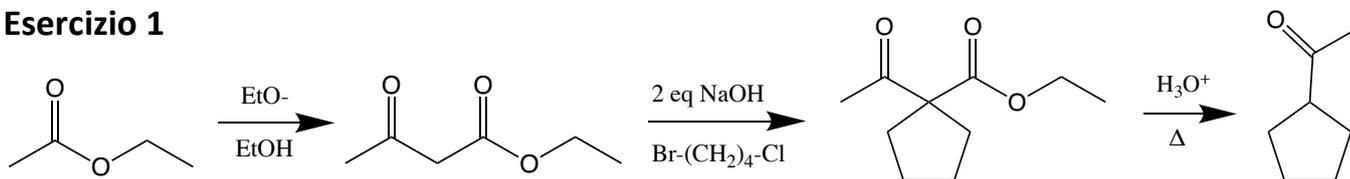


Selezione per le Olimpiadi Internazionali della Chimica 2012
Fase Nazionale – Soluzioni dei problemi a risposta aperta

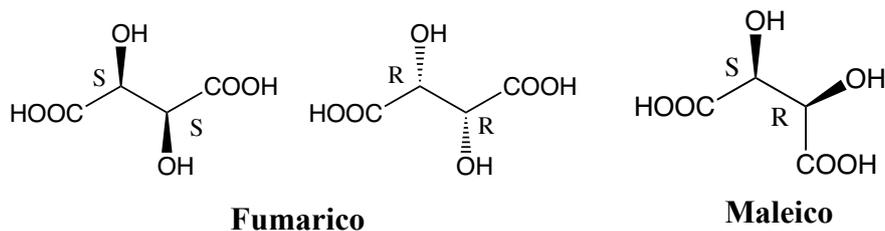
Frascati, 10 maggio 2012

Chimica organica

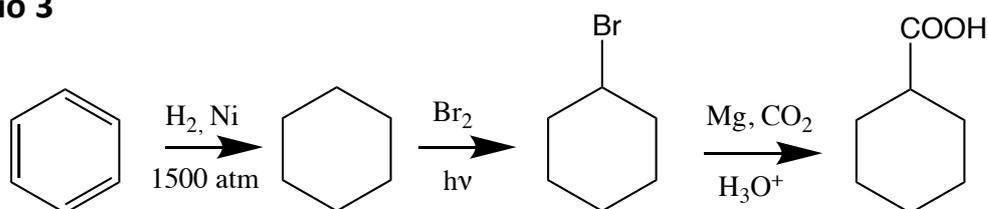
Esercizio 1



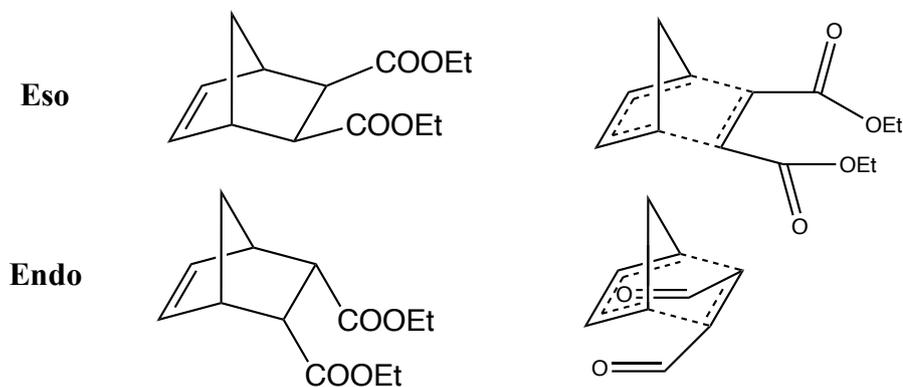
Esercizio 2



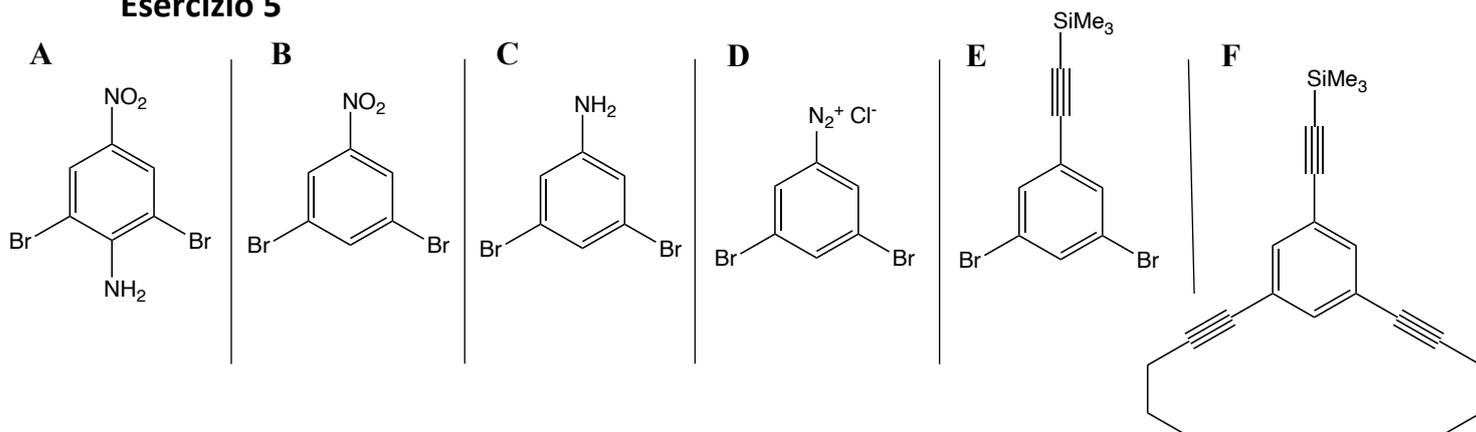
Esercizio 3



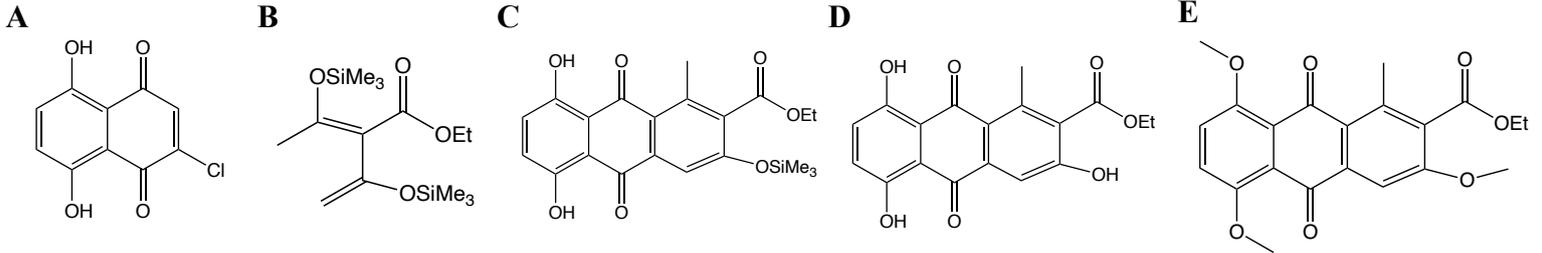
Esercizio 4



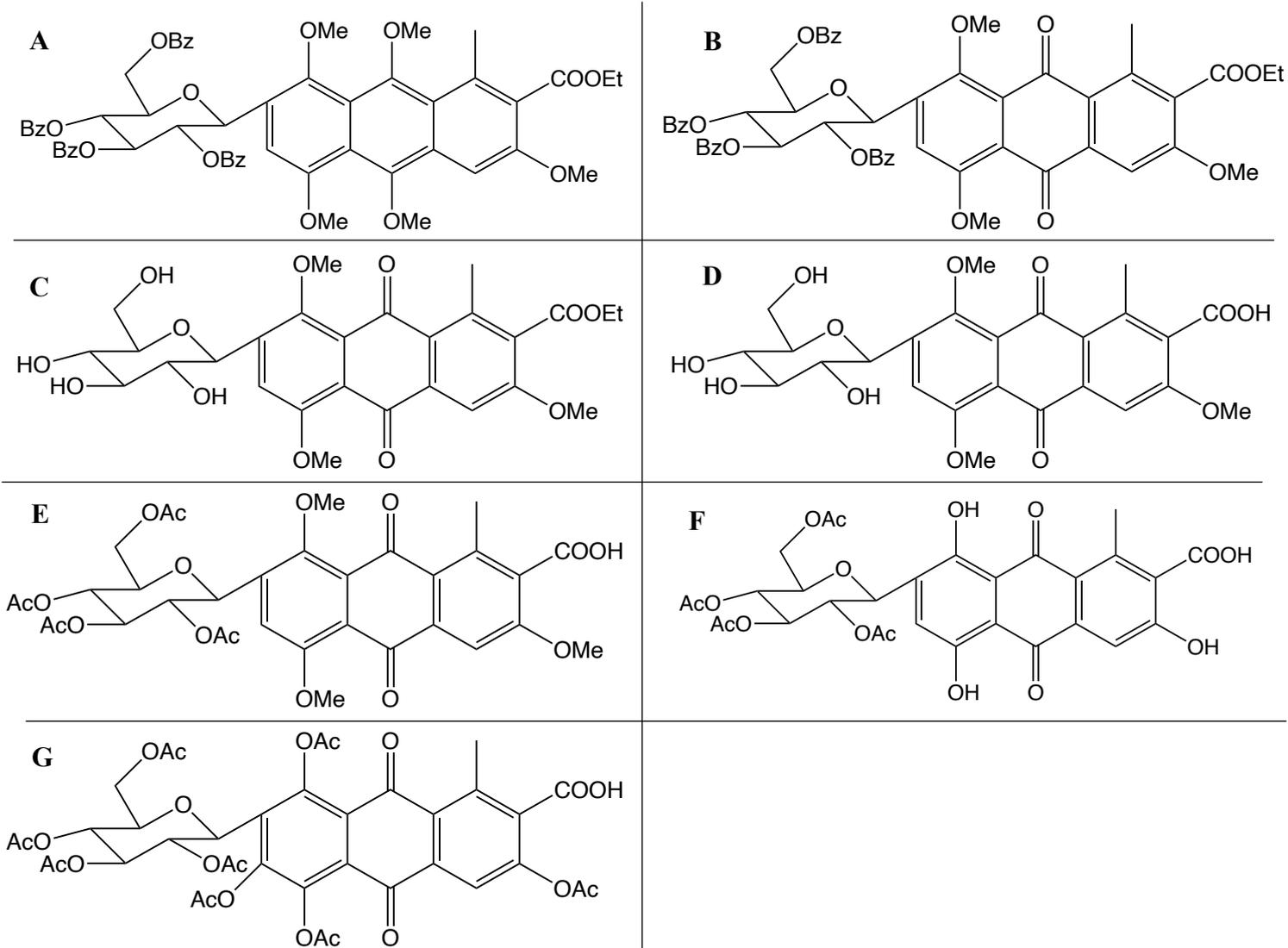
Esercizio 5



Esercizio 6



Esercizio 7



Chimica fisica

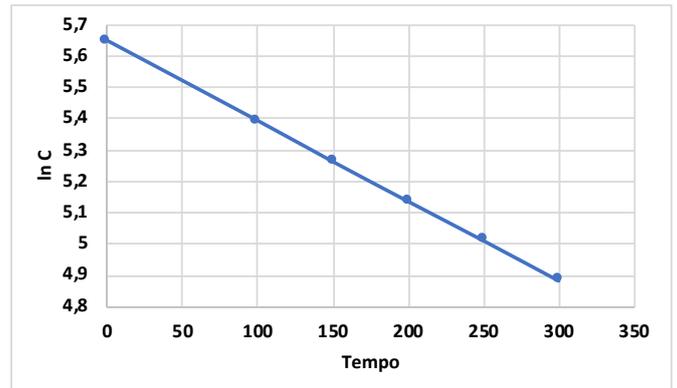
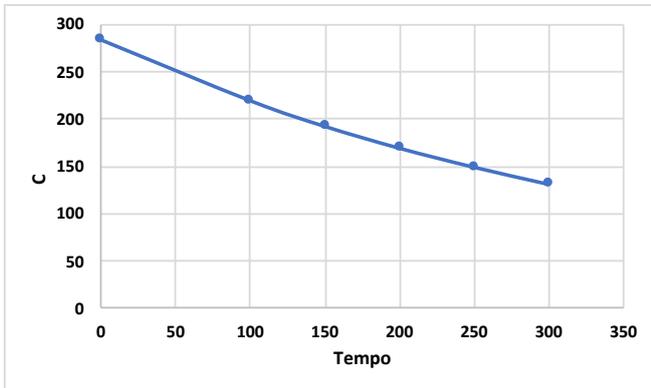
Esercizio 1

Per una generica reazione la velocità è espressa come $V = k \cdot [A]^n$, dove A è il reagente, n è l'ordine di reazione e k la costante cinetica. Come possiamo notare dai dati sperimentali al raddoppiare di [A] raddoppia anche la V di reazione, di conseguenza $n = 1$. Per trovare k utilizzo la stessa formula con i dati di uno dei 2 esperimenti:

$$k = V / [A] = 4.8 \cdot 10^{-4} \text{ s}^{-1}$$

Esercizio 2

Costruiamo i grafici con i valori sperimentali:



Come si può notare il $\ln C$ e il tempo sono correlati da un'equazione di una retta $\ln C = q + mt$, di conseguenza la reazione sarà del primo ordine ($\ln C = \ln C_{\text{iniziale}} - k \cdot t$). Per trovare k basta trovare il valore del coefficiente angolare dell'equazione e invertirlo di segno ($m = -k$):

$$k = 0.0026 \text{ s}^{-1}$$

Esercizio 3

Troviamo le moli di ogni componente e successivamente la frazione molare di acqua:

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = 1000 / 18 = 55.56 \text{ mol} ; n_{\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}} = 68.4 / 342 = 0.2 \text{ mol} ; X_{\text{H}_2\text{O}} = 55.56 / 55.76 = 0.9964$$

Essendo a 100° la tensione di vapore di H_2O pura equivale a 1 atm; applicando l'equazione di Raoult trovo la tensione di vapore della soluzione in esame:

$$P_{\text{soluzione}} = P_{\text{H}_2\text{O}}^\circ \cdot X_{\text{H}_2\text{O}} = 0.9964 \text{ atm}$$

L'esercizio ora chiede la temperatura dell'acqua quando la tensione di vapore è pari a 1 atm (sul testo c'è un errore di trascrizione). Qui si applica l'equazione di Clausius-Clapeyron e si trova la T:

$$T = 373.19 \text{ K} = 100.05 \text{ }^\circ\text{C}$$

Chimica analitica

Esercizio 1

Dati

$$E^\circ_{\text{Ag}^+/\text{Ag}} = 0.80 \text{ V}$$

$$E_{\text{rif}} = 0.117 \text{ V}$$

$$[\text{Ag}^+] [\text{I}^-] = 10^{-17}$$

$$[\text{Ag}^+] [\text{SCN}^-] = 10^{-12}$$

$$[\text{I}^-] = 0.1 \text{ M}$$

$$[\text{SCN}^-] = 0.2 \text{ M}$$

$$V_{\text{iniziale}} = 10 \text{ mL}$$

? = $\log [\text{Ag}^+]$ ed E_{cella} nei punti a), b), c) e d)

Svolgimento

Il sale che comincia a precipitare per primo è AgI visto che richiede $[\text{Ag}^+]$ minore per cominciare a precipitare.

a) A inizio precipitazione, $[\text{Ag}^+]$ è pari a:

$$[\text{Ag}^+] = K_{\text{ps}} / [\text{I}^-] = 10^{-16} \text{ M}$$

Di conseguenza $\log [\text{Ag}^+] = -16$, $E_{\text{ind}} = E^\circ + RT/nF \ln [\text{Ag}^+] = -0.146 \text{ V}$, $E_{\text{cella}} = -0.263 \text{ V}$

b) Se ci fosse stato solo I^- al punto equivalente:

$$[\text{Ag}^+] = [\text{I}^-] = 10^{-8.5} \text{ M}$$

Di conseguenza $\log [\text{Ag}^+] = -8.5$, $E_{\text{ind}} = E^\circ + RT/nF \ln [\text{Ag}^+] = 0.304 \text{ V}$, $E_{\text{cella}} = 0.180 \text{ V}$

c) Quando inizia a precipitare il secondo sale avremo che:

$$[\text{Ag}^+] = K_{ps} / [\text{SCN}^-] = 5 \cdot 10^{-12} \text{ M}$$

Di conseguenza $\log [\text{Ag}^+] = -11.3$, $E_{\text{ind}} = E^{\circ} + RT/nF \ln [\text{Ag}^+] = 0.1318 \text{ V}$, $E_{\text{cella}} = 0.01479 \text{ V}$

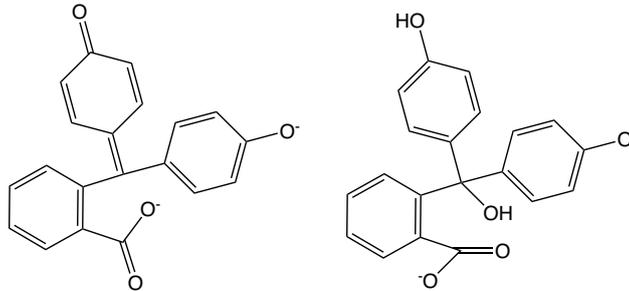
d) Al 2° punto equivalente si ha che:

$$[\text{Ag}^+] = [\text{SCN}^-] = 10^{-6} \text{ M}$$

Di conseguenza $\log [\text{Ag}^+] = -6$, $E_{\text{ind}} = E^{\circ} + RT/nF \ln [\text{Ag}^+] = 0.445 \text{ V}$, $E_{\text{cella}} = 0.328 \text{ v}$

Esercizio 2

Rosa
9.5 < pH < 12



Incolore
pH > 12

Esercizio 3

Dati

MM_{acido ascorbico} = 176,13 g/mol

V_{matraccio} = 250 mL

V_{prelevato} = 50 mL

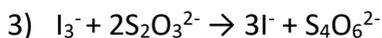
V_{KIO3} = 50 mL 0.01 M

V_{Na2S2O3} = 16.4 mL 0.102 M

? = massa acido ascorbico

Svolgimento

Scriviamo tutte le reazioni bilanciate relative alle titolazioni:



Dalla stechiometria delle reazioni sappiamo inoltre che:

$$n_{\text{I}_3^-} = n_{\text{KIO}_3} \cdot 3 = n_{\text{acido ascorbico}} + n_{\text{S}_2\text{O}_3^{2-}} / 2 = 1.5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

Dall'equazione sovrastante calcolare il numero di moli di acido ascorbico:

$$n_{\text{acido ascorbico}} = 1.5 \cdot 10^{-3} \text{ mol} - n_{\text{S}_2\text{O}_3^{2-}} / 2 = 6.636 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

Avendo prelevato solo 50 mL dei 250 della soluzione iniziale moltiplico le moli per 5:

$$n_{\text{acido ascorbico}} = 6.636 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot 5 = 3.318 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

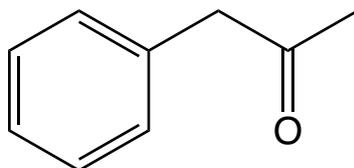
Moltiplico il valore ottenuto per la massa molare e ottengo la massa di acido ascorbico iniziale:

$$m = 3.318 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot 176,13 \text{ g/mol} = 0.584 \text{ g}$$

Spettroscopia

Problema A

A = C₉H₁₀O



Problema B

B = C₈H₈O₂

