

## CONCENTRAZIONE DELLE MISCELE

G. Giacomo Guilizzoni

Rivista: «Nuova Secondaria»

6/1993

*Quali unità di misura si possono adottare per indicare le concentrazioni delle miscele? L'analisi di referti rilasciati da laboratori di analisi cliniche oppure del contenuto indicato sull'etichetta di alcuni prodotti commerciali consente di individuarne un gran numero, fuori e dentro il Sistema Internazionale. Perché non possono essere adottate soltanto le unità di misura «ufficiali»? (Nota della Redazione).*

Gli studenti, solitamente, mostrano segni di insofferenza, accusando l'insegnante di pignoleria, quando sentono parlare dei metodi usati per esprimere la concentrazione di una miscela. L'argomento potrebbe essere affrontato portando in classe tre confezioni di prodotti commerciali (un antiacido gastrico in sospensione, un collirio, dell'alcole denaturato) e un referto rilasciato da un laboratorio di analisi cliniche.

Sull'etichetta del primo prodotto è riportata la composizione: «100 g di sospensione contengono: magnesio idrossido, 3,65 g; alluminio idrossido, 3,25 g; ...». La concentrazione è espressa inequivocabilmente in percento in massa (% m/m), parti in massa dei componenti presenti in 100 parti in massa di sospensione.

Sulla confezione del collirio si può leggere: «100 ml di soluzione idroalcolica contengono: nafazolina nitrato, 0,080 g; canfora, 0,004 g; ...». Anche in questo caso non possono sorgere dubbi: la concentrazione è espressa in percento in volume m/V (% m/V), parti in massa dei componenti presenti in 100 parti in volume del preparato.

Incisa sulla plastica del flacone di alcole denaturato appare la scritta: «Contiene il 90 % di etanolo». In questo caso è difficile stabilire in che modo è espressa la concentrazione. Si potrebbero suggerire agli studenti tre ipotesi: 1) 100 g del preparato potrebbero contenere 90 g di etanolo. 2) 100 ml del preparato potrebbero contenere 90 g di etanolo. 3) 100 ml del preparato, essendo l'etanolo un liquido, potrebbero contenere 90 ml di etanolo.

Il referto di un'analisi del sangue riporta, tra gli altri, i seguenti valori: emoglobina, 14,8 g/dl; glucosio, 87 mg/dl; ione ammonio, 90 µg/dl; ione potassio, 4,2 mmol/dl; bilirubina, 10,2 µmol/dl; cortisolo, 256 nmol/dl; fosfatasi alcalina, 62 U/l. I primi tre sono comprensibili a chiunque: ogni decilitro del sangue analizzato contiene 14,8 grammi di emoglobina, 87 milligrammi di glucosio e 90 microgrammi dello ione ammonio. Il quarto, il quinto e il sesto ci dicono che in ogni decilitro di sangue sono presenti 4,2 millimoli di potassio, 10,2 micromoli di bilirubina e 256 nanomoli di cortisolo, ma per capire qualcosa bisogna conoscere il significato di mole. L'ultimo valore (63 U/l di fosfatasi alcalina) può essere compreso soltanto dagli addetti ai lavori.

A questo punto qualche studente potrà giustamente domandare se la CE, l'UNI, l'ISO o altri enti di normazione non abbiano ancora provveduto, in questo campo, all'eliminazione di molte unità di misura, ufficializzandone poche. Si risponderà che queste unità ufficiali esistono da tempo e sono soltanto due: la concentrazione molare volumica o *molarità* e la concentrazione molare massica o *molalità*. Tutte le altre unità, e sono molte, sono fuorilegge da tempo. E allora si adottino soltanto quelle ufficiali, diranno gli studenti. Si potrà obiettare che purtroppo il loro uso generalizzato è impossibile per almeno due motivi:

- a) Per comprendere il significato di *molarità SI* (numero di moli di un componente presenti in 1 m<sup>3</sup> di soluzione) e di *molalità SI* (numero di moli di un componenti in 1 kg di solvente) occorre possedere discrete nozioni di chimica.
- b) Anche per il chimico l'uso delle due unità SI è possibile soltanto quando si conoscono le formule chimiche dei componenti: senza di esse non si possono calcolare le masse formali relative e quindi il numero di moli.

Di fronte a queste obiezioni gli studenti si dovranno rassegnare ad imparare, pazientemente, le definizioni delle più comuni unità SI e fuori SI, qui riassunte e commentate.

La *concentrazione* di una miscela è il rapporto esistente tra le parti (in massa o in volume) di un *componente* e le parti (in massa o in volume) di *miscela*. Per le soluzioni, è il rapporto esistente tra le parti (in massa o in volume) di *soluto* e le parti (in massa o in volume) di *soluzione* e, in qualche caso, di *solvente*.

**Percento in massa (% m/m).** Sono le parti in massa di un componente presenti in 100 parti in massa di miscela; per una soluzione, parti in massa di soluto presenti in 100 parti in massa della soluzione. Si esprime di solito in grammi del componente contenuti in 100 g di soluzione. *Esempio:* Una soluzione contiene il 30 % m/m di soluto. Ciò significa che in 100 g di soluzione (solvente + soluto) vi sono 30 g di soluto.

Tab 1. Concentrazione delle soluzioni (definizioni).(\*)

		<i>soluto</i>	<i>solvente</i>	<i>soluzione</i>
Percento in massa	% m/m	g		100 g
Percento in volume m/V	% m/V	g		100 ml
Grammi al litro	g/l	g		1000 ml
Parti per milione	ppm = mg/l	mg		1000 ml
Parti per bilione	ppb = µg/l	µg		1000 ml
Molarità	mol/l	mol		1000 ml
Normalità	eq/l	eq		1000 ml
Percento in volume V/V	% V/V	ml		100 ml
Frazione molare	x	moli		moli totali
Percento di solvente	% s	g	100 g	
Molalità	mol/kg	moli	1000 g	

(\*) Soltanto le concentrazioni espresse in massa (% m/m, frazione molare, % s, molalità) non dipendono dalla temperatura.

Si esprimono in percento in massa l' *umidità* e il *residuo secco*. La prima è la percentuale in massa di acqua di imbibizione presente in una sostanza o in un materiale; il secondo è la percentuale in massa di sostanza solida che rimane dopo l'eliminazione dell'acqua di imbibizione.

**Percento in volume m/V (% m/V).** Sono le parti in massa di un componente presenti in 100 parti in volume di soluzione. Si esprime di solito in grammi del componente contenuti in 100 ml di soluzione. *Esempi.* Per preparare 100 g di una soluzione acquosa al 20 % m/m di zucchero si mescolano 20 g di zucchero con 80 g di acqua. Per preparare 100 ml di soluzione acquosa al 20 % m/V di zucchero si devono invece sciogliere 20 g di zucchero in poca acqua e diluire la soluzione con acqua fino a raggiungere il volume di 100 ml, operando in un recipiente tarato.

Nelle analisi cliniche si usano il *grammo al decilitro* (g/dl = % m/V) e i sottomultipli *milligrammi al decilitro* (mg/dl), *microgrammi al decilitro* (µg/dl) e *nanogrammi al decilitro* (ng/dl).

**Grammi al litro, ppm e ppb.** Sono rispettivamente i grammi, i milligrammi e i microgrammi di un componente contenuti in 1 l (1000 ml) di soluzione. *Esempio.* 15 g di un sale si introducono in un matraccio tarato da 250 ml, si sciolgono in poca acqua e si aggiunge ancora tanta acqua fino al segno di riferimento sul collo. La concentrazione in % m/V è  $15 / 2,5 = 6$  % m/V; la concentrazione in grammi al litro è  $6 \times 10 = 60$  g/l; la soluzione contiene  $60 \cdot 10^3$  mg/l (ppm) e  $60 \cdot 10^6$  µg/l (ppb) di soluto.

**Molarità tradizionale (mol/l).** Una soluzione si definisce *molare* (M) quando in 1 l di essa è presente 1 mol di soluto, o un suo multiplo o sottomultiplo (5 M, 2 M, 0,5 M, 0,1 M, ecc.).

Per le soluzioni diluite la molarità si esprime anche in *millimoli al litro* ( $1 \text{ mmol/l} = 10^{-3} \text{ mol/l}$ ), *micromoli al litro* ( $1 \text{ µmol/l} = 10^{-6} \text{ mol/l}$ ) e *nanomoli al litro* ( $1 \text{ nmol/l} = 10^{-9} \text{ mol/l}$ ). *Esempi.* La massa di 1 mol di potassio permanganato è 158 g. Una soluzione decimolare contiene, in 1 l, 1/10 di mole, cioè  $158 / 10 = 15,8$  g/l. Il calcolo dei volumi di una soluzione di argento nitrato necessari per reagire con un determinato volume di soluzione di potassio fosfato, quando le concentrazioni delle due soluzioni sono espresse in grammi, è macchinoso. Esprimendo le concentrazioni in moli la risposta è immediata. Poiché  $\text{K}_3\text{PO}_4 + 3\text{AgNO}_3 \rightarrow 3\text{KNO}_3 + \text{Ag}_3\text{PO}_4$ , un volume di soluzione di  $\text{K}_3\text{PO}_4$  avente una determinata molarità richiederà esattamente tre volumi di una soluzione di  $\text{AgNO}_3$  avente la stessa molarità.

Sarebbe opportuno, a questo punto, sottolineare un altro motivo per il quale nelle questioni di carattere scientifico sono da preferire le unità di misura SI. Così ad esempio, si potrebbero porre agli studenti due domande. Due soluzioni 0,01 M di acido cloridrico e di acido iodidrico hanno la stessa acidità? Due soluzioni 0,25 M di acido acetico e di acido fluoridrico hanno la stessa acidità? Alla prima domanda, potendosi ritenere i due acidi, in soluzioni diluite, completamente ionizzati, la risposta è affermativa. Entrambe le soluzioni hanno  $\text{pH} = \text{colg } 10^{-2} = 2$ . Viceversa, essendo l'acido acetico ( $\text{pK}_a = 4,75$ ) e l'acido fluoridrico ( $\text{pK}_a = 3,18$ ) entrambi deboli, nelle due soluzioni la concentrazione molare dello ione idronio sarà diversa. Per l'acido acetico,  $\text{pH} = \frac{1}{2} (4,75 - \lg 0,25) = 2,67$ . Per l'acido fluoridrico,  $\text{pH} = \frac{1}{2} (3,18 - \lg 0,25) = 1,89$ . L'acido fluoridrico quindi meno debole dell'acido acetico.

**Osmolarità** (osm/l). E' la concentrazione molare di tutte le particelle di varia natura presenti in 1 l di soluzione. Quando il soluto non è un elettrolito, molarità e osmolarità coincidono. Quando è un elettrolito, l'osmolarità è superiore alla molarità, comprendendo tanto la concentrazione della sostanza indissociata quanto quella degli ioni prodotti:  $\text{osm/l} = i \times \text{mol/l}$ , dove  $i$  è il coefficiente di van't Hoff,  $i = 1 + (v - 1) \alpha$ ;  $\alpha$  è il grado di dissociazione. Così ad esempio, per una soluzione 0,5 M di un elettrolito  $A_2B$  dissociato per il 70 %, si ha:  $v = 1 + (3 - 1) 0,7 = 2,4$ , da cui  $0,5 \text{ mol/l} \times 2,4 = 1,2 \text{ osm/l}$ .

**Percento in volume V/V (% V/V)**. Sono le parti in volume di un componente presenti in 100 parti in volume di soluzione. *Esempio.* 300 ml di etanolo si mescolano con 24 ml di acqua. Si vuole calcolare la concentrazione in % V/V di etanolo.

$$\frac{300 \text{ ml etanolo}}{(300 + 24) \text{ ml soluz.}} = 92,6 \% \text{ V/V.}$$

Attenzione, però; non sempre, in chimica,  $1 + 1 = 2$ . Il calcolo è approssimativo perchè i volumi dei liquidi mescolati spesso non sono additivi: durante la miscelazione può verificarsi una contrazione di volume, che dipende dalla natura dei liquidi e dalla temperatura. Per la coppia etanolo-acqua, a 20 °C, mescolando 48 volumi di acqua con 52 volumi di etanolo non si ottengono 100 volumi ma soltanto 96,3 volumi, con una contrazione di volume del 3,7 %.

**Percento di solvente (% s)**. Sono le parti in massa di soluto mescolate con 100 parti in massa di solvente. *Esempio.* Una soluzione acquosa al 22,2 % m/m di una sostanza contiene

$$\frac{22,2 \text{ g soluto}}{(100 - 22,2) \text{ g solvente}} = 28,5 \% \text{ s}$$

**Molalità (mol/kg)**. Sono le moli di soluto disciolte in 1 kg di *solvente*. *Esempio.* Si deve calcolare la molalità di una soluzione acquosa contenente 241 g di acido solforico avente  $d = 1,15 \text{ g/ml}$ . Poichè la massa di 1 mol di acido solforico è 98 g

$$241 \text{ g} / 98 = 2,46 \text{ mol H}_2\text{SO}_4 \qquad 1 \text{ l} \times 1,15 = 1,15 \text{ kg soluzione}$$

$$1 \text{ kg H}_2\text{O} \frac{2,46 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{(1,15 - 0,241) \text{ kg H}_2\text{O}} = 2,7 \text{ mol/kg H}_2\text{SO}_4$$

Tab. 2. Concentrazione delle soluzioni: alcuni fattori di conversione.

	% m/m	% m/V	g/l	Ppm	mol/l
% m/m	1	d	10 d	$10^4$ d	10 d / M
% m/V	1 / d	1	10	$10^4$	10 / M
g/l	$10^{-1}$ / d	$10^{-1}$	1	$10^3$	1 / M
ppm	$10^{-4}$ / d	$10^{-4}$	$10^{-3}$	1	$10^{-3}$ / M
mol/l	$10^{-1}$ M / d	$10^{-1}$ M	M	$10^3$ M	1

% m/m, per cento in massa; % m/V, per cento in volume m/V; g/l, grammi al litro; ppm, parti per milione; mol/l, molarità tradizionale; d, massa volumica della soluzione in g/cm<sup>3</sup>; M, massa formale del soluto.

Tab. 3. Concentrazione delle soluzioni: altri fattori di conversione.

	mol/kg	% s
mol/kg	1	M / 10
% s	10 / M	1

mol/kg, molalità; % s, per cento di solvente; M, massa formale del soluto.

Tab.4. Concentrazione delle soluzioni: altri fattori di conversione.

	% m/V	% V/V
% m/V	1	1 / D
% V/V	D	1

% m/V, per cento in volume m/V; % V/V, per cento in volume V/V; D, massa volumica del soluto in g/cm<sup>3</sup>.

**Frazione molare** ( $x$ ). E' il rapporto tra le moli  $n$  di un componente e le moli totali  $\Sigma n$  di una miscela di sostanze. In una miscela sostanze A, B, C, ... indicando con  $n_A, n_B, n_C, \dots$  il numero di moli dei componenti e con  $\Sigma n$  le moli totali ( $\Sigma n = n_A + n_B + n_C + \dots$ ), la frazioni molari sono

$$x_A = \frac{n_A}{\Sigma n} \qquad x_B = \frac{n_B}{\Sigma n} \qquad x_C = \frac{n_C}{\Sigma n} \qquad \dots$$

**Concentrazione enzimatica.** Gli enzimi sono catalizzatori di numerose reazioni; le unità di misura della concentrazione di un enzima sono il *katal al litro* (kat/l) e l'*unità enzimatica al litro* ( $U_e/l$ ).

Il *katal* è la quantità di enzima che catalizza la trasformazione di 1  $\mu\text{mol}$  di substrato nel tempo di 1 s, in determinate condizioni. L'*unità enzimatica* è la quantità di enzima che catalizza la trasformazione di 1  $\mu\text{mol}$  di substrato nel tempo di 1 min, in determinate condizioni.  $1 U_e = 6,67 \text{ nkat (nmol/s)}$ .

**Per cento sulla merce.** Sono le parti in massa di un colorante, o di un prodotto chimico, riferiti a 100 parti in massa del materiale da tingere, candeggiare, ecc.

**Rapporto volumetrico.** Quando una soluzione si prepara per diluizione di una soluzione concentrata con il solvente, la sua concentrazione si esprime anche come rapporto *volume soluzione concentrata : volume solvente*.

*Esempio.* L'acido cloridrico diluito 1:5 della FU (Farmacopea Ufficiale della Repubblica) si ottiene mescolando 1 vol. di acido cloridrico conc. (438 g/l) con 5 vol. di acqua. Purtroppo, alcuni AA. intendono il rapporto volumetrico *volume soluzione concentrata : volume soluzione diluita*. All'argomento, soltanto in apparenza di scarso rilievo, è stato dedicato un articolo (10/1981) sul *Journal of Chemical Education*. *Esempio.* L'acido cloridrico 1:5 FU contiene  $1 \text{ l} \times 438 \text{ g/l} / (1 + 5) \text{ l} = 73 \text{ g/l}$ . Se la soluzione fosse preparata con il secondo sistema conterrebbe  $1 \text{ l} \times 438 \text{ g/l} / (1 + 4) \text{ l} = 87,6 \text{ g/l}$ . La differenza è notevole.

**Unità di misura anglosassoni.** Ancor oggi, consultando un testo inglese o americano, è frequente imbattersi in unità obsolete come le seguenti.

*Libbra al piede cubo* (lb/ft<sup>3</sup>): libbre di soluto (~ 453 g) presenti in un piede cubo (~ 28 l) di soluzione.

*Libbra al gallone* (lb/gal): libbre di soluto presenti in un gallone inglese (~ 4.5 l) o americano (~ 3,8 l) di soluzione.

*Oncia al gallone* (oz/gal): oncie di soluto (~ 28,3 g) presenti in un gallone inglese o americano di soluzione.