مولاریته یا مولالیته؛ کدام را برگزینیم؟

اصغر بداقی
معلم شیمی ناحیه ۳ قم

اشاره

در بیان غلظت یک محلول دو تعریف وجود دارد: مولاریته و مولالیته. این دو مفهوم در شرایطی می‌توانند به‌جای یکدیگر استفاده شوند که در این مقاله به آن می‌پردازیم.

کلیدواژه‌ها: غلظت، مولالیته، مولاریته

هنگامی که از غلظت محلول‌های شیمیایی صحبت می‌کنیم دو مفهوم مولاریته و مولالیته را به‌کار می‌بریم. باید توجه کرد که تعریف غلظت در قالب مولاریته با اشکال‌هایی همراه است زیرا حجم محلول با تغییر دما دستخوش تغییر می‌شود؛ هنگامی که محلولی را گرم می‌کنیم انبساط می‌یابد و یک واحد حجم از این محلول، اندکی کمتر از زمانی است که در وضعیت سرد قرار دارد. این واقعیت در کارهای دقیق می‌تواند منجر به خطا شود. همچنین در نتیجهٔ برهم‌کنش میان حلال و حل‌شونده- که قابل پیش‌بینی هم نیست- حجم محلول ممکن است جمع‌پذیر نباشد یعنی با افزودن ۵۰۰mL از یک محلول به ۵۰۰mL از محلولی دیگر، حجم می‌تواند ۱۰۰۰mL نشود. بنابراین تهیه یک محلول با مولاریتهٔ مشخص، ممکن است در کارهای دقیق آسان نباشد.

مولالیته بر مقدار حلال تأکید دارد، نه محلول. محلول‌های مولال با توجه به جرم حلال و حل‌شونده تهیه می‌شوند و به مقدار حجم آن‌ها توجهی نمی‌شود. برتری این روش را می‌توان چنین برشمرد که:

با تغییر دما، جرم تغییری نمی‌کند پس مولالیته هم بی‌تغییر باقی می‌ماند. همچنین برخلاف حجم، جرم جمع‌پذیر است یعنی اگر ۵۰۰g از یک محلول به همین مقدار از محلولی دیگر افزوده شود جرم کلی مخلوط، ۱۰۰۰g خواهد بود. از این‌رو، هنگامی‌که احتمال تغییر دما و چگالی وجود دارد، از مولالیته به‌عنوان یک واحد برتر برای بیان غلظت یاد می‌شود اما برای محلول‌های آبی و در دماهای نزدیک به دمای اتاق، تفاوت مولالیته و مولاریته ناچیز است. همچنین هنگامی که غلظت محلول کم است، مولالیته و مولاریته مقدار یکسانی دارند. با افزایش غلظت تفاوت میان این دو افزایش می‌یابد.

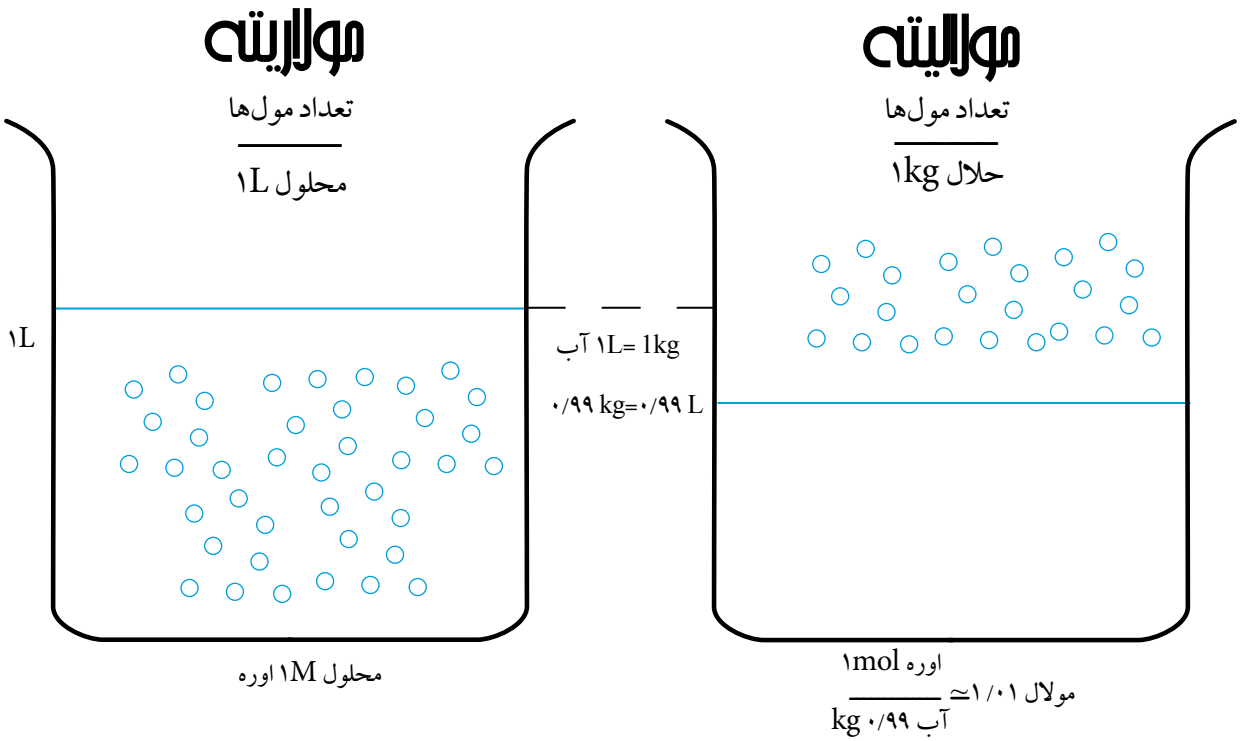
نمونه ۱: مولالیتهٔ یک محلول ۰/۵ M ساکاروز در آب چقدر است؟ چگالی محلول ۱/۰۶۴ g/mL و جرم مولکولی ساکاروز را ۳۴۲/۳ g/mol در نظر بگیرید.

حل

جرم محلول(g) = ۱/۰۶۴ g/mL × ۱۰۰۰ mL محلول =۱۰۶۴g

جرم ساکاروز(حل‌شونده) (g) = ۰/۵ mol × ۳۴۲/۳ g/mol =۱۷۱/۱۵ g

جرم حل‌شونده- جرم محلول= جرم حلال (آب)



جرم حلال = ۱۰۶٤ - ۱۷۱/۱۵ = ۸۹۲/۸۵ g

(مولالیته) $m = 0/5\,mol$ ساکاروز $\times \frac{1000\,g\ \text{آب}}{892/85\,g\ \text{آب}} = 0/56\,m$

چنان‌که مشاهده می‌شود تفاوت میان مولالیته و مولاریته تنها ۰/۰۶ است که ناچیز و قابل چشم‌پوشی است. هنگامی که غلظت محلول افزایش می‌یابد این تقریب نیز دچار اشکال می‌شود. در این مورد به نمونهٔ زیر توجه کنید.

نمونه۲: مولاریتهٔ یک محلول ۲۱/٤ m از HF چقدر است؟ چگالی این محلول ۱/۱۰۱ g/mL است.

$$\text{جرم حل‌شونده} = 21/4\,mol \times \frac{20\,g\,HF}{1\,mol\,HF} = 428\,g$$

جرم محلول = جرم حلال + جرم حل‌شونده = ۱۰۰۰+٤۲۸

جرم محلول = ۱٤۲۸ g

$$\text{حجم محلول} = 1428\,g \times \frac{1}{1/101\,g/mL} = 1297/00\,mL$$

$$\text{مولاریته} = 21/4\,mol \times \frac{1000\,mL\ \text{محلول}}{1297\,mL} = 16/49\,mol/mL$$

در اینجا تفاوت چشمگیری میان مولالیته و مولاریته وجود دارد و نمی‌توان از یکی از آن‌ها به‌جای دیگری استفاده کرد.

هنگامی که دمای محلول تغییر می‌کند چگالی محلول یا حلال نیز تغییر می‌یابد و نزدیک بودن مقدار مولالیته به مولاریته کمتر می‌شود. همچنین اگر اتانول به‌عنوان حلال استفاده شود- که چگالی آن ۰/۷۸۹ g/mL است- یکسان بودن تقریبی مولاریته و مولالیته از بین می‌رود. در این حال استفاده از مولالیته برای بیان غلظت، ترجیح داده می‌شود. استفاده از مولالیته در این موارد اشکالی ندارد:

- تعیین نقطهٔ ذوب و جوش
- کار با خواص کولیگاتیو
- وجود برهم‌کنش میان حلال و حل‌شونده.

*** منابع**

1. Robinson, W R.;Odom, J. D.; Holtzclaw, H. F. Chemistry Concepts and Models, 1992.
2. Clark, J. Oliver, R. Longman Chemistry for IGCSE, 6th impression, 2007.
3. Norris, R.; Rayan, L.; Acaster, D. Chemistry Coursebook., Cambridge University Press., 2011.
4. Silberberg, M. S Principles of GENERAL CHEMISTRY.2ed ed. 2010.
۵.مورتیمر، چارلز؛ شیمی عمومی، ترجمه یاوری، عیسی؛ نشر علوم دانشگاهی، پاییز ۱۳۸۰.