

Corso di Analisi Chimico-Farmaceutica e Tossicologica I (M-Z)

*Corso di Laurea in Chimica e Tecnologia Farmaceutiche
Facoltà di Farmacia e Medicina
Anno Accademico 2014/2015*

Dott. Giuseppe La Regina



SAPIENZA
UNIVERSITÀ DI ROMA

*“Tu, disperato pilota, frangi ora fra gli scogli la mia
barca già stanca e squassata per tante tempeste!
A te accanto, mio amore! Oh schietto farmacista!
Efficace è la tua droga. Con questo bacio io muoio.”
W. Shakespeare. Giulietta e Romeo, Atto 5, Scena 3.*

Composti di Coordinazione

Tamponamento della concentrazione degli ioni

- Se una soluzione di ferro(III) viene trattata con ioni F^- , si forma il complesso FeF_6^{3-} , cioè effettivamente si formano i complessi FeF^{2+} , FeF_2^+ , FeF_3 , FeF_4^- , FeF_5^{2-} , FeF_6^{3-} , più o meno dissociati.
- E' facile prevedere che il primo di questi complessi sia il più stabile ($pK_1 = 5,2$), mentre gli altri sono gradatamente meno stabili ($pK_2 = 4$, $pK_3 = 3$, ecc.).
- Se si considera, ad esempio, l'equilibrio $Fe^{3+} + F^- \rightleftharpoons FeF^{2+}$, dalla costante di instabilità:

Composti di Coordinazione

Tamponamento della concentrazione degli ioni

$$k_1 = \frac{[\text{Fe}^{3+}][\text{F}^-]}{[\text{FeF}^{2+}]}$$

si ricava $[\text{F}^-] = k_1 \frac{[\text{FeF}^{2+}]}{[\text{Fe}^{3+}]}$

- Passando ai logaritmi e ponendo $\text{pF} = -\log [\text{F}^-]$, si può scrivere:

$$\text{pF} = \text{pk}_1 + \log \frac{[\text{Fe}^{3+}]}{[\text{FeF}^{2+}]}$$

- Da questa formula si deduce che una soluzione contenente allo stesso tempo ioni Fe^{3+} e FeF^{2+} si comporta come una soluzione tampone di ioni F^- .

Composti di Coordinazione

Tamponamento della concentrazione degli ioni

- La formula precedente può essere facilmente generalizzata estendendola agli altri equilibri; il concetto di tamponamento degli ioni vale in generale per tutti i complessi.
- Del resto esiste una evidente analogia formale tra la formula delle soluzioni tampone di ioni e la formula delle soluzioni tampone di acidità:

$$\text{pH} = \text{p}K_{\text{A}} + \log \frac{C_{\text{S}}}{C_{\text{A}}}$$

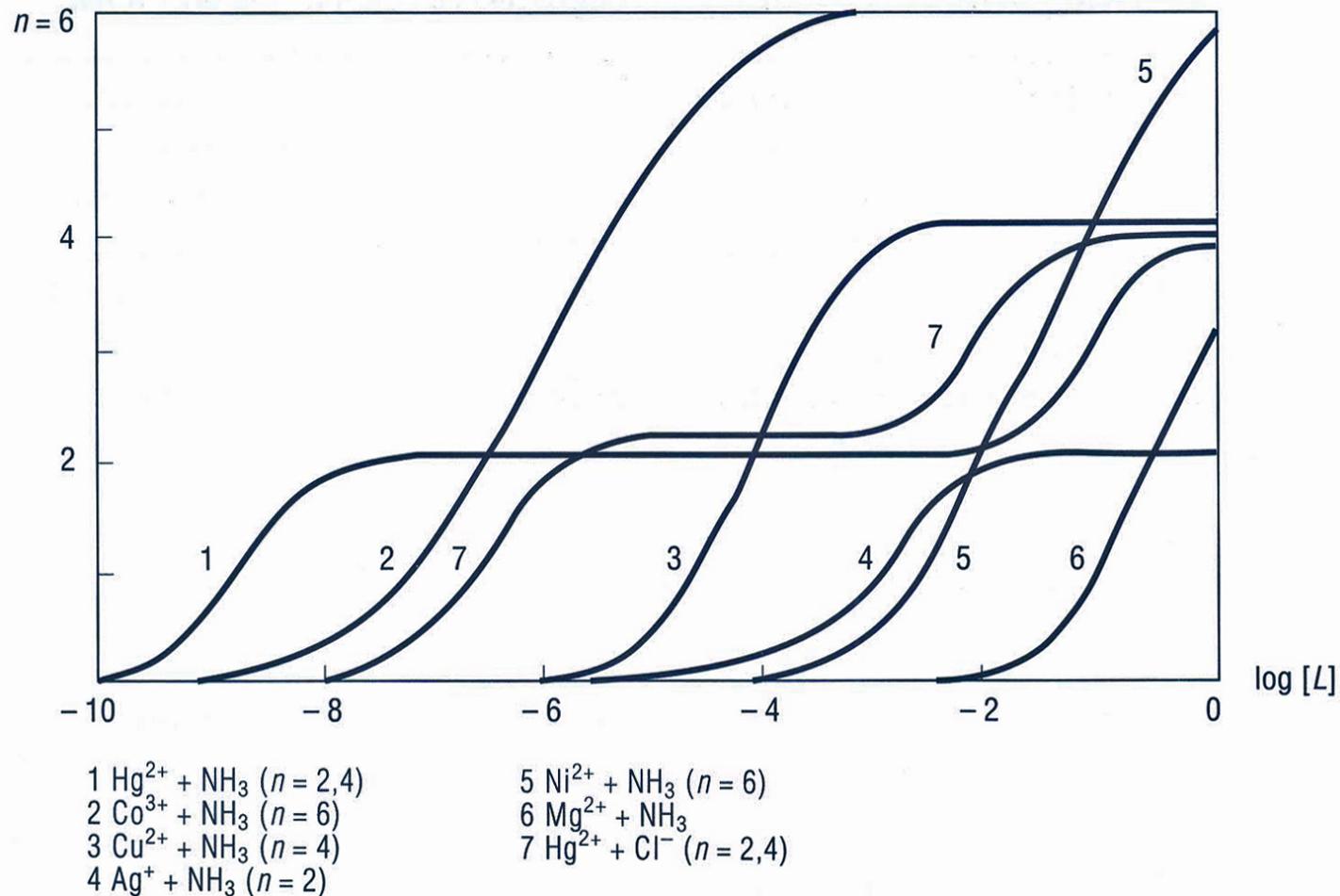
Composti di Coordinazione

Tamponamento della concentrazione degli ioni

- Se riportiamo in un grafico il numero n dei leganti L coordinati, in funzione della concentrazione del legante libero nella soluzione, si ottiene una curva da cui si può dedurre quale è la specie predominante per una determinata concentrazione del legante.
- Considerando la curva del cobalto(III), per una concentrazione $[\text{NH}_3] \approx 1 \cdot 10^{-9} \text{M}$, lo ione Co^{3+} comincia a fissare una prima molecola di NH_3 ; quando si ha $[\text{NH}_3] = 1 \cdot 10^{-6} \text{M}$, predomina il complesso $\text{Co}(\text{NH}_3)_3^{3+}$, quando la concentrazione di NH_3 libera diventa $> 1 \cdot 10^{-3} \text{M}$, tutto il cobalto è sotto forma di $\text{Co}(\text{NH}_3)_6^{3+}$.

Composti di Coordinazione

Tamponamento della concentrazione degli ioni



Il numero di coordinazione e la concentrazione dei leganti.

Composti di Coordinazione

Tamponamento della concentrazione degli ioni

- Le concentrazioni delle varie specie presenti in soluzione sono legate tra loro dalle costanti di equilibrio:

$$K_{i,n} = \frac{[\text{Co}(\text{NH}_3)_{n-1}^{3+}] [\text{NH}_3]}{[\text{Co}(\text{NH}_3)_n^{3+}]}$$

- Ciò significa che, a meno che non sia presente un eccesso di ammoniaca, la concentrazione di NH_3 libera è determinata dalla concentrazione totale del cobalto(III) e dalla concentrazione totale di NH_3 .

Composti di Coordinazione

Tamponamento della concentrazione degli ioni

- In altri termini, la concentrazione di NH_3 si stabilizza ad un valore ben definito, con un meccanismo molto simile a quello che regola il pH in una soluzione tampone.
- In questo caso, infatti, la debole concentrazione degli H^+ è determinata dalla concentrazione dell'acido e della base che costituiscono il tampone stesso.
- Alcuni cationi formano con l'ammoniaca complessi più deboli, come ad esempio il magnesio, mentre per altri, es. mercurio(II), alcuni complessi intermedi sono decisamente più stabili.

Composti di Coordinazione

Effetto della concentrazione del legante

- *Quanto più grande è la concentrazione del legante, tanto più piccola risulta essere la concentrazione del catione libero.*
- Se una soluzione di ioni Fe^{3+} viene trattata con una soluzione di ioni F^- , si forma, come detto, il complesso FeF_6^{3-} .
- Dall'espressione della costante di instabilità

$$K_i = \frac{[\text{Fe}^{3+}] [\text{F}^-]^6}{[\text{FeF}_6^{3-}]}$$

si nota che quanto maggiore è la concentrazione degli ioni F^- , tanto minore diventa la concentrazione di Fe^{3+} .

Composti di Coordinazione

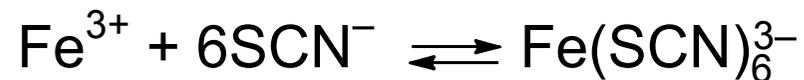
Effetto della concentrazione del legante

- In generale, quando uno ione è impegnato in un complesso, le sue reazioni analitiche risultano più o meno impedito, in quanto, come si suol dire, lo ione è mascherato.

Composti di Coordinazione

Effetto della concentrazione del legante: ricerca del ferro

- Se una soluzione di ferro(III) viene trattata con una piccola quantità di tiocianato alcalino, si forma il complesso tiocianoferrato $\text{Fe}(\text{SCN})_6^{3-}$, secondo l'equilibrio globale:



- Il complesso non è molto stabile ($\text{pK}_i = 6$), ma è intensamente colorato in rosso, tanto che viene utilizzato per la ricerca del ferro(III).
- L'intensità del colore può dare un'indicazione della concentrazione del complesso.

Composti di Coordinazione

Effetto della concentrazione del legante: ricerca del ferro

- Se si aggiunge una maggiore quantità di tiocianato, la concentrazione del complesso aumenta ed il colore rosso risulta più intenso.
- Di qui la regola di eseguire la ricerca del ferro(III) usando come reattivo il tiocianato alcalino solido o in soluzione concentrata.
- E' interessante notare che, in generale, quanto minore è la costante dielettrica del solvente, tanto minore risulta il grado di dissociazione del complesso e quindi tanto maggiore risulta la sua stabilità.

Composti di Coordinazione

Effetto della concentrazione del legante: ricerca del ferro

- Pertanto, se si aggiunge alla soluzione di tiocianato ferrico una certa quantità di acetone, di alcol o di etere, che hanno una costante dielettrica minore dell'acqua, si aumenta la sensibilità della reazione.

Composti di Coordinazione

Effetti della diluizione

- *Quanto più diluita è la soluzione, tanto più dissociato risulta il complesso.*
- Si può dimostrare, infatti, che la dissociazione di un complesso è inversamente proporzionale alla concentrazione.
- In particolare, nel caso di un complesso di costante K_i , per piccoli valori del grado di dissociazione α , si può scrivere:

$$K_i = \frac{\alpha C \cdot \alpha C}{(1 - \alpha)C} \approx \alpha^2 C$$

Composti di Coordinazione

Effetti della diluizione

- Se si hanno in soluzione vari complessi, si può distruggerli l'uno dopo l'altro per diluizione: resteranno soltanto i più stabili.
- Nel caso del tiocianoferrato, diluendo la soluzione, il colore rosso schiarisce, cioè il complesso viene a dissociarsi.

Composti di Coordinazione

Influenza della forza ionica

- Se la forza ionica della soluzione è elevata, cioè se nella soluzione vi è un'elevata concentrazione di ioni (estranei o comuni), i coefficienti f di attività del complesso e degli ioni da esso derivanti assumono valori sensibilmente inferiori all'unità.
- In tal caso la costante di dissociazione effettiva — cioè la costante che si ottiene considerando le attività anziché le concentrazioni — non coincide più con la costante di dissociazione K_i .

Composti di Coordinazione

Effetto mascherante dei complessi

- *Quanto più stabile è un complesso, tanto più difficile è riconoscerne gli ioni mediante i reattivi analitici, cioè, come si suol dire, tanto più mascherati sono gli ioni.*
- Ad esempio, prepariamo una soluzione di $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ (incolore), dividiamola in varie porzioni e aggiungiamo a ciascuna di queste un diverso complessante del ferro(III), per esempio ioni cloruri, fluoruri e ossalati.

Composti di Coordinazione

Effetto mascherante dei complessi

- Con Cl^- , si ha: $\text{Fe}^{3+} + \text{Cl}^- \rightleftharpoons \text{FeCl}^{2+}$ $pK_i = 1,5$
 - con ioni F^- , si ha: $\text{Fe}^{3+} + \text{F}^- \rightleftharpoons \text{FeF}^{2+}$ $pK_i \approx 12$
 - con ioni $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$, si ha: $\text{Fe}^{3+} + 3\text{C}_2\text{O}_4^{2-} \rightleftharpoons \text{Fe}(\text{C}_2\text{O}_4)_3^{3-}$ $pK_i \approx 22$
 - $\text{Fe}(\text{CN})_6^{3-}$ $pK_i \approx 40$
- Come risulta dai valori crescenti dei pK_i , questi complessi sono elencati in ordine di stabilità crescente, cioè in essi lo ione Fe^{3+} è gradatamente più mascherato.
 - Ciò si può mettere in evidenza aggiungendo tiocianato, che reagisce con gli ioni Fe^{3+} formando $\text{Fe}(\text{SCN})_3$ di colore rosso.

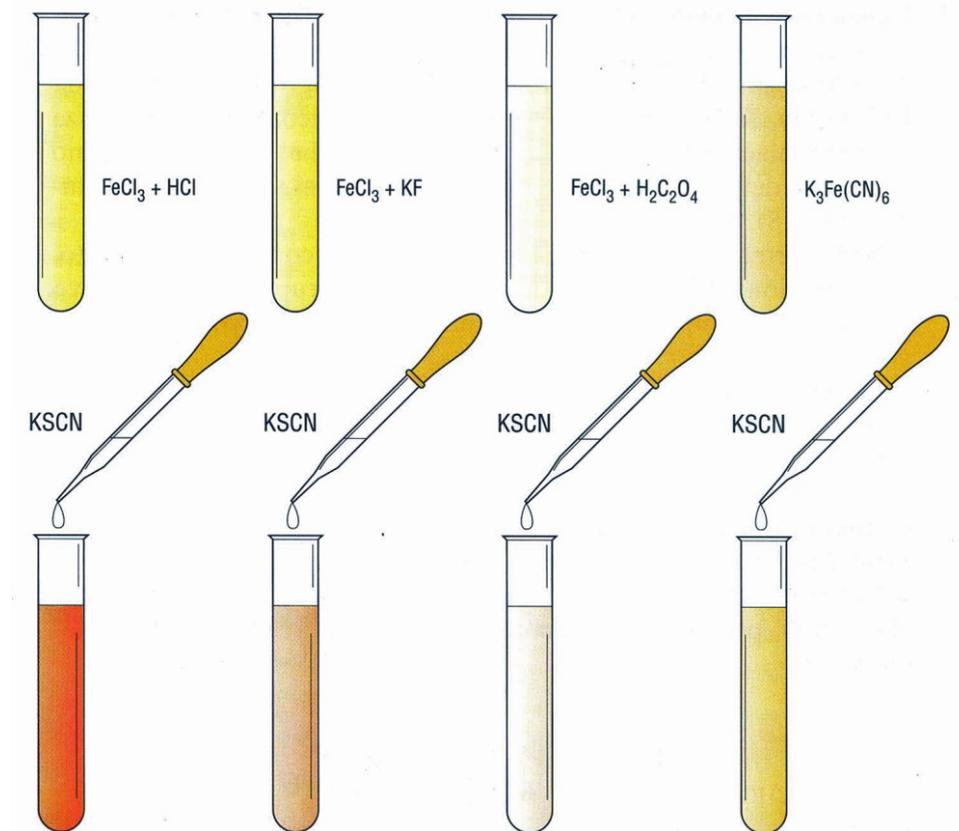
Composti di Coordinazione

Effetto mascherante dei complessi

- Per aggiunta di una determinata quantità di tiocianato, si ottiene una colorazione rossa tanto più intensa quanto maggiore è la concentrazione di Fe^{3+} , cioè quanto meno stabile è il complesso.
- Di conseguenza, la colorazione rossa sarà massima con la soluzione cloridrica e minima in una soluzione di $\text{Fe}(\text{CN})_6^{3-}$, dove non è addirittura più possibile mettere in evidenza il ferro.

Composti di Coordinazione

Effetto mascherante dei complessi



L'effetto mascherante dei complessi. Soluzioni di ioni Fe^{3+} contenenti vari complessanti vengono trattate con KSCN ; il composto $\text{Fe}(\text{SCN})_3$ di colore rosso vivo si forma più facilmente nella soluzione cloridrica.

Composti di Coordinazione

Effetto mascherante dei complessi: applicazioni

- L'acido etilendiamminotetraacetico (EDTA) forma complessi con quasi tutti i cationi.
- Tuttavia, i complessi con i cationi alcalino-terrosi sono relativamente poco stabili; sicché in determinate condizioni è possibile precipitare solo questi ultimi.
- Il calcio, ad esempio, si può riconoscere per precipitazione con ossalato alcalino, a $\text{pH} \geq 5$; gli ioni estranei che potrebbero precipitare come ossalati o come idrossidi vengono mascherati mediante EDTA.

Composti di Coordinazione

Effetto mascherante dei complessi: applicazioni

- Per impedire che venga complessato anche il calcio, si può aggiungere un eccesso di $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$, dal momento che l'alluminio viene complessato più fortemente del calcio ma meno fortemente degli altri ioni estranei.
- Infine, dopo aver tamponato la soluzione con $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COONa}$ si aggiunge l'ossalato alcalino che precipita il calcio come CaC_2O_4 .