

Decidere
in
Medicina

Collana di Medicina d'Urgenza
a cura di Ivo Casagrande

Dal sapere al saper fare



28

I. Casagrande
A. Guariglia
R. Sbrojavacca
M. Tarantino

ACQUA E SALE

ACIDI E BASI

Approccio pratico
all'interpretazione
e alla gestione dei disturbi
dell'equilibrio acido-base
e idroelettrolitico



Edizioni Medico Scientifiche



Contiene Cd-Rom
a cura di P. Davio

Capitolo 10

SOLUZIONI ED UNITÀ DI MISURA

GIORGIO RECORDATI

1. Introduzione

1.1. Alcune considerazioni preliminari sulle unità di misura

Mentre la matematica lavora con i numeri, la fisica lavora con quantità o grandezze.

Per fare questo ha bisogno sia dei numeri che delle così dette UNITÀ DI MISURA.

Come si sa, le unità di misura fondamentali sono sette: lunghezza, tempo, massa, temperatura, ampere, *mole* e candela. Una grandezza fisica in genere si esprime con un numero seguito dalla unità di misura, come per esempio: 25 °C, 273.15 K, 150 mmol, 0.95 g ecc.

Questi valori di grandezze si devono leggere sempre come il prodotto tra il numero che precede l'unità di misura e l'unità di misura stessa. Per esempio: 25 × °C, 150 × mmol, ecc.

Questa notazione è alla base del così detto "calcolo quantitativo" (*quantity calculus*), usato nei calcoli in cui intervengono unità di misura.

Negli appunti che seguono le unità di misura usate sono tre:

<i>Mole</i>	simbolo n (enne minuscolo)
<i>Massa</i>	simbolo m (emme minuscolo)
<i>Lunghezza</i>	simbolo l (elle minuscolo)

In realtà, non si troverà mai la lunghezza, ma solo la lunghezza al cubo, cioè un volume, simbolo **V**.

Tutte le altre unità di misura usate, come densità, molarità ecc., sono unità di misura derivate da queste tre fondamentali.

Le soluzioni sono delle quantità composte da un soluto e da un solvente. La stessa grandezza “soluzioni” può essere espressa, però, in unità di misura diverse. Per esempio il soluto può essere espresso in grammi (g), e chilogrammi (kg) e l'unità di misura di riferimento è la massa; in millimoli (mmol) e moli (n), con unità fondamentale la mole; in equivalenti (Eq) ed osmoli (Osm), la cui unità fondamentale di riferimento è ancora la mole. Il solvente, può essere espresso in millilitri (mL), decilitri (dL) e litri (L), con unità fondamentale di riferimento la lunghezza, oppure in grammi e chilogrammi, se ci si riferisce alla massa.

2. Definizioni

2.1. Mole

La mole è l'unità di misura della quantità di materia, misurata in numero. Si possono dare due definizioni di mole:

1. una mole di sostanza contiene tanti atomi o molecole quante sono contenute in 12 g di Carbonio 12;
2. la mole è il numero di atomi o molecole presenti in una quantità di sostanza pari al peso, in grammi, della massa atomica e molecolare relativa.

Il numero di atomi presenti in 12 g di Carbonio 12, è stato determinato sperimentalmente, e si è visto che in 12 g di Carbonio 12, sono contenuti 6.022×10^{23} atomi. Questo numero viene chiamato il numero di Avogadro, o la costante di Avogadro, ed il relativo simbolo è N_A .

Il simbolo della mole è **n** (enne minuscolo).

Dati **N** elementi (in numero) di una sostanza (atomi, molecole, ioni, elettroni ecc.), si possono esprimere in moli, secondo la seguente formula:

$$n = N/N_A \quad (1)$$

Oppure, conoscendo il valore di **n** di una quantità di sostanza, cioè quante moli sono presenti, si può risalire al numero di elementi presenti, dalla relazione:

$$N = n \times N_A \quad (2)$$

Ovviamente $1 \text{ mmol} = 10^{-3} \text{ mol}$.

In pratica, per ottenere la mole di una sostanza, si procede come indicato dalla seconda definizione di mole riportata più sopra. Cioè una volta ottenuta la Massa Atomica Relativa della sostanza, ricavandola da apposite tabelle, la si moltiplica per un grammo. Esempio:

Massa Atomica Relativa del Na^+ : 22.98977

Massa Atomica Relativa del Cl^- : 35.453

Massa Atomica Relativa del NaCl : 58.44277

moltiplicando questi numeri per un grammo, si ottengono le relative moli:

1 Mole di Na^+ : $(22.98977) \times (1 \text{ g di } \text{Na}^+) = 22.98977 \text{ g di } \text{Na}^+$

1 Mole di Cl^- : $(35.453) \times (1 \text{ g di } \text{Cl}^-) = 35.453 \text{ g di } \text{Cl}^-$

1 Mole di NaCl : $(58.4427) \times (1 \text{ g di } \text{NaCl}) = 58.4427 \text{ g di } \text{NaCl}$

2.2. Massa molare

È la massa, in grammi, della quantità di sostanza considerata, cioè la massa di una mole (n) di sostanza.

La formula per ricavare la Massa Molare è data da:

$$M = m/n \text{ con } m \text{ in grammi ed } n \text{ in moli.} \quad (3)$$

Poiché m è in grammi ed n in moli, l'unità di misura della Massa Molare è data da:

g/mol , che più comunemente si scrive come $\text{g} \times \text{mol}^{-1}$.

In Pratica per ottenere la Massa Molare di una sostanza, si divide il valore di una mole, espresso in grammi, per l'unità di misura mole. Esempio riferito alle sostanze riportate in precedenza:

Massa Molare del Na^+ : $22.98977 \text{ g} \times \text{mol}^{-1}$

Massa Molare del Cl^- : $35.453 \text{ g} \times \text{mol}^{-1}$

Massa Molare del NaCl : $58.4427 \text{ g} \times \text{mol}^{-1}$

La mole e la Massa Molare si ricavano pertanto dalla Massa Atomica e Molecolare Relativa, che è stata anch'essa ricavata dallo standard del Carbonio 12.

Questo per far sì che in ogni mole di sostanza sia contenuto esattamente lo stesso numero di elementi, pari al numero di Avogadro.

Ritornando alla (3), questa la si può riscrivere nel seguente modo:

$$n = m / M \quad (4)$$

Questa formula serve per ricavare il numero di moli presenti in un campione di sostanza di peso m , cioè per passare da una quantità espressa in grammi ad una espressa in moli o mmol. Esempio: a quante mmol, corrispondono 9 g di NaCl?

Applicando la (4): $(9 \text{ g di NaCl}) / (58.5 \text{ g} \times \text{mol}^{-1} \text{ di NaCl}) = 154 \text{ mmol di NaCl}$

La (3) e la (4) le si possono riscrivere ancora, rispetto ad m . Cioè:

$$m = n \times M \quad (5)$$

La formula (5) serve per passare da una quantità espressa in moli o mmol, ad una quantità espressa come massa. Esempio: l'escrezione urinaria di Na^+ , varia da 0 a 400 mmol al giorno. A quanti g di Na^+ corrispondono?

Applicando la (5): $m = 0.400 \text{ mol} \times 22.9 \text{ g} \times \text{mol}^{-1} = 9.160 \text{ g}$

2.3. Osmole

È la quantità di sostanza che esercita una attività osmotica.

La si calcola moltiplicando il numero di moli per il numero di ioni in soluzione, come dalla seguente formula:

$$n_{\text{osm}} = n \times v \text{ con } v \text{ (lettera greca ni)} = \text{numero di ioni in soluzione} \quad (6)$$

assumendo una completa dissociazione della specie ionica in soluzione.

Al posto di n_{osm} le abbreviazioni comunemente usate per osmole e milliosmole sono Osm e mOsm, rispettivamente.

Esempi:

$$1 \text{ mole urea} = 1 \text{ Osm}$$

$$1 \text{ mole NaCl} = 2 \text{ Osm}$$

$$1 \text{ mole Ca}^{++}\text{Cl}^{-}\text{Cl}^{-} = 3 \text{ Osm}$$

$$1 \text{ mole Na}^{+}\text{Na}^{+}\text{SO}^{-} = 3 \text{ Osm}$$

2.4. Equivalenti

È la quantità di sostanza misurata in moli, moltiplicata per la valenza chimica (simbolo z , zeta minuscolo), della sostanza stessa.

È data dalla seguente formula:

$$n_{\text{eq}} = n \times z \quad \text{con } z = \text{valenza} \quad (7)$$

Esempio: 5 mmol di Ca^{2+} corrispondono a 10 mEq di Ca^{2+} .

Per passare da un valore espresso in Equivalenti, ad uno espresso in moli, la formula è data da:

$$n = n_{\text{eq}}/z \quad (8)$$

Ovviamente, se lo ione è monovalente, la quantità in moli è identica alla quantità in equivalenti.

3. Le soluzioni

Le soluzioni vengono descritte in modo diverso, a seconda della unità di misura che viene presa come riferimento. Se questa è la mole, la concentrazione di sostanze in soluzione, viene descritta come MOLALITÀ e MOLARITÀ, EQUIVALENTI, e come OSMOLALITÀ e OSMOLARITÀ.

Altri metodi si rifanno all'unità lunghezza (volume) e massa (peso) del soluto, espresso come valore percentuale, e riferito al totale della soluzione preso come cento per cento.

3.1. Molalità e molarità

MOLALITÀ: è la quantità di sostanza del soluto, in moli, in relazione alla massa (peso) del solvente. Ha lo svantaggio di essere "gravità" dipendente. In formula:

$$\text{molalità} = n/m \text{ con } n \text{ moli e } m \text{ in grammi, o in multipli.} \quad (9)$$

Pertanto risulterà in: $\text{mol} \times \text{g}^{-1}$, $\text{mol} \times \text{kg}^{-1}$ ecc.

MOLARITÀ: è la quantità di sostanza del soluto, in moli, in relazione al volume della soluzione. Ha lo svantaggio di essere temperatura dipendente. In formula:

$$\text{molarità} = n/V \text{ con } n \text{ in moli e } V \text{ in mL, dL, L ecc.} \quad (10)$$

Pertanto risulterà in: $\text{mol} \times \text{mL}^{-1}$, $\text{mol} \times \text{dL}^{-1}$, ecc.

La molarità è identica alla CONCENTRAZIONE MOLARE, il cui simbolo è c (lettera ci minuscola), che è data dalla formula:

$$c = n/V$$

Si deve ricordare che la molalità e la molarità di soluzioni come il siero, non sono paragonabili tra di loro, a causa dell'alto volume specifico delle proteine. Si deve ricorrere a fattori di conversione, per esempio quelli riportati nella tabella 2, pag. 47, vol. 3 delle Tavole Geigy.

3.2. Equivalenti

La concentrazione di una soluzione in Equivalenti (c_{eq}), è data dal rapporto tra la quantità di Equivalenti (n_{eq}) ed il volume:

$$c_{eq} = n_{eq} / V \text{ in Eq} \times L^{-1}, \text{ o mEq} \times L^{-1} \text{ ecc.} \quad (14)$$

Per passare da una concentrazione espressa in Equivalenti $\times L^{-1}$ a quella espressa in moli $\times L^{-1}$, cioè la molarità, ricordando le formule (7) e (10), si divide la concentrazione espressa in Eq per la valenza z . Infatti, poiché:

$$\begin{aligned} c_{eq} &= n_{eq} / V = zn / V && \text{sarà:} \\ c_{eq} / z &= n / V = c \end{aligned}$$

La molarità è pertanto uguale alla concentrazione espressa in equivalenti, divisa per la valenza. In formula:

$$c = c_{eq} / z \quad (15)$$

Esempio: 25 mEq $\times L^{-1}$ di Ca^{2+} corrispondono a 12.5 mmol $\times L^{-1}$

3.3. Osmolalità e osmolarità

La concentrazione di una soluzione in Osmoli, può essere espressa come OSMOLALITÀ o OSMOLARITÀ, a seconda che la quantità di osmoli venga riferita al peso od al volume del solvente, cioè alla molalità o alla molarità. Infatti:

$$\text{OSMOLALITÀ: } c_{osml} = (n/m) \times v \quad \text{in mOsm} \times kg^{-1} \text{ ecc.} \quad (16)$$

$$\text{OSMOLARITÀ: } c_{osmr} = (n/V) \times v \quad \text{in mOsm} \times L^{-1} \text{ ecc.} \quad (17)$$

Per passare da una concentrazione espressa in Osmoli, ad una espressa in moli, si divide la c_{osml} o la c_{osmr} per v , cioè per il numero di ioni in soluzione. In formule:

$$C_{osml} / v = n/m = \text{molalità} \quad (18)$$

$$C_{osmr} / v = n/V = \text{molarità} \quad (19)$$

Passaggio tra l'uno e l'altro tipo di misura

Poiché la mole è l'unità di misura sia delle soluzioni molali e molari, che di quelle in equivalenti ed in osmoli, per passare da una concentrazione espressa in equivalenti ed in osmoli ad una espressa in grammi, si trasforma innanzitutto la concentrazione in moli, usando le formule (15), (18), (19) e successivamente si usano la (5) e la (12) per il passaggio da moli a grammi o densità.

3.4. Volumi per cento

Questo modo di descrivere una soluzione, lo si usa, in genere, per sostanze composte, che non sono soluzioni vere e proprie. L'unità di misura di riferimento sia per il contenuto che per la sostanza nel suo complesso, è il volume.

Il soluto o elemento preso in considerazione, viene espresso in volumi, rispetto al volume della sostanza *in toto* considerato come cento per cento.

Questa misura è molto usata per esprimere il contenuto in acqua di fluidi quali il plasma.

Esempio: il plasma contiene 94 volumi % di acqua. Qualunque volume di plasma si prenda in considerazione, mL, dL, e L il 94% di questo volume è acqua.

Lo stesso tipo di misura lo si usa per l'ematocrito.

Nel linguaggio corrente: "3% in peso" significa 3 g/100 g di soluzione e "3% in volume" significa 3 g/100 mL di soluzione

3.5. Peso per cento

Per alcune componenti la concentrazione viene espressa come peso, rispetto al totale della soluzione presa in considerazione, che viene espresso come volume.

Essendo, pertanto, un rapporto tra massa e volume, questo tipo di misura è ancora una densità.

Esempio: la concentrazione plasmatica delle proteine è di circa 7 g%. Il % si riferisce a:

100 mL di plasma. Cioè in 100 mL di plasma vi sono circa 7 g di proteine.

3.6. Peso e volume per cento

La si può considerare come una variante delle due precedenti. In questo caso, però, il totale che viene assunto come cento per cento, ed a cui si fa riferimento, viene espresso in peso e non più in volume.

Esempio: il peso corporeo di un individuo adulto, qualunque esso sia viene posto uguale al cento per cento: 70 kg = 100%. Successivamente si prende in considerazione un elemento di questo individuo, per esempio il totale dei liquidi intracellulari e si dice che questi rappresentano il 40% del peso corporeo. Questo 40% rappresenta, pertanto, sia un peso che un volume.

Infatti il 40% di 70 kg sono 28 kg. Il totale dei liquidi intracellulari pesa 28 kg.

Assumendo questo la densità dell'acqua uguale ad uno: 28 kg corrispondono anche a 28 L. Pertanto il 40% del peso corporeo, una volta noto il peso di riferimento, esprime sia una massa che un volume.

La tabella riportata di seguito, rappresenta una parte di esami ematocimici di una cartella clinica. Come si può vedere, tutti i modi di esprimere la concentrazione di soluzioni, vengono usati contemporaneamente, ad eccezione dell'ultimo descritto, il quale verrà preso in considerazione trattando l'argomento della composizione dei liquidi dell'organismo, nell'esempio di problema clinico tratto dall'Harrison, che seguirà.

Tabella 1 – Ambito di variabilità fisiologica.

Bicarbonato	24-30 mmol/L
Calcio	4.5-5.5 mEq/L
Cloro	96-106 mEq/L
Creatina	0.7-1.5 mg/100 mL
Ematocrito	40-50%
Acido lattico	0.6-1.8 mEq/L
Osmolalità del plasma	280-295 mosm/kg di acqua
Proteine	6-8 g/100 mL

Esempio di problema clinico

Un paziente di 70 kg di peso, in iponatriemia, con concentrazione plasmatica di Na^+ di 120 mEq/L. Si deve riportare la natriemia a valori normali, cioè almeno a 125 mEq/L.

Si calcola, innanzitutto, la quantità totale di Na^+ mancante. Si sa che l'acqua totale dell'organismo corrisponde al 60% del peso corporeo. Il 60% di 70 kg sono 42 kg, che corrispondono a 42 L di acqua totale. Se si deve portare la natriemia da 120 a 125 mEq/L, mancano 5 mEq/L di Na^+ per ogni litro di acqua totale, cioè $5 \text{ mEq} \times 42 = 210 \text{ mEq}$ di Na^+ in totale.

210 mEq di Na^+ corrispondono a 210 mmol di Na^+ , a 210 mEq di NaCl ed a 420 mOsm di NaCl.

Per trattare il paziente si ha a disposizione una soluzione molto concentrata di NaCl, cioè al 5%. Ciò significa che questa soluzione contiene in tutto 50 g di NaCl. Infatti:

$$5\% = 5\text{g} \times \text{dL}^{-1} = 50\text{g} \times \text{L}^{-1}$$

Quanta di questa soluzione deve essere infusa?

Si calcola il contenuto totale in moli/L e Osm/L della soluzione e si calcola quanta se ne deve infondere per raggiungere il totale già calcolato di 210 mmol o di 420 mOsm di NaCl mancante.

$50 \text{ g} \times \text{L}^{-1}$ di NaCl, sono una densità ($\rho = m/V$), che deve essere trasformata in molarità ed in osmolarità. Si usa pertanto la formula 13 ($c = \rho/M$).

$$(50 \text{ g} \times \text{L}^{-1}) / (58.5 \text{ g} \times \text{mol}^{-1}) = 855 \text{ mmol} \times \text{L}^{-1} = 1710 \text{ mOsm} \times \text{L}^{-1}$$

La soluzione a disposizione contiene 855 mmol di NaCl o 1710 mOsm di NaCl.

$855/210$ e $1710/420 = 4.07$. Cioè se si vuole infondere al paziente la quantità mancante di Na^+ , si deve infondere circa un quarto della soluzione di NaCl al 5% a disposizione, cioè 250 mL, nel tempo dovuto, cioè molto lentamente.

Bibliografia

Atkins P.W.: *Physical Chemistry*. Oxford, 1990.

Ferrauto R.: *Intuizione e Razionalità*. Dante Alighieri, 1981.

Geigy Scientific Tables, Vol. I e III, Ciba Geigy, 1981.

Harrison's: *Principles of Internal Medicine*, 12th ed., McGraw-Hill, New York, 1991.

Koushanpour E. e Kritz W.: *Renal Physiology*. Springer, 1986.

Valtin H., Schafer J.A.: *Renal Function*. Little Brown and Co., Boston, 1995.