ضریب وانتهوف:

اثر افزایش ذرات حل‌شده در محلول الکترولیت‌ها را می‌توان با در نظر گرفتن ضریبی به نام ضریب وانتهوف (i) در فرمول‌های خواص غلظتی وارد کرد:

$$\Delta T_f = -imK_f$$
$$\Delta T_b = +imK_b$$
$$\pi = iC_M RT$$

برای محلول‌های غیرالکترولیت، $i = ۱$ است. به عبارت دیگر، i نشان‌دهنده این است که هر مول ماده حل‌شده معادل چند مول ذره در محلول است. در مورد الکترولیت قوی $NaCl$ ، $i = ۲$ است. به عبارت دیگر، از هر مول $NaCl$، ۲ مول یون تولید می‌شود. در مورد الکترولیت‌های ضعیف، مانند CH_3COOH، i بزرگتر از ۱ و کوچکتر از ۲ است. در این مورد، i به غلظت محلول بستگی دارد. مثلاً برای محلول ۰/۰۱ مولار CH_3COOH، ۱/۰۴ $i \approx$ است؛ یعنی هر مول از CH_3COOH اولیه، در محلول حاصل معادل ۱/۰۴ مول ذره است. می‌توان میزان تفکیک استیک اسید را از روی ضریب وانتهوف حساب کرد.

$$CH_3COOH \rightleftharpoons CH_3COO^- + H^+$$

تعداد مول اولیه	≈ ۰	۰	1
تعداد مول نهایی	x	x	$1-x$

تعداد کل مول‌ها $= (1-x) + x + x = 1 + x$

$$i = 1.04 = 1 + x \Rightarrow x = 0.04$$

پس استیک اسید ٪۴ یونیزه شده است.

مقدار i در محلول الکترولیت‌های قوی نیز به غلظت محلول بستگی دارد. در این موارد، مقدار i فقط در صورتی که غلظت محلول بی‌نهایت رقیق باشد، عددی صحیح (۲، ۳ و ...) خواهد بود. مثلاً مقدار i برای محلول $NaCl$ با

www.ShimiPedia.ir

غلظت‌های ۱/۰، ۰/۱۰، ۰/۰۱۰ و ۰/۰۰۱۰ مولال به ترتیب ۱/۸۱، ۱/۸۷، ۱/۹۴ و ۱/۹۷ است. در محلول‌های نسبتاً غلیظ، نیروهای جاذبه بین کاتیون‌ها آنیون‌ها باعث می‌شود تعدادی از آنها به صورت دسته‌های دوتایی یا چندتایی کنار هم در محلول وجود داشته باشند. هر چه محلول غلیظ‌تر باشد، یون‌ها به هم نزدیک‌تر بوده و احتمال تشکیل زوج یون بیشتر است. ما، محلول الکترولیت‌های قوی را معمولاً بی‌نهایت رقیق در نظر می‌گیریم و از تشکیل زوج یون‌ها صرف‌نظر می‌کنیم.

شبکه رشد – شبکه ملی مدارس ایران
Olympiad.roshd.ir
www.ShimiPedia.ir