

Η αντίδραση Briggs-Rauscher

Μετάφραση από Ζαχαροπούλου Όλγα

Ο σκελετός των επιμέρους σταδίων της αντίδρασης Briggs-Rauscher είναι ο εξής:

1. Μόλις τα διαλύματα αναμειχθούν, τα ιόντα ιωδίου μειώνονται εξαιτίας του υπεροξειδίου του υδρογόνου και παράγεται ιώδες οξύ (HIO₂):
$$\text{HIO}_3 + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{HIO}_2 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$$
2. Η **οξειδωτική αντίδραση (κιτρινωπό χρώμα)** ξεκινά παράγοντας ρίζες υδροϋπεροξειδίου (HOO·) και τελικά υποϊώδες οξύ (HIO):
$$\text{IO}_3^- + \text{HIO}_2 + \text{H}^+ \rightarrow 2\text{IO}_2\cdot + \text{H}_2\text{O}$$
$$\text{IO}_2\cdot + \text{Mn}^{+2} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HIO}_2 + \text{Mn}(\text{OH})^{+2}$$
$$\text{Mn}(\text{OH})^{+2} + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{Mn}^{+2} + \text{HOO}\cdot + \text{H}_2\text{O}$$
$$2\text{HOO}\cdot \rightarrow \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}_2$$
$$2\text{HIO}_2 \rightarrow \text{IO}_3^- + \text{H}^+ + \text{HIO}$$
3. Το υποϊώδες οξύ ακολουθεί δύο διαφορετικές οδούς, μια εκ των οποίων οδηγεί σε ιώδιο:
3.a
$$\text{HIO} + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{I} + \text{O}_2 + \text{H}^+ + \text{H}_2\text{O}$$

3.b
$$\text{HIO} + \text{I} + \text{H}^+ \rightarrow \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$$
4. Το ιώδιο αντιδρά αργά με το μηλονικό οξύ, σύμφωνα με την παρακάτω αντίδραση:
$$\text{I}_2 + \text{CH}_2(\text{CO}_2\text{H})_2 \rightarrow \text{ICH}(\text{CO}_2\text{H})_2 + \text{H}^+ + \text{I}^-$$
5. Οι συγκεντρώσεις [HIO], [I₂], [I⁻] αυξάνονται σημαντικά, αφού η:
$$\text{IO}_3^- + 2\text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}^+ \rightarrow \text{HIO} + 2\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$$

είναι ταχύτερη από την:
$$\text{I} + \text{HIO} + \text{H}^+ \rightarrow \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$$

και από την:
$$\text{I}_2 + \text{CH}_2(\text{CO}_2\text{H})_2 \rightarrow \text{ICH}(\text{CO}_2\text{H})_2 + \text{H}^+ + \text{I}^-$$
6. Καθώς η [I⁻] αυξάνεται, η αντίδραση:
$$\text{HIO}_2 + \text{I} + \text{H}^+ \rightarrow 2\text{HIO}$$

γίνεται ταχύτερη από την:
$$\text{IO}_3^- + \text{HIO}_2 + \text{H}^+ \rightarrow 2\text{IO}_2\cdot + \text{H}_2\text{O}$$
$$\text{IO}_2\cdot + \text{Mn}^{+2} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HIO}_2 + \text{Mn}(\text{OH})^{+2}$$
7. Τότε, η οξειδωτική αντίδραση σταματά και η περίσσεια του HIO από την αντίδραση του βήματος 5 καταναλώνεται στις ακόλουθες **μη-οξειδωτικές αντιδράσεις (μπλε χρώμα)**:
$$\text{I} + \text{HIO} + \text{H}^+ \rightarrow \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$$
$$\text{I}_2 + \text{CH}_2(\text{CO}_2\text{H})_2 \rightarrow \text{ICH}(\text{CO}_2\text{H})_2 + \text{H}^+ + \text{I}^-$$
8. Όταν η [I⁻] είναι επαρκώς μικρή, οι αντιδράσεις:
$$\text{IO}_3^- + \text{HIO}_2 + \text{H}^+ \rightarrow 2\text{IO}_2\cdot + \text{H}_2\text{O}$$
$$\text{IO}_2\cdot + \text{Mn}^{+2} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HIO}_2 + \text{Mn}(\text{OH})^{+2}$$

γίνονται ταχύτερες από την:
$$\text{HIO}_2 + \text{I} + \text{H}^+ \rightarrow 2\text{HIO}$$

Και η **οξειδωτική αντίδραση (κιτρινωπό χρώμα)** ξεκινά ξανά.
9. Η διαδικασία συνεχίζεται μέχρι όλα τα ανιόντα ιωδίου και όλο το μηλονικό οξύ να αντιδράσουν πλήρως.

Αυτό το κείμενο είναι βοηθητικό υλικό για το παρακάτω άρθρο:

Farusi G (2009) Looking for antioxidant food. *Science in School* **13**: 39-43.

www.scienceinschool.org/2009/issue13/antioxidants