تستند تجربة تأثير الملح المحفز على العلاقة

$$logk = logk_0 \pm Z_A Z_B \sqrt{\mu} \dots\dots\dots\dots\dots (1)$$

والتي تعني ان قيمة ثابت سرعة التفاعل عند وجود ملح في وسط التفاعل (المعبر عنها بالمقدار $logk$) تتغير عن قيمة ثابت سرعة التفاعل الأصلي بغياب الملح (المعبر عنها بالمقدار $logk_0$) اعتمادا على عاملين اثنين:

الأول: طبيعة شحنة المواد المتفاعلة (حيث ترمز Z_A الى شحنة المادة المتفاعلة الأولى و Z_B شحنة المادة المتفاعلة الثانية). فمثلا في التفاعل:

$$2I^- + S_2O_8^{-2} \rightarrow I_2 + 2SO_4^{-2} \dots.. (2)$$

تكون المادة المتفاعلة الأولى هي ايون اليوديد I^- وشحنتها $(Z_A = -1)$. والمادة المتفاعلة الثانية هي جذر البيرسلفات $S_2O_8^{-2}$ وشحنتها $(Z_B = -2)$. وهذا يعني ان حاصل ضرب المقدار $Z_A Z_B = (-1) * (-2) = (+2)$ أي ان إشارة الحد الثاني في المعادلة (1) ستكون موجبة مما يعني ان سرعة التفاعل سوف تزداد بزيادة تركيز الملح المضاف. وهذه حالة عامة عندا تكون شحنة المواد المتفاعلة متشابهة سواء كانت سالبة او موجبة فان زيادة تركيز الملح تؤدي الى زيادة سرعة التفاعل. والعكس صحيح إذا كان حاصل الضرب مقدار سالب أي عندما تكون شحنة المواد المتفاعلة مختلفة، تقل سرعة التفاعل بزيادة تركيز الملح الموجود في وسط التفاعل. اما عندما يكون أحد المواد المتفاعلة او كلاهما خالي من الشحنة فلا يحصل تغيير لسرعة التفاعل بسبب كون حاصل الضرب $(Z_A Z_B = 0)$ وبذلك يكون $(logk = logk_0)$.

الثاني: هو الشدة الايونية لمحلول الوسط الملحي للتفاعل (μ) والتي تحسب من القانون:

$$\mu = \frac{1}{2}\sum_i M_i * Z_i^2 \dots\dots\dots\dots\dots (3)$$

والذي يعني ان الشدة الايونية تساوي مجموع حاصل ضرب التركيز المولاري لكل ايون في مربع شحنته ويكون كل المقدار مقسوم على 2. فمثلا الشدة الايونية لمحلول $(0.1M)$ من KCl تحسب كالاتي:

1- نكتب معادلة تأين الملح

$$\underset{0.1\ M}{KCl} \xrightarrow{H_2O} \underset{0.1\ M}{K^+} + \underset{0.1\ M}{Cl^-}$$

2- نكتب معادلة الشدة الايونية لحالة KCl

$$\mu = \frac{1}{2}\left[M_{K^+} * Z_{K^+}^2 + M_{Cl^-} * Z_{Cl^-}^2\right]$$

$$\mu = \frac{1}{2}[0.1 * (+1)^2 + 0.1 * (-1)^2] = \frac{1}{2}[0.1 + 0.1] = \frac{0.2}{2} = 0.1M$$

نلاحظ هنا ان وحدة الشدة الايونية هي نفسها وحدة التركيز المستعملة لمحلول الملح.

مثال: احسب الشدة الايونية لمحلول $(0.2\ M\ K_2SO_4)$.

ج/

$$\underset{0.2\ M}{K_2SO_4} \xrightarrow{H_2O} \underset{2*0.2\ M}{2K^+} + \underset{0.2\ M}{SO_4{}^{-2}}$$

$$\mu = \frac{1}{2}\left[M_{K^+} * Z_{K^+}^2 + M_{SO_4{}^{-2}} * Z_{SO_4{}^{-2}}^2\right]$$

$$\mu = \frac{1}{2}[0.4 * (+1)^2 + 0.2 * (-2)^2] = \frac{1}{2}[0.4 + 0.8] = \frac{1.2}{2} = 0.6M$$

والان كيفية حساب الشدة الايونية لمحاليل التفاعل

$$2I^- + S_2O_8^{-2} \xrightarrow{NaCl} I_2 + 2SO_4^{-2} \ldots\ldots (4)$$

حيث تحسب الشدة الايونية **<u>لمادة $NaCl$ فقط</u>** ولا تحسب لباقي المواد المشتركة في التفاعل

لذلك حسب جدول المزج:

No.	$V(H_2O)/ml$	$V(NaCl)\ /ml$	$V(k_2S_2O_8)/ml$	$V(KI)\ /ml$
1	50	0	25	25
2	40	10	25	25
3	30	20	25	25
4	20	30	25	25
5	10	40	25	25

والذي استعمل فيه محلول $(1M\ NaCl)$ في التحضير نلاحظ ان حجم المزيج النهائي كان $(100\ ml)$ لذلك يحسب تركيز محلول $NaCl$ النهائي بعد عملية المزج من قانون التخفيف

$$M_1V_1 = M_2V_2 \ldots\ldots\ldots (5)$$

فيكون تركيز $NaCl$ في المحاليل الخمسة:

$$No.1 \Longrightarrow 1 * 0 = M_2 * 100 \rightarrow M_2 = 0M$$

$$No.2 \Longrightarrow 1 * 10 = M_2 * 100 \rightarrow M_2 = 0.1M$$

$$No.3 \Longrightarrow 1 * 20 = M_2 * 100 \rightarrow M_2 = 0.2M$$

$$No.4 \Longrightarrow 1 * 30 = M_2 * 100 \rightarrow M_2 = 0.3M$$

$$No.5 \Longrightarrow 1 * 40 = M_2 * 100 \rightarrow M_2 = 0.4M$$

اما حساب الشدة الايونية للمحاليل فتكون:

$$\underset{M}{NaCl} \xrightarrow{H_2O} \underset{M}{Na^+} + \underset{M}{Cl^-}$$

$$\mu = \frac{1}{2}\left[M_{Na^+} * Z_{Na^+}^2 + M_{Cl^-} * Z_{Cl^-}^2\right]$$

$$\mu No.1 = \frac{1}{2}[0 * (+1)^2 + 0 * (-1)^2] = \frac{1}{2}[0 + 0] = \frac{0}{2} = 0M$$

$$\mu No.2 = \frac{1}{2}[0.1 * (+1)^2 + 0.1 * (-1)^2] = \frac{1}{2}[0.1 + 0.1] = \frac{0.2}{2} = 0.1M$$

$$\mu No.3 = \frac{1}{2}[0.2 * (+1)^2 + 0.2 * (-1)^2] = \frac{1}{2}[0.2 + 0.2] = \frac{0.4}{2} = 0.2M$$

$$\mu No.4 = \frac{1}{2}[0.3 * (+1)^2 + 0.3 * (-1)^2] = \frac{1}{2}[0.3 + 0.3] = \frac{0.6}{2} = 0.3M$$

$$\mu No.5 = \frac{1}{2}[0.4 * (+1)^2 + 0.4 * (-1)^2] = \frac{1}{2}[0.4 + 0.4] = \frac{0.8}{2} = 0.4M$$