

# Disinfezione dell'acqua in emergenza

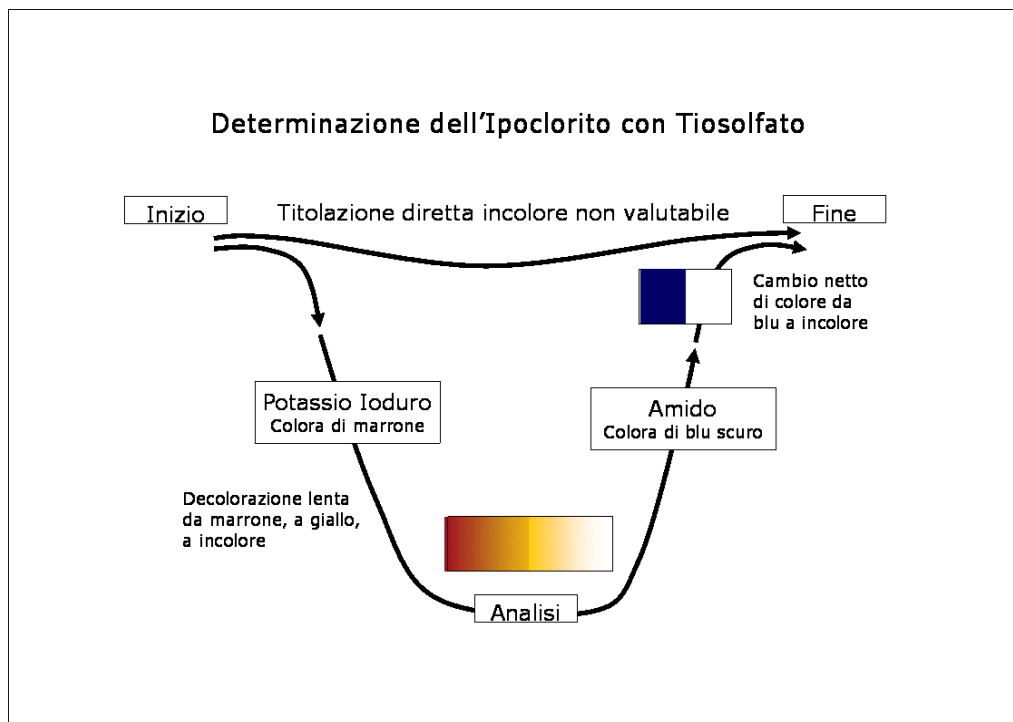
## Corso avanzato per Igienisti di Campo

### Le reazioni di Ossido-Riduzione

#### Introduzione

Molto spesso nelle analisi chimiche dobbiamo utilizzare metodi indiretti, degli indicatori o entrambe le tecniche per trovare la concentrazione di una specie chimica presente in una soluzione. Questo vale anche nel caso in cui si debba determinare la concentrazione di sodio ipoclorito ( $\text{NaOCl}$ ) in una soluzione da utilizzare per la disinfezione dell'acqua potabile. Questo perché la reazione di **ossido-riduzione** dell'ipoclorito con il sodio tiosolfato, pur avvenendo regolarmente, non ci permette di valutarne il punto finale perché, sia i reagenti che i prodotti reagiti, non sviluppano nessuna colorazione. Utilizzando un sale di iodio come intermediario e la sua relativa capacità di cambiare colore a seconda della specie chimica presente in soluzione, siamo in grado di valutare l'andamento della reazione. Inoltre, sfruttando la capacità dell'amido di colorarsi intensamente di blu a contatto con lo iodio, è possibile determinare con estrema precisione il punto finale della titolazione.

Nella figura riportata sotto, viene illustrato graficamente il meccanismo di reazione con i relativi colori e, appena dopo, le reazioni che avvengono.



## Cos'è una reazione di ossido-riduzione

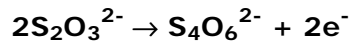
Le ossido-riduzioni sono reazioni in cui avvengono contemporaneamente l'ossidazione di un composto e la riduzione di un altro. In queste reazioni intervengono sostanze o elementi rispettivamente ossidanti e riducenti, cioè agenti capaci di assorbire o cedere elettroni alla sostanza che si desidera rispettivamente ossidare o ridurre. Ogni reazione di ossidazione, quindi, decorre parallelamente a una reazione di riduzione, e una reazione di riduzione a una di ossidazione.

Per esempio lo **ione ipoclorito ( $\text{OCl}^-$ )** è un agente ossidante (cioè accetta elettroni).

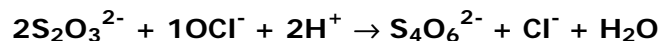
In soluzione acida avremo:



Lo **ione tiosolfato ( $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ )** è un agente riducente (cioè cede elettroni) per formare lo ione tetrationato ( $\text{S}_4\text{O}_6^{2-}$ ) in soluzione acida (per acido acetico, nel nostro caso)



Quindi, il sodio tiosolfato reagisce con il sodio ipoclorito come segue:



Tuttavia, come menzionato alla pagina precedente, tutte le specie chimiche di partenza e risultanti sono "**incolori**" e non c'è modo di capire quando la reazione è stata completata. Aggiungendo un terzo elemento che fa da intermediario, è possibile "**vedere**" l'andamento della reazione. Questo terzo elemento è lo ione ioduro ( $\text{I}^-$ ).

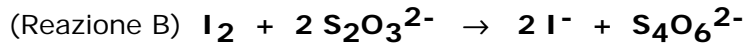
Nel nostro caso, l'ipoclorito reagisce con Potassio Ioduro (KI) per formare Iodio elementare ( $\text{I}_2$ ) che colora intensamente la soluzione di marrone. La quantità di Iodio che si forma viene quindi titolata per mezzo della reazione con sodio tiosolfato ( $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ ). La quantità di ipoclorito presente nella soluzione è direttamente proporzionale allo Iodio che si è formato. Il meccanismo illustrato è una delle titolazioni conosciute come reazioni di ossido-riduzione.

Nel primo passaggio, viene aggiunto un eccesso di potassio ioduro (KI) alla soluzione di ipoclorito; questi viene ossidato a Iodio ( $\text{I}_2$ ) dallo ione Ipoclorito. L'acido acetico viene addizionato per fornire lo ione Idrogeno ( $\text{H}^+$ ) necessario alla reazione come indicato di seguito. La reazione, procedendo verso destra, colora intensamente la soluzione di marrone.



La quantità di Iodio che si è formato dalla reazione viene determinato per mezzo della titolazione con la soluzione di tiosolfato.

Titolando lo iodio con tiosolfato, la soluzione passa da marrone a varie tonalità di giallo fino a completa decolorazione



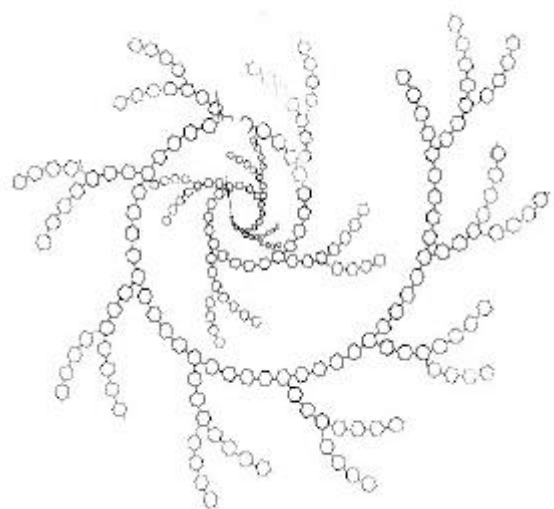
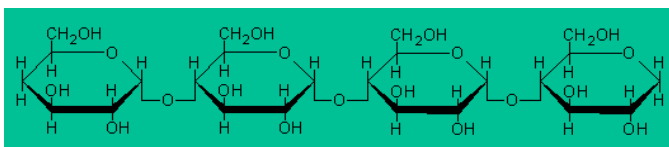
Il punto finale della reazione è comunque difficile da determinare a causa del lento scolorire dello Iodio che cambia da marrone a giallo, quindi a incolore.

L'aggiunta di una soluzione di amido produce una intensa colorazione blu dovuta al complesso Iodio-amido, anche in presenza di livelli molto bassi di Iodio libero; colorazione che vira istantaneamente a incolore appena tutto lo iodio presente viene neutralizzato dal tiosolfato.



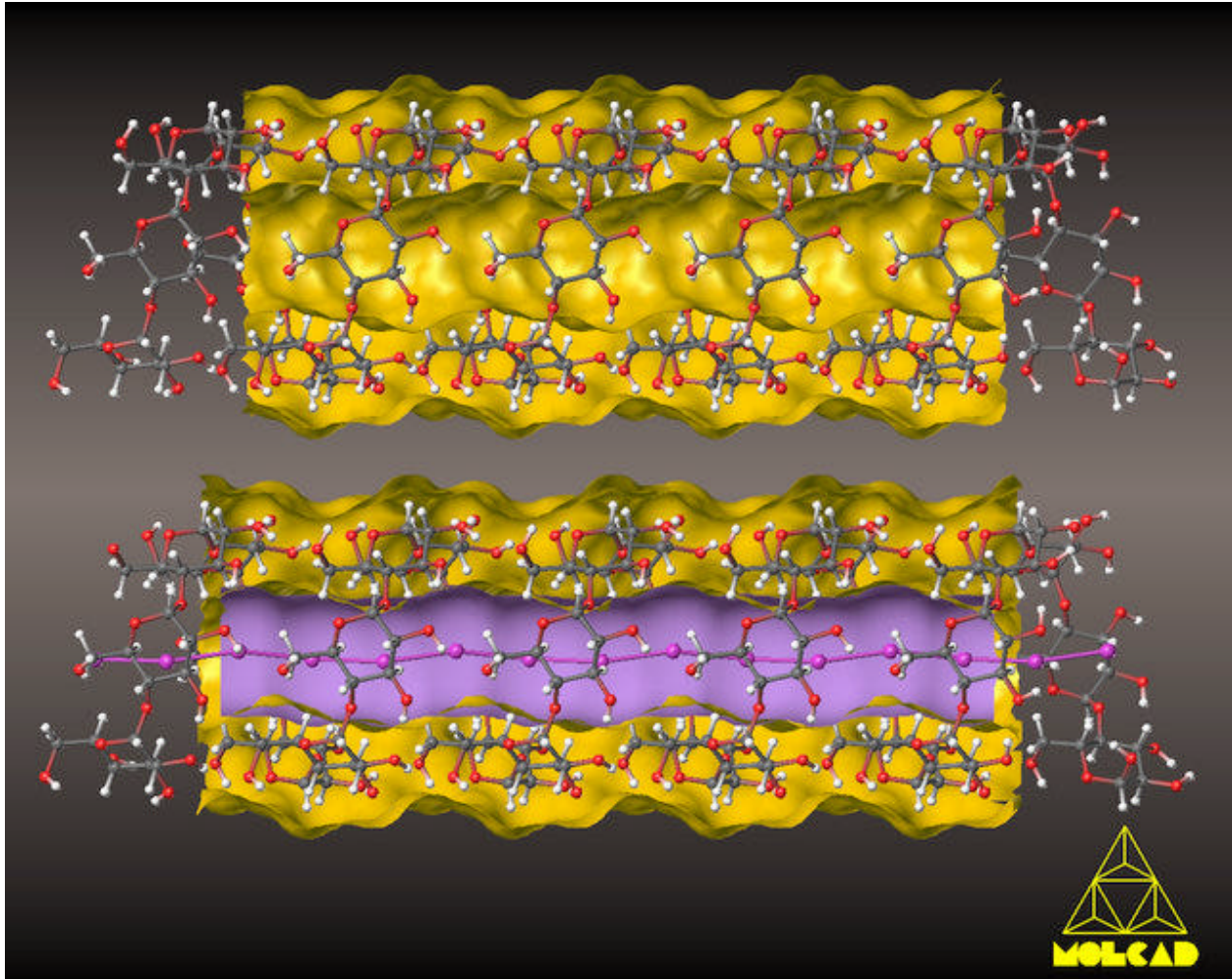
Come menzionato in precedenza, quando l'amido viene miscelato con lo iodio ( $\text{I}_2$ ) in acqua, si forma un complesso amido/iodio intensamente colorato. Quali sono i meccanismi che causano questo comportamento?

L'amido, come lo conosciamo, è composto da due diversi tipi di molecole: l'amilosio (al 20-30%) e l'amilopectina (70-80%). L'amilosio, il costituente che ci interessa, è costituito da una lunga catena lineare di molecole di glucosio legate tra loro come dalla figura riportata sotto.



Questa lunga catena si avvolge su se stessa a forma di elica (vedi disegno a fianco)

Lo iodio libero ( $I_2$ ) presente in soluzione si infila nell'elica facendola diventare rigida con il conseguente viraggio al colore blu. Nel modellino riportato sotto, un segmento della struttura dell'amilosio è indicato nella figura superiore. Nella figura inferiore viene riportata la medesima figura vista in sezione con all'interno (colore violetto) la catena degli atomi di iodio che rendono il composto colorato.



## Come procurarsi i reagenti in emergenza

### Salda d'amido

L'amido in soluzione ha la proprietà di reagire con lo iodio presente in soluzione formando un composto intensamente colorato di blu. Composto che tende a sparire quando lo iodio viene neutralizzato con il tiosolfato.

La sua unica funzione nella titolazione è di permettere all'operatore di cogliere meglio la fine della titolazione stessa.

In caso di emergenza, è possibile preparare tale soluzione partendo dall'amido disponibile. Si tratta di trasformare l'amido insolubile in una soluzione di amido destrinizzato solubile in acqua. Per ottenere la soluzione procedere come indicato di seguito.

1.- Si può partire da mollica di pane o da farina bianca doppio zero o da qualsiasi altra fonte di amido sufficientemente puro.

2.- Pesare circa 15 grammi di mollica di pane o di farina (non è necessaria una pesata precisa) e farla bollire a lungo in mezzo litro di acqua (almeno mezz'ora dall'inizio dell'ebollizione).

3.- Filtrare, su un filtro di carta o di cotone per rimuovere eventuali parti rimaste insolubili.

4.- Portare a un litro con acqua clorata. Conservare la soluzione in un recipiente di vetro scuro mantenuto sempre chiuso quando non in uso. Nel caso non fosse disponibile acqua clorata, si può preparare con acqua bollita.

5.- Ricordate che la soluzione si può inquinare batteriologicamente. L'uso di acqua clorata e la chiusura della bottiglia come riportato al punto 4 servono esclusivamente a ridurre la probabilità di contaminazione batterica e la conseguente degradazione della soluzione.

6.- Nel caso se ne avesse la possibilità, si possono aggiungere alla soluzione alcune gocce di formalina come preservante; in questo caso, non è necessario usare l'acqua clorata.

7.- Il segno evidente di contaminazione batterica della soluzione di salda d'amido è lo sviluppo di cattivo odore e il suo intorbidimento. In questo caso, buttare la soluzione contaminata e prepararne una nuova.

8.- Nel caso non fosse possibile preservarla, per allungare la vita della soluzione, mantenere la bottiglia sempre ermeticamente chiusa e in luogo fresco (meglio se in un frigorifero). In ogni caso, se si seguono le indicazioni, anche senza preservante, la soluzione fatta in casa dovrebbe durare almeno una quindicina di giorni.

### **Acqua Clorata**

La clorazione dell'acqua ha come obiettivo la riduzione del livello di microrganismi eventualmente presenti. La clorazione viene effettuata aggiungendo due-tre gocce di ipoclorito al 5% (una goccia di ipoclorito al 15%) per ogni litro di acqua.

Agitare la soluzione e lasciare riposare in un recipiente chiuso per 30 minuti in un luogo fresco e buio. Al termine di questo periodo, la flora batterica dovrebbe essere stata completamente distrutta.

In termini precisi, a livello industriale, la clorazione dell'acqua viene effettuata con 2-3 ppm di cloro attivo. In questo caso, è necessario verificare il livello di cloro residuo dopo il trattamento. Questo non deve essere inferiore alle 2 ppm.

L'aggiunta di ipoclorito all'acqua non distillata (demineralizzata), alzando il pH, può provocare la precipitazione degli idrossidi di calcio e di magnesio presenti nella durezza dell'acqua. Il loro aspetto è quello di un sedimento bianco sul fondo del recipiente. In caso di necessità, può essere rimosso per decantazione o per filtrazione.

Se presente ferro in grande quantità (acque ferruginose) tale precipitato assumerà una colorazione brunastra.

### **Soluzione di acido acetico**

In caso di necessità, la soluzione di acido acetico, può essere sostituita da aceto di vino bianco o di mele. Se possibile, evitate l'aceto colorato di vino rosso. La concentrazione di acido acetico nell'aceto di vino è intorno al 7% per cui lo si può utilizzare tal quale.

### **Soluzione di potassio ioduro**

La soluzione di potassio ioduro tende a liberare iodio e a diventare rosso-marrone. Deve essere sempre conservata perfettamente chiusa e in vetro scuro o avvolta in un foglio di carta nera o in carta stagnola.

In caso di assoluta necessità, è possibile prepararla partendo da una soluzione di iodio che si usa come collutorio (Iodosan, per esempio). In questo caso, procedere come descritto di seguito.

- 1.- Prelevare una parte della soluzione a base di iodio che si usa per i risciacqui del cavo orale e trasferirla in un bicchiere.
- 2.- Aggiungere tiosolfato fino alla completa decolorazione. Non eccedere con l'aggiunta del tiosolfato potrebbe comportare successivi errori analitici nella determinazione del cloro attivo nell'ipoclorito.
- 3.- Utilizzare la soluzione risultante al posto della soluzione di iodio.

Un'alternativa al tiosolfato per la riduzione dello iodio a ioduro è il sodio solfito.

In questo caso, preparare una soluzione al 5-10% di questo sale in acqua e aggiungerla goccia a goccia alla soluzione di iodio fino a completa decolorazione.

Non eccedere perché provoca errori analitici nei passaggi seguenti. Ci si può assicurare che l'eventuale solfito in eccesso venga distrutto abbassando il pH della soluzione con qualche goccia di acido acetico e lasciandola all'aria per qualche ora, agitandola ogni tanto.

### **Soluzione di tiosolfato 0,1 Normale**

Questa è una soluzione accuratamente preparata e non è possibile riprodurla con metodi empirici in emergenza. Si consiglia di verificare sempre che ce ne sia la disponibilità necessaria per il lavoro che si deve fare.

In caso di necessità, è possibile procurarsela tramite rivenditori di reagenti o farmacie.

Nel caso fosse impossibile procurarsi detto reagente, il sodio solfito può essere utilizzato come alternativa al tiosolfato.

Naturalmente, con l'attrezzatura disponibile, preparare soluzioni stechiometricamente perfette risulterà impossibile ma ci permetterà di valutare il nostro ipoclorito con una approssimazione tollerabile.

Per preparare una soluzione 0.1 N di sodio solfito pesare 6.3 grammi di sale anidro, scioglierlo in un litro d'acqua e miscelare.

Utilizzare la soluzione preparata come se si trattasse della soluzione di tiosolfato.