

او برای مرزبندی بین الکترولیت قوی و ضعیف از مفهومی به نام درجه تفکیک ( $\alpha$ ) استفاده کرد.

امروزه درجه تفکیک به صورت

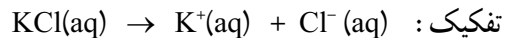
$$\alpha = \frac{\text{تعداد مولکول های تفکیک شده}}{\text{تعداد مولکول های حل شده}}$$

تعریف می شود.

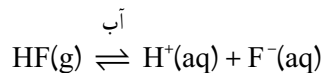
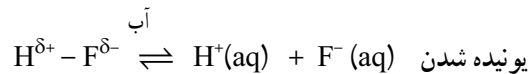
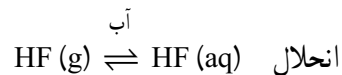
$$\text{درجه تفکیک } (\alpha) = \frac{\text{تعداد مولکول های تفکیک شده}}{\text{تعداد مولکول های الکترولیت حل شده}}$$

$$\alpha \% = \alpha \times 100 \quad (\text{درصد تفکیک})$$

او برای ترکیب یونی فقط فرایند تفکیک را در نظر می گرفت و ایجاد یک محلول الکترولیت را شامل انحلال ترکیب یونی؛ سپس تفکیک آن می دانست. برای محلول آبی الکترولیت قوی،  $\alpha$  و  $\alpha\%$  تقریباً به ترتیب برابر با ۱ و ۱۰۰ درصد در نظر گرفته می شد.



این درحالی است که وی الکترولیت حاصل از انحلال یک ترکیب مولکولی قطبی مانند HF در آب را شامل انحلال و یونیده شدن می دانست:



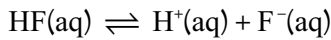
برای تعادل بالا می توان عبارت ثابت تعادل (K) را نوشت:

$$K = \frac{a_{\text{H}^+} \cdot a_{\text{F}^-}}{a_{\text{HF}}}$$

در اینجا  $a_{\text{H}^+}$ ،  $a_{\text{F}^-}$  و  $a_{\text{HF}}$  به ترتیب فعالیت یون  $\text{H}^+$ ،  $\text{F}^-$  و HF است که در محلول های رقیق و بسیار رقیق الکترولیت می توان آنها را هم ارز با غلظت مولی دانست.

$$K = \frac{[\text{H}^+][\text{F}^-]}{[\text{HF}]}$$

اینک می توان محاسبهٔ مربوط به این تعادل را براساس  $\alpha$  نوشت :



غلظت های تعادلی :  $M_0 - \alpha M_0$        $\alpha M_0$        $\alpha M_0$

$M_0$  : غلظت مولی اولیهٔ HF محلول در آب

$$K = \frac{(\alpha M_0)(\alpha M_0)}{M_0 - \alpha M_0} = \frac{M_0 \alpha^2}{1 - \alpha}$$

برای الکترولیت های قوی،  $K$  بسیار بزرگ است که نشان می دهد که  $\alpha$  به عدد یک یا به عبارت دیگر  $\alpha$  به  $100\%$  نزدیک است در حالی که برای الکترولیت های ضعیف،  $\alpha$  عدد کوچکی است و می توان از آن در برابر یک صرف نظر کرد. بنابراین می توان نوشت :

$$K = M_0 \alpha^2$$

و در نتیجه  $\alpha$  برابر خواهد بود با :

$$\alpha = \sqrt{\frac{K}{M_0}}$$

به جای  $M_0$  می توان هم ارز آن  $\frac{1}{V_m}$  (حجمی از محلول که محتوی یک مول حل شونده است) را جایگزین کرد؛ بنابراین خواهیم داشت :

$$K = \frac{1}{V_m} \alpha^2 \Rightarrow \alpha = \sqrt{KV_m}$$

این معادله به خوبی اثر رقت در محلول را نشان می دهد در واقع با رقیق شدن محلول درجهٔ تفکیک افزایش می یابد؛ بنابراین محلول  $10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$  و  $10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$  از HF به ترتیب حجم مولی (Vm) برابر با  $10^1$  و  $10^2 \text{ L.mol}^{-1}$  دارند، از این رو،  $\alpha$  برای محلول  $10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$  بزرگ تر از  $10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$  مولار آن است.

آیا محلول یک الکترولیت قوی همواره رسانای خوب جریان برق است؟ رسانایی الکتریکی در محلول به عهدهٔ یون هاست. هرچه تعداد یون های مجزا در آب بیشتر باشد، رسانایی الکتریکی محلول آبی بیشتر خواهد بود؛ بنابراین تنها با استفاده از  $\alpha$  نمی توان دربارهٔ میزان رسانایی یک محلول قضاوت کرد. نمونهٔ بارز این مسئله، AgCl است که دارای  $\alpha$  بزرگی است (یعنی هر مقدار از آن که در آب حل می شود تقریباً به یون تفکیک می شود) ولی انحلال پذیری آن در آب کم است. بنابراین تعداد یون ها در محلول ناچیز و رسانایی الکتریکی بسیار کمی دارد. یک محلول رسانای خوب، محلولی است که حل شوندهٔ آن هم الکترولیت قوی باشد ( $\alpha$  خوبی داشته باشد) و هم، حلالیت مناسبی در آب داشته باشد.