reazione si isola quello principale come riportato nella figura.



Indicare:

- | | |
|--|----------------|
| (1) Il nome IUPAC del reagente | 2 punti |
| (2) Il nome IUPAC del prodotto | 2 punti |
| (3) Il meccanismo completo di reazione | 3 punti |
| (4) Discutere la tipologia dell'intermedio | 1 punto |
| (5) Spiegare i motivi della osservata regioselettività | 2 punti |

DOMANDA 2

In sintesi organica, un gas molto utilizzato è il monossido di carbonio. Esso può essere preparato usando la reazione di Boudouard inversa, una reazione di ossidoriduzione all'equilibrio che utilizza anidride carbonica e grafite come reagenti ($\Delta G^\circ = -R T \ln K$; $R = 8,314 \text{ J / K mol}$).

(1) Scrivere la reazione bilanciata

1 punto

(2) Noti i seguenti parametri termodinamici, dimostrare che la costante di equilibrio (K_p) a temperatura ambiente è minore di 1

3 punti

Sostanza	$\Delta H_f^0 \text{ (kJ mol}^{-1}\text{)}$	$\Delta S^\circ \text{ (J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}\text{)}$
$\text{CO}_{2(g)}$	-393,51	213,79
$\text{CO}_{(g)}$	-110,53	197,66
$\text{C}_{(s,grafite)}$	0	5,74

Considerando i dati termodinamici riportati in tabella (considerati costanti al variare della temperatura):

(3) determinare la temperatura in corrispondenza della quale il valore della costante di equilibrio diventa 1

2 punti

(4) calcolare il valore della costante di equilibrio della reazione a 800 °C.

2 punti

(5) si faccia avvenire il processo in un reattore mantenuto a 800 °C, con un eccesso di grafite e a pressione totale di 6,0 atm. Calcolare la pressione parziale di CO all'equilibrio in queste condizioni.

2 punti

DOMANDA 3

Una soluzione acquosa contiene Fe^{3+} e Ni^{2+} , entrambi a concentrazione iniziale pari a 0,010 mol/L. Si desidera separare questi ioni per precipitazione frazionata con NaOH (2,0 mol/L).

Noti i prodotti di solubilità a 25 °C:

$$K_{ps}(\text{Fe}(\text{OH})_3) = 2,8 \times 10^{-39}$$

$$K_{ps}(\text{Ni}(\text{OH})_2) = 5,5 \times 10^{-16}$$

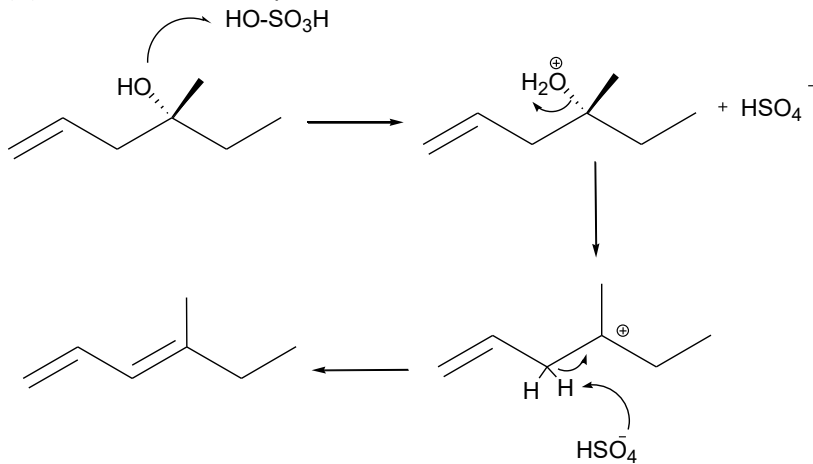
- (1) Scrivere le reazioni di precipitazione. **2 punti**
- (2) Calcolare, per ciascun catione, la concentrazione di OH^- alla quale inizia la precipitazione dell'idrossido e determinare il pH corrispondente. **2 punti**
- (3) Sulla base dei risultati ottenuti, stabilire se è possibile una precipitazione frazionata dei due cationi mediante controllo del pH motivando la risposta, e indicare l'intervallo di pH operativo (non considerare le variazioni di volume successive alle aggiunte di NaOH; considerare una concentrazione residua dello ione metallico pari a 10^{-5} mol/L per avere precipitazione quantitativa). **4 punti**
- (4) Calcolare la concentrazione residua dello ione che precipita per primo quando comincia a precipitare il secondo. **1 punto**
- (5) Calcolare il pH a cui entrambi gli ioni si possono considerare precipitati quantitativamente. **1 punto**

Risposta quesito 1

(1) (3*R*)-3 metil-es-5-en-3-olo

(2) (3*E*)-4-metil-esa-1,3-diene

(3) Il meccanismo completo di reazione



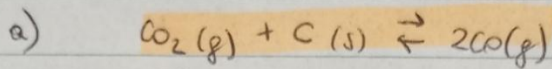
(4) Carbocatione terziario (dopo trasposizione di idruro si potrebbe ottenere un carbocatione allilico; vanno bene entrambi)

(5) Si ottiene il prodotto di eliminazione più stabile ovvero il diene coniugato. L'altro possibile prodotto sarebbe un diene non coniugato (4-metil-1,4-esadiene)

Risposta quesito 2

GARA 2

ESERCIZIO B



b) $K_p < 1$ a $T = 298 \text{ K}$

$$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T \cdot \Delta S^\circ \quad \text{e} \quad \Delta G^\circ = -RT \cdot \ln K_p$$

$$\begin{aligned} \Delta H^\circ &= \sum \Delta H_f^\circ(\text{prodotti}) - \sum \Delta H_f^\circ(\text{reagenti}) = \\ &= 2 \cdot (-110.53) - [(-393.51) + 0] = 172.45 \\ &\quad \frac{\text{KJ}}{\text{mol}} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \Delta S^\circ &= \sum S^\circ(\text{prodotti}) - \sum S^\circ(\text{reagenti}) = \\ &\stackrel{(298\text{K})}{=} 2 \cdot (197.66) - [213.79 + 5.74] = 145.8 \frac{\text{KJ}}{\text{mol}} \end{aligned}$$

quindi: $\Delta G^\circ = \frac{172.45}{\text{KJ/mol}} - 298 \text{ K} \cdot \frac{145.8}{\text{Kmol}} =$

$$= 120.06 \frac{\text{KJ}}{\text{mol}}$$

$\Delta G^\circ > 0 \Rightarrow \Delta G^\circ = -RT \cdot \ln K_p$ quindi:

$$\ln K_p = -\frac{\Delta G^\circ}{RT} < 0 \Rightarrow K_p < 1$$

c) $K_p = 1 = ?$

$$\ln K_p = 0 \Rightarrow \Delta G^\circ = 0 \quad \text{quindi: } \Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ$$

$$\Delta H^\circ - T\Delta S^\circ = 0$$

↓

$$T = \frac{\Delta H^\circ}{\Delta S^\circ}$$

Sostituendo: $T = \frac{172.45 \text{ kJ/mol}}{0.1758 \text{ kJ/mol}\cdot\text{K}} = 981 \text{ K}$

$$T = 981 \text{ K} = 708 \text{ }^\circ\text{C}$$

d) $K_p(800^\circ\text{C}) = ?$

$$T = 800 + 273.15 = 1073.15 \text{ K}$$

$$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T \cdot \Delta S^\circ = \frac{172.45 \text{ kJ}}{\text{mol}} - 1073.15 \cdot \frac{0.1758 \text{ kJ}}{\text{mol}\cdot\text{K}}$$

$$= -16.20 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

$$\Delta G^\circ = -RT \cdot \ln K_p \Rightarrow \ln K_p = -\frac{\Delta G^\circ}{RT}$$

$$\ln K_p = - \frac{16200 \text{ J/mol}}{8.314 \text{ J} \cdot 1073.15 \text{ K}} = 1.82$$

$$K_p = e^{1.82} = 6.14$$

e) $T(\text{reattore}) = 800^\circ\text{C}$, $p_{\text{tot}} = 6.0 \text{ atm}$, $p(\text{CO}) = ?$

$$K_p = \frac{(p_{\text{CO}})^2}{p_{\text{CO}_2}} = 6.14 \quad e \quad p_{\text{CO}} + p_{\text{CO}_2} = 6.0 \text{ atm}$$

se $p_{\text{CO}} = x$, $p_{\text{CO}_2} = 6.0 - x$, sostituisco:

$$K_p = \frac{x^2}{(6.0 - x)} = 6.14$$

$$x^2 = 6.14 \cdot (6.0 - x)$$

$$x^2 + 6.14x - 36.84 = 0 \quad (\text{eq. quadratiche})$$

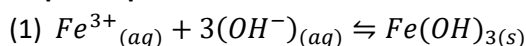
$$x = \frac{-6.14 \pm \sqrt{6.14^2 + 4 \cdot 36.84}}{2} =$$

$$= \frac{-6.14 + \sqrt{185.1}}{2} = 3.73$$

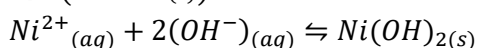
$$\Rightarrow p_{\text{CO}} = 3.73 \text{ atm}$$

$$p_{\text{CO}_2} = 6.0 \text{ atm} - 3.73 \text{ atm} = 2.27 \text{ atm}$$

Risposta quesito 3



$$K_{ps}(Fe(OH)_3(s)) = [Fe^{3+}] * [OH^-]^3 = 2,8 \times 10^{-39} \text{ (mol/L)}^4$$



$$K_{ps}(Ni(OH)_2(s)) = [Ni^{2+}] * [OH^-]^2 = 5,5 \times 10^{-16} \text{ (mol/L)}^3$$

(2)

Calcolo della concentrazione di ioni OH^- e del pH di inizio precipitazione del $Fe(OH)_3(s)$

$$[OH^-] = \sqrt[3]{K_{ps}(Fe(OH)_3(s)) / [Fe^{3+}]} = \sqrt[3]{2,8 \times 10^{-39} \left(\frac{\text{mol}}{\text{L}}\right)^4 / 0,01 \left(\frac{\text{mol}}{\text{L}}\right)} = 6,54 \times 10^{-13} \text{ mol/L}$$

$$pOH = 12,18$$

$$pH = 1,82 \text{ (pH di inizio precipitazione del } Fe^{3+}\text{)}$$

Calcolo della concentrazione di ioni OH^- e del pH di inizio precipitazione del $Ni(OH)_2(s)$

$$[OH^-] = \sqrt{K_{ps}(Ni(OH)_2(s)) / [Ni^{2+}]} = \sqrt{5,5 \times 10^{-16} \left(\frac{\text{mol}}{\text{L}}\right)^3 / 0,01 \left(\frac{\text{mol}}{\text{L}}\right)} = 2,35 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$$

$$pOH = 6,63$$

$$pH = 7,37 \text{ (pH di inizio precipitazione del } Ni^{2+}\text{)}$$

Precipita per primo il sale più insolubile $Fe(OH)_3$.

(3)

Lo ione Fe^{3+} precipiterà per primo poiché la concentrazione di $[OH^-]$ necessaria per l'inizio della precipitazione è $6,54 \times 10^{-13} \text{ mol/L}$, mentre la concentrazione di $[OH^-]$ necessaria per l'inizio della precipitazione del Ni^{2+} è $2,35 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$.

Calcolo del pH di fine precipitazione dello ione Fe^{3+} considerando una concentrazione residua dello ione metallico pari a $1 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$ per avere precipitazione quantitativa

$$[OH^-] = \sqrt[3]{K_{ps}(Fe(OH)_3(s)) / [Fe^{3+}]} = \sqrt[3]{2,8 \times 10^{-39} \left(\frac{\text{mol}}{\text{L}}\right)^4 / 1 \times 10^{-5} \left(\frac{\text{mol}}{\text{L}}\right)} = 6,54 \times 10^{-12}$$

$$pOH = 11,18$$

$$pH = 2,82$$

Lo ione Fe^{3+} precipita quantitativamente a $pH = 2,82$

La separazione per precipitazione frazionata è quindi possibile ed efficace. La separazione per precipitazione è possibile nell'intervallo di $2,82 \leq pH \leq 7,37$

(4)

Considerando che la concentrazione di ioni OH^- di inizio precipitazione dello ione Ni^{2+} è:

$$[OH^-] = 2,35 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$$

La concentrazione dello ione Fe^{3+} in soluzione sarà:

$$[Fe^{3+}] = K_{ps}(Fe(OH)_3(s)) / [OH^-]^3 = 2,8 \times 10^{-39} \left(\frac{\text{mol}}{\text{L}}\right)^4 / (2,35 \times 10^{-7})^3 \text{ (mol/L)}^3 = 2,16 \times 10^{-19} \text{ mol/L}$$

(5)

$$K_{ps}(Ni(OH)_2) = 5,5 \times 10^{-16} \text{ (mol/L)}^3$$

$$[OH^-]^2 = \frac{K_{ps}}{[Ni^{2+}]}$$

$$[OH^-] = \sqrt{K_{ps}(Ni(OH)_2(s)) / [Ni^{2+}]} = \sqrt{5,5 \times 10^{-16} \left(\frac{\text{mol}}{\text{L}}\right)^3 / 1 \times 10^{-5} \left(\frac{\text{mol}}{\text{L}}\right)} = 7,42 \times 10^{-6} \text{ mol/L}$$

$$pOH = 5,13$$

$$pH = 8,87$$

Al $pH = 8,87$ entrambi gli ioni sono quantitativamente precipitati