

Osservazioni sulla quantità di sostanza e sulla mole Concetti metrici e significato metrologico della quantità di sostanza

Riassunto

L'articolo è il primo di una serie dedicata alla *mole* e alla *quantità di sostanza* (QS). Le osservazioni proseguiranno con un approfondimento di carattere storico, alcune riflessioni sulla semantica delle due espressioni in diverse lingue naturali e sullo stato dei due concetti come può emergere da una ricerca in Internet. Questo primo articolo è invece dedicato alla definizione di cosa si intende per *concetto metrico*. Adottando il punto di vista operativo di Bridgman viene analizzata la grandezza fisica denominata QS. Si precisa che - contrariamente a quanto riportato nella gran parte dei testi didattici - la mole non misura una massa né un certo numero di particelle e che è sbagliato parlare di 'numero di Avogadro'. Si dimostra infine che la QS esprime la reattività stechiometrica dei sistemi di interesse chimico.

Abstract

About the mole and the amount of substance

The article is the first of a series about mole and amount of substance. Following articles will contain historical observations, some semantic reflections on the two expressions in various natural languages and on the state of the two concepts as they come from an Internet search. This first article is dedicated to the definition of metric concept. The amount of substance is defined according to Bridgman operational point of view. It is specified that - in opposite to the great part of text books - the mole measures nor a mass neither a number of particles and it is a mistake to speak about 'Avogadro's number'. It is finally demonstrated that the amount of substance reveals the

(*) Dipartimento di Chimica Generale ed Organica Applicata - Università di Torino
C.so Massimo D'Azeglio 48 - 10125 TO
e-mail: luigi.cerruti@unito.it
e-mail: francesca.turco@unito.it

FRANCESCA TURCO^(*)

LUIGI CERRUTI^(*)

stoichiometric reactivity of chemical systems.

1. Introduzione

Qualsiasi chimico, insegnante, tecnico e professionista, sa che molti dei suoi risultati dovranno essere espressi con una particolare unità di misura, la mole, in riferimento ad una specifica proprietà fisica fondamentale dei sistemi presi in considerazione, la quantità di sostanza (QS). Tuttavia, a leggere gran parte della letteratura didattica - a qualsiasi livello - viene il dubbio che non tutti abbiano veramente riflettuto su ciò di cui stanno parlando: non solo vi sono frequenti, gravissimi errori, epistemologici e metrologici, nelle spiegazioni che riguardano la mole come unità di misura, ma sono praticamente sempre elusi i problemi conoscitivi legati alla comprensione della proprietà fisica che si vuole misurare, la QS appunto. In generale ce la si cava estraendo dalla manica (retorica) un particolare numero, spropositato, che di per sé non ha nulla a che fare con la definizione di mole (anzi: ne dipende!), fissando l'attenzione su una particolare interpretazione, errata, della unità di misura e lasciando nell'ombra¹ la proprietà fisica. I motivi per approfondire il duplice discorso sulla QS e sulla mole sono molti, e vanno dai fondamenti della filosofia della chimica alle difficoltà della didattica nella scuola secondaria e nell'Università. Essi diventeranno chiari (o almeno lo speriamo) man mano che saranno affrontati i diversi temi, di cui anticipiamo un semplice elenco:

¹ L'ombra a cui ci riferiamo è quella di Amedeo Avogadro, ed uno di noi ha dedicato ad essa una specifica ricerca.

² L'analisi si limiterà ad otto lingue appartenenti al ceppo neolatino e al ceppo germanico.

³ Nel contesto di analisi epistemologica che stiamo proponendo occorre innanzi tutto distinguere nettamente i termini |misurazione| e |misura|; si veda il "Glossario metrologico" che correda il presente articolo.

§ elementi di metrologia

§ la definizione di mole e la QS

§ la QS come proprietà fisica fondamentale

§ le misurazioni in chimica

§ evoluzione storica della QS e del modo di misurarla

§ comparazione della QS con le altre grandezze fondamentali misurate nel SI

§ semantica della definizione di mole in diverse lingue naturali²

È evidente da questo stesso elenco che spesso, nel corso della ricerca, faremo dei confronti fra ciò che riguarda la QS e ciò che concerne altre grandezze, quali massa, lunghezza, tempo, temperatura, con cui siamo più familiari, a dire il vero più per evidenze sensoriali che per ragioni epistemologiche. Vedremo subito l'utilità di simili riferimenti comparativi, perché prima di entrare nel merito della definizione di QS e di mole può essere utile rivedere alcune nozioni elementari di metrologia.

1.1 I concetti metrici

Quando si affrontano a livello filosofico i temi concernenti la misurazione si solleva una folla di problemi, appartenenti a non meno di quattro distinte questioni.[1] La prima questione, che è anche prioritaria, può essere così formulata: "Che cosa misuriamo quando misuriamo?". Che questa domanda sia prioritaria non significa affatto che possa o debba essere la prima a cui rispondere, la sua essenzialità infatti dipende dal fatto che l'esito finale del processo di misurazione, il numero che rappresenta la misura,³ una volta attribuito alla grandezza fisica che si è misurata conferisce una particolare investitura ontologica all'ente a cui 'appartiene'

la grandezza misurata. Basta pensare a pericolose sciocchezze pseudo-scientifiche come il 'quoziente d'intelligenza' per comprendere che il processo di misurazione è parte integrante della 'realtà' della proprietà misurata, ovvero della consistenza ontologica che attribuiamo a quella specifica proprietà.⁴ Se la prima è una *questione ontologica*, la seconda è una *questione epistemologica*, e cioè: "Che cosa vuol dire misurare?". L'elaborazione a proposito di questo secondo ambito di ricerca sulla misurazione diventa assai complessa quando entrano in gioco fenomeni quantistici e relativistici, ma noi ci manterremo su un terreno più tranquillo. Vi sono poi una *questione logica* ("È possibile una teoria formalizzata della misura?") ed una *questione metodologica* ("Quale è il ruolo della misura nella discussione della validità delle teorie scientifiche?"). La questione logica è fuori dalle nostre competenze, mentre all'ultimo interrogativo, alla domanda metodologica, daremo nel prossimo articolo qualche risposta *événementielles*, legata di volta in volta agli episodi che punteggiano la storia della QS e della mole.

In generale si arriva a discutere della misurazione e del concetto di misura a partire dai procedimenti di classificazione e di ordinamento non metrico,^[3] e - tutto sommato - si può seguire questo percorso, specialmente se si sottolineano certi elementi di continuità e si afferma con Sartori che "è difficile dire, ad esempio, se l'operazione di conteggio sia una forma evoluta di classificazione o una elementare di misurazione".^[4]

La *classificazione* viene considerata il primo stadio del processo di misurazione; nel caso ritenuto^[3] più semplice, di classificazione alternativa, sono dati gli enti⁵ di un certo insieme, si assume un concetto di proprietà, e si ripartisce l'insieme in due sottoinsiemi disgiunti, collocando in essi, rispettivamente, gli enti che posseggono e non posseggono quella proprietà. In realtà questo procedimento è chiaramente preceduto da una pratica di 'riconoscimento', ovvero di assegnazione degli enti all'insieme primitivo da ripartire. Vinassa de Regny fa l'esempio degli elementi chimici, ripartiti in metalli e non-metalli, ma è ovvio che occorre sapere fin dall'inizio che esistono alcune sostanze denominate [elementi], a cui

già attribuiamo delle proprietà che le definiscono come tali. Prima di classificare in sottoinsiemi le farfalle dobbiamo imparare a distinguere le farfalle. Probabilmente all'origine del processo di classificazione vi sono comportamenti esistenziali che ci accomunano agli animali, con partizioni drastiche delle situazioni e degli enti che incontriamo nel mondo (pericolosa/non-pericolosa, cibo/non-cibo, etc.); non insisteremo oltre su questo punto, ci basta sottolineare che l'operazione di classificazione è generalissima in quanto rinvia ad ogni e qualsiasi concetto considerato sotto l'aspetto dell'estensione, ossia degli enti di riferimento a cui si applica il concetto.

Per quanto riguarda l'*ordinamento non metrico di una classe* di enti si tratta di specificare dei criteri che determinino per ogni coppia di enti della classe una relazione di coincidenza o di precedenza, in rapporto alle caratteristiche di un certo concetto comparativo. Un esempio classico, e tuttora valido, di ordinamento non metrico è quello della scala di durezza⁶ dovuta originariamente al mineralista austriaco Friedrich Mohs (1773-1839). Dati gli enti A e B , si vuole stabilire se essi coincidono rispetto alla proprietà prescelta ($A=B$), oppure - in alternativa - esiste una delle due relazioni $A>B$, $A<B$. La relazione di coincidenza deve essere transitiva (se $A=B$ e $B=C$, allora $A=C$), simmetrica (se $A=B$ allora $B=A$), e riflessiva ($A=A$); la relazione di precedenza deve essere transitiva (se $A<B$, e $B<C$, allora $A<C$). A questi ordinamenti possiamo anche associare una successione di numeri interi. Se il talco ha durezza '1' nella scala di Mohs e il diamante ha durezza '10', ciò vuol dire che un qualsiasi minerale avrà una durezza tra 1 e 10, senza implicare minimamente che la calcite, con durezza 3, sia tre volte più dura del talco.

Possiamo ora introdurre i concetti metrici, le 'grandezze' della fisica e della chimica, che mediante numeri reali permettono di esprimere graduatorie quantitative di determi-

nate proprietà. Come abbiamo già detto, questi numeri reali costituiscono il valore della grandezza,⁷ la misura per gli enti a cui essi sono attribuiti; abbiamo anche accennato ad un altro fatto che qui riprendiamo con forza: i concetti metrici *creano* un ordinamento quantitativo degli enti a cui si applicano. La procedura che stabilisce questo ordinamento può essere espressa in modo semplificato:

§ sia dato un insieme di enti \mathbf{x} , \mathbf{y} , \mathbf{z} ... che abbiamo riconosciuto come appartenenti alla stessa classe; gli enti potrebbero essere 'corpi', dotati di *massa*, o 'campioni di sostanza', dotati di *quantità di sostanza*;

§ si stabilisce un criterio che attribuisce ad ogni ente \mathbf{x} dell'insieme considerato uno ed uno solo *numero reale*, ad esempio $m(\mathbf{x})$ o $qs(\mathbf{x})$

§ ogni funzione m o qs che soddisfa al punto precedente costituisce un *concetto metrico* se valgono le seguenti condizioni:

- se \mathbf{x} coincide con \mathbf{y} allora

$$m(\mathbf{x}) = m(\mathbf{y}); qs(\mathbf{x}) = qs(\mathbf{y})$$

- se \mathbf{z} è costituito dalla 'somma' di \mathbf{x} ed \mathbf{y} , ($\mathbf{z} = \mathbf{x} \mathbf{\Delta} \mathbf{y}$), allora i valori di m o di qs per \mathbf{z} devono essere la somma dei valori rispettivi attribuiti a \mathbf{x} e a \mathbf{y} :

$$m(\mathbf{z}) = m(\mathbf{x} \mathbf{\Delta} \mathbf{y}) = m(\mathbf{x}) + m(\mathbf{y});$$

$$qs(\mathbf{z}) = qs(\mathbf{x} \mathbf{\Delta} \mathbf{y}) = qs(\mathbf{x}) + qs(\mathbf{y})$$

- uno speciale ente \mathbf{C} è scelto come campione; ad esso si assegna un numero positivo razionale come suo valore, ad esempio $m(\mathbf{C}_m) = 1$ [kilogrammo] nel caso del concetto metrico di massa e del *corpo* \mathbf{C}_m , il prototipo di kilogrammo conservato a Sèvres. Nel caso del concetto metrico di QS il *campione di sostanza* \mathbf{C}_{qs} è dato virtualmente, in riferimento a 12 g di ^{12}C , per cui $qs(\mathbf{C}_{qs}) = 1$ [mole], è un valore valido per ogni campione di sostanza \mathbf{C}_{qs} che rispetti la definizione dell'unità di misura della QS (*vide infra*).

Da quanto si è visto risulta che lo statuto metrologico della QS è identico a quello della massa, con la differenza che il valore $m(\mathbf{C}_m) = 1$ [kilogrammo] è vero - per definizione - *almeno e solo* in un luogo della

⁴ Giustamente è stato sottolineato che mentre tutto ciò che misuriamo è una proprietà, non ogni proprietà è misurabile; [2]

⁵ Per quanto possa suonare insolito preferiamo parlare di 'enti di un insieme', piuttosto dell'usuale e più corretto 'elementi' di un insieme, e questo perché nel nostro contesto di ricerca è meglio isolare nel termine [elemento] i tratti semantici pertinenti al linguaggio della chimica, così come si esprimono nell'opposizione [elemento] vs. [composto].

⁶ Si veda ad esempio <http://www.minerali.it/durezza.html> oppure <http://www.rocksandminerals.com/hardness/mohs.htm>.

⁷ È evidente che qui consideriamo sono grandezze scalari.

Terra, a Sèvres, mentre il valore $q_s(C_{qs}) = 1$ [mole] non sarà mai vero, per qualsiasi campione di sostanza.

1.2 Il carattere operativo dei concetti metrici

Fin dal 1927, sulla spinta delle grandi innovazioni conoscitive costituite dalla teoria della relatività e dalla meccanica quantistica, Percy W. Bridgman, un fisico sperimentale americano, ha elaborato una particolare forma di ‘controllo’ del significato dei nostri concetti – in specie quelli delle scienze. Dopo essersi chiesto cosa intendiamo per “lunghezza di un oggetto”, osserva semplicemente che “per trovare la lunghezza di un oggetto dobbiamo compiere certe operazioni fisiche”, e ne trae una indicazione importante: “Il concetto di lunghezza risulta pertanto fissato quando sono fissate le operazioni mediante cui la lunghezza si misura; vale a dire, il concetto di lunghezza implica né più né meno che il gruppo di operazioni con cui la lunghezza si determina”:

“In generale, per concetto noi non intendiamo altro che un gruppo di operazioni; il concetto è sinonimo del corrispondente gruppo di operazioni”.

Bridgman, da buon sperimentale, cerca delle condizioni rigorose per poter applicare la corrispondenza fra concetto e gruppo di operazioni:

“Dobbiamo esigere che il gruppo di operazioni equivalente ad un concetto sia un gruppo unico, altrimenti sorgono inammissibili possibilità di ambiguità nelle applicazioni pratiche”. [5]

Nei due passi citati venne avanzata la proposta fondante di un orientamento in filosofia della scienza, ricco di spunti interessanti, che, in un secondo tempo, fu chiamato operazionismo. Nel nostro contesto entrambe le affermazioni di Bridgman sono rilevanti. La prima indicazione del fisico americano⁸ è veramente stimolante, specie se considerata non solo dal punto di vista epistemologico, ma anche da quello storico-critico. Infatti essa permette di rintracciare una continuità ‘concettuale’ in ricerche sperimentali lontane nel tempo, e diverse

anche per il contesto teorico esplicito (quello assunto dal ricercatore in questione). Se il gruppo di operazioni si mantiene costante allora il ‘concetto’ rimane il medesimo. In altri termini, le operazioni eseguite da Cavendish nel ‘700 per titolare soluzioni di acido solforico definiscono un ‘concetto’ di ‘concentrazione’ che possiamo riconoscere ancora adesso. Anche la seconda indicazione di Bridgman è di grande interesse, ma - francamente - inapplicabile proprio nel contesto che stiamo trattando. Infatti i metrologi si riservano la massima libertà nelle procedure sperimentali che possono portare a definire campioni naturali per le unità fondamentali. Tutto sommato, il concetto metrico di lunghezza non è cambiato dai tempi in cui per definire il metro ci si basava sul confronto con il campione di platino-iridio depositato a Sèvres, fino all’attuale definizione, basata sulla misurazione di un tempo (*vide infra*). Così i modi con cui i chimici misurano le concentrazioni sono talmente diversi fra di loro, e talmente numerosi, che se si dovesse prendere alla lettera l’inammissibilità delle ambiguità voluta da Bridgman avremmo centinaia di ‘concetti’ differenti, e reciprocamente incompatibili, di ‘concentrazione’. Tuttavia, anche la seconda affermazione del fisico americano richiede una certa attenzione, perché l’ambiguità dovuta a insiemi diseguali di operazioni esiste effettivamente, ed è di rilievo anche dal punto di vista pratico. Spetta alla consapevolezza delle comunità, e all’accortezza dei ricercatori, saper risolvere i problemi di ambiguità al momento in cui si pongono, per il semplice motivo che *le ambiguità sono inevitabili*. In un articolo, in cui l’Autore assume esplicitamente il punto di vista di Bridgman, viene decisamente affermato che:

“si giunge alla definizione delle grandezze mediante l’indicazione del procedimento attraverso il quale la grandezza stessa può essere misurata (il procedimento usato in pratica può anche essere diverso da questo ma deve essere sempre riconducibile a esso in linea di principio)”. [3]

La ‘riconducibilità’ diventa allora un accorgimento necessario, in quanto

lo stesso Autore sottolinea che “i principi che nella fisica governano la misurazione sono trasformazioni complesse e mai definitive, di originari criteri operativi”. Così da una parte la ‘riconducibilità’ fa sì che le diverse definizioni metrologiche dell’unità di lunghezza costituiscano una genealogia legittima, dall’altra, quando l’Autore elenca i modi disparati con cui si misurano o si valutano le lunghezze nel mondo microscopico, non può non concludere che: “i concetti di lunghezza fin qui schematizzati non hanno nulla in comune e si conserva ad essi lo stesso nome sia perché i diversi metodi danno risultati dello stesso ordine nei campi di applicabilità comune, sia per comodità”. Il fatto che si ritrovi una certa ambiguità e instabilità anche nel *sancta sanctorum* della metrologia non può stupire, sarebbe anzi stupefacente se i concetti metrici, i fondamenti stessi della ricerca, non fossero in grado di interagire con il divenire della ricerca scientifica; la loro stessa definizione garantisce che *i concetti metrici non possono costituire un sistema chiuso*.

Al termine di questa sezione introduttiva possiamo elencare i risultati essenziali della nostra breve esplorazione:

§ la quantità di sostanza è un concetto metrico, alla pari della massa e del tempo

§ adottando il punto di vista di Bridgman la quantità di sostanza è un sinonimo di un gruppo di operazioni § è impossibile applicare senza ambiguità un medesimo concetto metrico quando varia il gruppo di operazioni che realizza la misura della grandezza in questione.

Vale la pena di ricordare, quasi come aforisma, una definizione di grandezza data da Nicola Abbagnano: “ciò per cui le cose dissimili, mantenendo salva la loro dissimiglianza, possono essere simili”. [6] Si tratta di una definizione di grande generalità, che coglie la natura straordinariamente astratta dei concetti metrici, che accomunano il diametro di un atomo e quello di una galassia, la durata di un battito del cuore e quella di un’era geologica, la reattività di milioni e milioni di sostanze.

2. Il primo compito: rendere definita la definizione

La prima parte della definizione metrologica di mole è ben nota:

⁸ P.W. Bridgman (1882-1961) ottenne il premio Nobel nel 1946 per i suoi studi sulle proprietà delle sostanze (acqua, fosforo) sottoposte ad altissime pressioni, dell’ordine di 10^{10} Pa (circa 10^5 atm). Alla pagina <http://www.nobel.se/physics/laureates/1946/> si trovano i collegamenti alla biografia dello scienziato e ai discorsi pronunciati in occasione della consegna del premio da Bridgman stesso e da A. E. Lindh, membro della commissione Nobel.

“1. La mole è la quantità di sostanza di un sistema che contiene tante entità elementari quanti sono gli atomi in 0,012 kg di carbonio 12”.

Fin dalla quattordicesima Conferenza Generale dei Pesi e delle Misure (CGPM), tenuta nel 1971, la definizione comprendeva una seconda parte, vincolante come la prima, ma purtroppo ritenuta eludibile dalla maggior parte dei didatti:

“2. Quando si impiega la mole, le entità elementari devono essere specificate e possono essere atomi, molecole, ioni, elettroni, altre particelle o gruppi specificati di tali particelle”.[7]

Nel 1980 il Comitato Internazionale dei Pesi e delle Misure ha specificato che “in questa definizione si deve intendere che ci si riferisce ad atomi di carbonio 12 non legati, in quiete e nel loro stato fondamentale”[8]. Il testo inglese appena citato, e tradotto, recita in originale *[specifying that]*, mentre in quello francese si legge *[précisant que]* [9]. Francese ed inglese sono le due lingue naturali con cui sono redatte le definizioni del Bureau International des Poids et Mesures (BIPM). Che ‘specificare’ non sia la stessa cosa che ‘precisare’ risulta dagli stessi testi bilingue che dettano la definizione di mole, infatti, là dove si parla delle entità elementari, in francese ed in inglese si ha rispettivamente *[doivent être spécifiées]* e *[must be specified]*, ma sulle difficoltà semantiche del discorso metrologico torneremo in un successivo articolo. Va annotato che la specificazione / precisazione dei metrologi rispecchia pienamente la visione del mondo dei fisici, in cui energia e materia sono solo due modi diversi di ‘presentarsi’ di una sola e medesima proprietà. Anche su questo aspetto, di particolare rilievo nella spettrometria di massa [10], torneremo altrove, per ora ricordiamo quanto ha giustamente scritto Villani: “il fatto che la natura si comporta come se esistessero due leggi di conservazione distinte [della massa e dell’energia], in quanto al livello dei fenomeni macroscopici non si effettua il passaggio tra la massa e l’energia, ci consente di tenere separati questi due concetti”[11]. Conviene adesso concentrarci su un aspetto affatto di dettaglio della definizione di mole, e per fare questo dobbiamo ricorrere ad un confronto con la *prima* delle definizioni metrologiche di unità di base, il metro:

“Il metro è la *lunghezza del cammino* percorso dalla luce nel vuoto durante un intervallo di tempo di 1/299 792 458 di un secondo”[12].

vs.

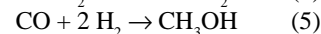
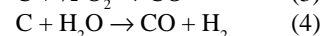
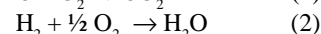
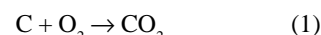
“La mole è la *quantità di sostanza di un sistema* che contiene tante entità elementari quanti sono gli atomi in 0,012 kg di carbonio 12”.⁹

Questa definizione di metro fu sanzionata dalla diciassettesima CGPM del 1983, e sostituì quella basata sulla lunghezza d’onda di una certa radiazione del cripto 86, che nel 1960 aveva a sua volta sostituito quella riferita al prototipo internazionale di platino-iridio, campione conservato tuttora dal BIPM nelle condizioni specificate nel 1889. Alla definizione di metro gli estensori del documento a cui ci stiamo riferendo non aggiungono altro, in particolare nulla dicono sulla lunghezza, la grandezza fisica misurata con il metro; diversa la situazione per la QS, a proposito della quale gli estensori così commentano: “Si noti che questa definizione [di mole] specifica allo stesso tempo la natura (*nature*) della quantità di cui è unità la mole”[13]. Questa indicazione, ufficiale, dei metrologi può testimoniare sia una particolare debolezza conoscitiva della QS, che non potrebbe essere definita indipendentemente dalla sua unità di misura, oppure, più verosimilmente, una giustificata diffidenza dei metrologi nei confronti di un uso non appropriato del binomio QS-mole. In ogni caso si tratta di una annotazione che ci impone una contro-domanda: “Ma i metrologi, e non solo loro, sono ben sicuri di conoscere la natura (!?) delle quantità di cui sono unità, ad esempio, il secondo e il kelvin?”. Tempo e temperatura sono grandezze fisiche non meno ‘misteriose’ della QS, comunque è nostro compito, di didatti della chimica, l’essere chiari su questo punto cruciale: quale è il significato fisico della quantità di sostanza?

2.1 La quantità di sostanza e la reattività della materia-energia

In effetti, se si assumono come guida le pratiche storicamente consolidate dei chimici l’indagine epistemologica della QS non presenta molte difficoltà.

Consideriamo la descrizione usuale di cinque reazioni, con un grado crescente di difficoltà:



Con ‘difficoltà’ ci riferiamo alla crescente complessità nel controllo dei diversi percorsi di reazione, alternativi a quelli qui descritti, e dipendenti in modo critico dalle condizioni del sistema e dalla presenza di particolari catalizzatori, ma qui questa difficoltà non è direttamente rilevante, in quanto serve solo per richiamare dietro la scrittura di una singola reazione sono ‘nascosti’ sistemi che, in generale, si possono trasformare chimicamente in molti modi.¹⁰ Comunque, fin dalla proposta della teoria atomica, all’inizio dell’Ottocento, la (1) e la (2) sono servite per fissare i rapporti quantitativi, rispettivamente fra carbonio e ossigeno e fra idrogeno e ossigeno, nella composizione dell’anidride carbonica¹¹ e dell’acqua. Si può subito fissare un valore arbitrario di riferimento per un elemento, ad esempio $H = 1$, oppure $O = 100$, ma i valori da attribuire agli altri elementi, necessari per ricavare in modo univoco la descrizione atomico-molecolare data dalla scrittura delle reazioni, richiedono un ulteriore passo conoscitivo e interpretativo fondamentale. Reazioni come la (1) e la (3) mettono sull’avviso che gli elementi si possono combinare fra di loro in rapporti diversi, mentre la (3) e la (4) indicano che uno stesso composto può essere ottenuto da differenti reazioni. In altri termini la reattività delle sostanze è talmente varia da far sì che la sua descrizione porti ad una rete fittissima e multidimensionale di rapporti quantitativi fra le sostanze¹² stesse e fra i loro componenti più ‘semplici’ – se esse stesse non sono già elementi chimici. Il passo ulteriore richiesto consiste nel determinare in modo univoco la costituzione molecolare di un certo numero di composti fondamentali (H_2O , CO , CO_2 , CH_4 , NH_3 , HCl), così che la formula H_2O indichi effettivamente nella particella ultima di acqua la presenza di

⁹ Ovviamente i corsivi nelle due definizioni sono stati aggiunti da noi.

¹⁰ La (3) è sempre associata alla (1); la (4), detta del ‘gas d’acqua’, genera i reagenti della (5), una delle innumerevoli reazioni di Fischer-Tropsch.

¹¹ Dato il contesto, abbiamo preferito la nomenclatura storica al corretto ‘biossido di carbonio’.

¹² La home page del *Journal* [14] si trova all’indirizzo <http://www.hyle.org/index.html>.

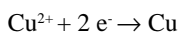
due particelle ultime di idrogeno e di una particella ultima di ossigeno. In seguito accerteremo la costituzione molecolare di almeno un composto 'tipico' per ogni elemento (FeO, Fe₂O₃, ZnO, etc), e ricaveremo dai rapporti di composizione il valore relativo delle particelle ultime degli elementi in questione.

Questo compito conoscitivo fondamentale giunse a compimento già un secolo e mezzo fa, in seguito all'opera di una sequela di scienziati i cui nomi sono noti a tutti: Dalton, Avogadro, Berzelius, Dumas, Cannizzaro. Nel prossimo articolo di questa serie dimostreremo come fu proprio la QS, come proprietà fondamentale della materia, a guidare il cammino affatto lineare di questi ricercatori. Ora è sufficiente ricordare che già nel 1860 erano consolidati i concetti operativi di atomo e di molecola, e – in riferimento agli elementi e ai composti – erano ben definiti i concetti metrologici di 'peso atomico' e di 'peso molecolare'. Si trattava di risultati di enorme portata, ottenuti in perfetta autonomia all'interno di quella specifica regione epistemologica ed ontologica che chiamiamo chimica,¹³ e conseguiti senza nessun 'conteggio' sperimentale a livello microscopico, allora impossibile e successivamente praticato solo in casi *estremi*, a partire dalle ricerche di Perrin e di Rutherford nel 1908, nell'ambito della nascente fisica atomica¹⁴. Su un piano generale i chimici si erano comportati esattamente secondo le indicazioni fatte tardivamente proprie dalla quattordicesima CGPM: avevano misurato le QS delle più disparate sostanze facendo *reagire* le sostanze fra di loro, ed eseguendo così nel mondo materiale quell'operazione di corrispondenza biunivoca fra i componenti microscopici di sistemi macroscopici indicata dalla definizione di mole (su questa operazione di corrispondenza si veda più oltre).

Sono a questo punto pertinenti alcune osservazioni, che potrebbero essere estese, ma che per brevità ci limitiamo ad indicare come possibili temi di approfondimento.

• La QS esprime la reattività anche di molti sistemi materiali di grande inte-

resse chimico, e di impiego usuale, ma che non possono essere esibiti (isolati) in nessun modo. Si consideri una mole di Cu²⁺, e si studi il suo comportamento dal punto di vista elettrochimico. Non solo in molti casi non è importante conoscere il controione, ma in espressioni teoriche importanti come quella del potenziale standard di riduzione lo ione Cu²⁺ viene presentato come se fosse una entità isolata e/o isolabile:



Non può esistere una situazione in cui si possa esibire un campione di Cu²⁺ in assenza di altre entità ioniche di carica opposta.¹⁵ Questo vuol dire che di un particolare sistema, costituito ad esempio da 159,6 g di CuSO₄, possiamo esprimere una sua specifica reattività riferendoci ad una mole di Cu²⁺, o in altri casi, e da altri punti di vista, ad una mole di S, ad una mole di ½ O₂, ad una mole di SO₄²⁻, etc. Alcune di queste sostanze sono isolabili sul banco di laboratorio, altre no.

• La QS esprime la reattività della materia, usualmente quando questa è organizzata in sostanze e miscele le più disparate, ma essendo una proprietà fondamentale del mondo fisico non può non essere presente anche nell'altra 'faccia' della materia, l'energia. La reattività dei fotoni è alla base della fotochimica, e propriamente si è dato il nome di einstein alla mole di fotoni, così come da tempo si usa il faraday per indicare una mole di elettroni.¹⁶

• La QS esprime la reattività della materia indicando in modo *libero* la stechiometria del sistema fisico a cui si riferisce. Le due espressioni seguenti sono identicamente rigorose:

$$\text{"la QS di (20Fe + 5Mn)"} \quad (6)$$

$$\text{"la QS di (0,8Fe + 0,2Mn)"} \quad (7)$$

Entrambe si riferiscono da una stessa miscela, in cui il rapporto fra gli atomi di ferro e quelli di manganese è di 4:1, tuttavia *per la stessa massa di miscela* la QS misurata secondo la (7) è 25 volte maggiore della QS misurata secondo la (6). Questo per il semplice fatto che una mole di (0,8Fe + 0,2Mn) ha una massa 25 volte minore della massa di una mole

di (20Fe + 5Mn) [16].

2.2 La quantità di sostanza e la natura discreta del mondo fisico

Nella sua seconda parte la definizione (esplicita) di mole, nonché definizione (implicita) di QS, detta la sintassi dell'unità di misura, indicando in modo perentorio che essa può essere applicata solo a sistemi costituiti da "particelle o gruppi specificati di tali particelle". Il rinvio alla natura discreta del mondo fisico non potrebbe essere più chiaro, così la QS assume uno dei tratti più caratteristici dell'epistemologia dei chimici, il riferimento continuo e contestuale a due diversi livelli di realtà, il macroscopico e il microscopico. Infatti la prima parte della definizione, parlando di una massa di 12 g ancora saldamente la mole ad un mondo di corposità macroscopiche, manipolabili con beute e filtri, mentre la seconda parte rinvia ad 'oggetti' del mondo subatomico, atomico, e molecolare, da descrivere per altro come meri riferimenti stechiometrici (*vedi oltre, alla sezione 4.3*).

3. Le misurazioni in chimica

Mentre il discorso teorico e metrologico sulla misurazione sembra riguardare esclusivamente la fisica, le misurazioni di carattere essenzialmente chimico si ritrovano in una moltitudine di ambiti diversi, di certo nelle scienze fondamentali (incluse le scienze della vita e quelle della terra) e nella ricerca applicata, ma anche in ingegneria, nelle tecnologie più disparate, in agricoltura, nonché in una moltitudine di pratiche di controllo dalle dogane alla chimica forense, dalle analisi cliniche alla protezione dell'ambiente, alla produzione industriale, al commercio. Per di più la pervasività delle misurazioni chimiche è in rapida crescita per diversi fattori, perché da una parte essa viene promossa dalla continua introduzione di nuovi materiali, sostanze e formulazioni, e dall'altra essa è connessa ad una più matura concezione della sicurezza dei cittadini e dei consumatori.

L'interesse conoscitivo nei confronti delle misurazioni chimiche non deriva soltanto dal fatto che esse sono necessarie e diffuse nel tessuto sociale, ma ha una importante motivazione nella natura stessa di queste misurazioni. Esse infatti sono del tutto diverse da quelle – per così dire – canoniche, di massa o di lunghezza.

¹³ Si può ricordare che teoria cinetica dei gas muoveva appena i primi passi, e che la teoria elettromagnetica della luce era ancora da venire.

¹⁴ Anche di queste ricerche parleremo nel prossimo articolo.

¹⁵ Un campione di Cu²⁺ non si può 'esibire', ma con determinati spettrometri di massa può essere preparato, e mantenuto in stato stazionario.

¹⁶ Si ricordi però che questo uso non è sancito all'interno del SI. [15]

In fisica misuriamo queste grandezze senza alcun riferimento alle sostanze di cui sono composti i corpi di cui vogliamo conoscere le proprietà. In chimica questo non è possibile, sia dal punto di vista pratico, sia da quello metrologico. Come è stato scritto in una fonte autorevolissima “le misurazioni chimiche sono virtualmente infinite, eguali al numero di elementi e composti chimici. Mentre il valore di una massa (ad esempio) è definito indipendentemente dall’entità per cui è misurato, la determinazione di una quantità di sostanza è fatta in modo specifico relativamente ad una [particolare] entità”[17]. Questa differenza, notevolissima, non è comunque l’unica. Infatti molte misurazioni chimiche sono condotte in condizioni di incertezza rispetto all’entità chimica di cui si vuole determinare quantitativamente la presenza. Un esempio significativo riguarda la determinazione dell’umidità in un derrata come il grano. La perdita di massa in seguito a riscaldamento viene usata in modo routinario per determinare l’umidità delle granaglie, e tuttavia parte della perdita potrebbe essere dovuta a composti volatili diversi dall’acqua (la perdita di massa misurata è corretta ma quella di quantità di sostanza calcolata no!), o anche da acqua che non esisteva come tale nel campione ma che proviene da altre entità chimiche; oppure la determinazione potrebbe essere in difetto se non è stata tolta tutta l’acqua, è noto infatti che i legami chimici delle molecole d’acqua con i costituenti dei diversi materiali hanno delle energie che si distribuiscono su un *continuum*.

Problemi diversi, e ancora più complessi, emergono quando si considerano misurazioni di natura ambientale. Non si tratta di problemi di origine metrologica, per cui non ne daremo che un breve cenno in questa sede, ma legati alla complessità estrema dei sistemi analizzati, tale da non permettere il confronto con uno standard che contenga una quantità nota della spe-

cie che si desidera quantificare. Esempi, molto in voga, sono quello della determinazione degli inquinanti in un terreno o dell’amianto contenuto in una matrice rocciosa. In questi casi il problema viene “aggirato” seguendo una procedura dettagliatamente specificata dalla legge, ma i dati ottenuti in questo modo non saranno mai assoluti, e l’errore sarà sempre imponderabile.

Il tema della misurazione in chimica è ricchissimo, ed un suo approfondimento ci porterebbe ad un nucleo importante dell’epistemologia chimica: la *dialettica fra quantità e qualità*, una dialettica intensa, continua, e onnipresente. Lasciamo quindi a malincuore questo argomento.

4. Gli errori più comuni

Malgrado la spontanea antipatia che ci ispirano la figura del ‘censore’ e il suo motto *mala tempora currunt*, non possiamo non dedicare una parte della nostra ricerca sulla QS e la mole agli errori concettuali e di metodo che così frequentemente si trovano nei libri di testo, e (temiamo) nel ‘pensiero spontaneo’ di molti di noi. La diffusione di questi errori è tale che riteniamo opportuno riprendere i ragionamenti condotti finora nella versione data da Hans Fuchs, un fisico svizzero, che in un testo introduttivo per ingegneri scrive: “I sistemi fisici ‘posseggono’ certe proprietà fondamentali: un corpo ha massa (energia), entropia, momento (se si muove), e carica elettrica (se non è elettricamente neutro)”, e aggiunge subito dopo:

“un’altra proprietà di base [è] la quantità di sostanza. La quantità di sostanza non è in nessun caso un sostituto della massa, o solo un mezzo opportuno di contabilità (*bookkeeping*) per i chimici. Qualsiasi sistema fisico, sia esso materia o luce, ha questa proprietà, e vi sono fenomeni fisici associati con la sua esistenza”.¹⁷

Per rendere evidente la QS come proprietà fondamentale Fuchs porta una serie di esempi, e i primi due sono

basati sulla reattività, in modo tale da poter insistere sulla ‘autonomia’ della QS. A proposito delle reazioni che permettono la determinazione degli equivalenti l’Autore sottolinea che “gli equivalenti sono determinati dai fenomeni che coinvolgono la trasformazione chimica, e non dai fenomeni di gravità, quantificati nei termini di massa (gravitazionale), come potremmo credere dal nostro uso abituale del termine”[19]. Qui Fuchs si riferisce alla più usuale delle operazioni di laboratorio, la pesata, ma per prendere meglio le distanze dalla falsa equazione $QS = \text{massa}$, il fisico svizzero porta il caso dei fenomeni elettrolitici e conclude:

“non è la massa di una sostanza che si valuta semplicemente con quantità fisse di elettricità coinvolta; piuttosto è la stessa quantità introdotta prima, come misura delle quantità di sostanza equivalenti, cioè per l’appunto la proprietà fondamentale chiamata quantità di sostanza” [20].

Vediamo ora quali sono gli errori più diffusi.

4.1 La mole non misura una massa!

Che la mole misuri una massa viene affermato a tutte lettere anche in testi autorevoli. Un riferimento significativo è dato dalla voluminosa opera di Herbert A. Klein, pubblicata nel 1974 e ristampata – con correzioni! – nel 1988 da una diffusissima casa editrice americana. Il testo, dal titolo *The Science of Measurement*, è tuttora adottato in molti corsi universitari. Klein introduce la mole in un contesto tipicamente ‘fisico’, quindi già deviante rispetto al significato della grandezza che è misurata in moli, e precisamente in un capitolo dedicato alle “unità di massa minime e la comprensione profonda (*insights*) della massa-energia”¹⁸. Klein scrive senza esitazione: “Una misura di base di massa, specialmente in chimica, è la mole, o grammo mole (abbreviata mol)”, e aggiunge: “La mole può essere definita come la massa di una sostanza che contiene proprio (*just*) tante molecole (o atomi di un elemento) quanti sono gli atomi in 12 grammi di carbonio 12”.¹⁹ Con grande naturalezza l’Autore elide completamente la grandezza fisica che la mole misura, la QS, non solo appiattendosi su un uso diffuso seppure errato, ma sostituisce |massa| laddove nella definizione metrologica si legge |quantità di sostanza|, stravolgendo completa-

¹⁷ Il testo [18] viene presentato (http://home.zhwin.ch/~fuh/DOH/Book/DoH_Book.htm) come frutto di un corso di base per studenti di chimica, fisica e ingegneria dell’università di Zurigo.

¹⁸ I riferimenti al libro di Klein [21] presenti in rete sono numerosissimi. Per la maggior parte si tratta di siti commerciali che propongono l’acquisto del volume, una piccola quota delle presenze sono invece siti che affrontano gli aspetti più disparati della metrologia e che lo citano nella bibliografia. Alcuni esempi sono <http://www.stansw.asn.au/resource/misfina3.htm> che tratta delle “misure nello sport”, http://soil-physics.nmsu.edu/sp/tutorials/units/u_ref.html, del dipartimento di agronomia e orticoltura dell’università del New Mexico, <http://imartinez.etsin.upm.es/bk3/BIBLIO.htm> sito personale di un docente di Termodinamica dell’Università di Madrid.

¹⁹ [22], corsivi aggiunti

mente il rigore del metrologo che mai introdurrebbe fra le unità di base due unità distinte, il kilogrammo e la mole, per misurare la medesima grandezza fisica, la massa.

In un contesto di analisi metrologica l'osservazione precedente è già di per sé decisiva, ma ad essa se ne può aggiungere un'altra non meno importante, perché punta direttamente alla natura diversa delle grandezze misurate dal kilogrammo e dalla mole. Secondo l'insegnamento di Einstein la massa di un corpo varia in funzione della sua velocità. Consideriamo un campione di fluoro, con massa a riposo di 18,9984032 g, e cioè una mole di F; essa avrà una massa che varierà in funzione della velocità, secondo una certa relazione quantitativa, mentre continuerà ad esprimere sempre la stessa QS. Infatti, qualsiasi sia l'aumento di velocità, il corpo (costituito da una mole di F) non perderà né guadagnerà alcun componente microscopico, e quindi la mole di F rimarrà intatta e con essa la QS che misura. La quantità di sostanza è un'invariante relativistica.

4.2 La mole non è un numero!

Com'è ovvio che il metro non sia un intervallo di tempo, dovrebbe essere ovvio che la mole non sia un numero. In quanto unità di misura di base *la mole è una grandezza fisica* di valore determinato per convenzione. Tuttavia è necessario approfondire anche questo aspetto, sia per la diffusione di certi errori didattici ed educativi, sia perché la stessa definizione di mole, ad una lettura superficiale, potrebbe trarre in errore. Le espressioni linguistiche che nella definizione di mole rinviano in qualche modo ad un numero sono [tante ... quanti] in italiano, [as many ... as] in inglese, e più sinteticamente [ebensoviel] in tedesco. In matematica il concetto di *numero cardinale* è inteso come *potenza di un dato insieme*, ossia come caratteristica comune a questo insieme e a tutti gli insiemi che si trovano in corrispon-

denza biunivoca con esso.²⁰ Detto in altri termini, il numero è la caratteristica comune a insiemi finiti di oggetti per i quali esiste una relazione che li collega uno a uno esaurendoli; così l'insieme delle dita di una mano e l'insieme delle vocali dell'alfabeto italiano individuano il concetto di numero 5. Da questo punto di vista i 12 g di ¹²C rinviano ad un 'insieme finito di oggetti' (un 'sistema' di 'atomi', nella definizione), apparentemente così come la mano rinvia ad un insieme finito la cui potenza eguaglia (ad esempio) quella degli insiemi costituiti dalle lettere dei nomi 'Luigi' o 'Turco'. Ma gli insiemi delle dita e delle lettere dei nomi risultano essere equipotenti come risultato di una enumerazione effettiva – si potrebbe dire paradigmatica, si conta sulle punta delle dita ... Ben altra cosa è quanto avviene quando si misura una concentrazione o si determina un peso atomico: si misurano equivalenti, masse, assorbimenti di radiazioni, correnti elettriche, temperature, (...) *ma in nessun caso si esegue un conteggio di entità elementari.*²¹ Quale sia il numero finito di atomi contenuti nei convenzionali²² 12 g di ¹²C è irrilevante rispetto alla stragrande maggioranza dei compiti di ricerca e pratici svolti dai chimici, mentre rimane es-

senziale l'essere in grado di misurare con precisione la QS delle sostanze. Senza queste misure non potremmo in nessun modo valutare e controllare le reazioni che ci permettono di costruire *ad libitum* (o quasi) le strutture molecolari, e di ottenere le sostanze che ci interessano su scale che vanno dal milligrammo alle migliaia di tonnellate.

Quanto siano poco ovvie le osservazioni precedenti risulta evidente dalla letteratura didattica. Abbiamo scelto per l'analisi un passo tratto da un ottimo testo americano, che è stato tradotto anche in italiano e quindi si è diffuso anche nelle nostre università;²³ ma la sua popolarità non è l'unico motivo della nostra scelta, infatti l'autore elenca i nomi di 17 colleghi che hanno rivisto il testo in tutto o in parte, e quelli di altri 160 docenti che gli hanno inviato informazioni utili per la redazione del volume. La *Chemistry* di Steven S. Zumdhal è quindi un'opera garantita da una duplice sanzione, redazionale e d'uso. Per non frapporre ulteriori ostacoli di comprensione abbiamo preferito mantenere il testo nella lingua originale, introducendo solo undici lettere, che ci permettono di rinviare il Lettore ai nostri commenti, elencati frase per frase. Il testo originale è riportato in un riquadro, dove le ultime tre lettere

Tabella 1. Commenti

(α)	È proposto un mito, l'origine della mole è del tutto diversa, e non è stata introdotta nell'uso per <i>contare gli atomi</i>
(β)	La mole non è definita <i>come un numero</i>
(γ)	La spettrometria di massa non <i>conta gli atomi</i>
(δ)	Attualmente il fisico torinese viene onorato con la costante di Avogadro e non con il <i>numero di Avogadro</i>
(ε)&(λ)	Secondo il testo principale la mole misurerebbe [something], [qualcosa]. Questa eccessiva genericità peggiora nel testo ausiliario, dove la mole misurerebbe [anything], [qualsiasi cosa]
(ζ)	Fra le entità elementari non sono elencate <i>le uova</i>
(η)	Forse non è necessario, né possibile, <i>immaginare</i> un numero simile
(θ)	Fra le entità elementari non sono elencati <i>i secondi</i> e <i>le biglie</i>
(ι)	Questo testo ausiliario dovrebbe essere il più corretto e autorevole, in quanto introduce il Lettore alla definizione metrologica di QS. È qui che risulta l'incomprensione dell'Autore di cosa si intenda per QS: [amount of a substance] non equivale ad [amount of substance], le due espressioni hanno un significato metrologico completamente diverso
(κ)	È data al numero 6.022 x 10 ²³ una adimensionalità che non corrisponde alle regole metrologiche

²⁰Va precisato che si ha corrispondenza biunivoca se a ciascun elemento del primo insieme corrisponde uno, ed uno solo del secondo, e viceversa. [23]

²¹ Abbiamo specificato "di entità elementari" perchè in alcuni rarissimi casi i chimici effettuano veri e propri conteggi, ad esempio nella misura della radioattività di un campione (dalla quale si può ricavare la QS). Tuttavia anche in queste eccezioni, veramente marginali nello sterminato campo di tecniche di misura proprie della chimica, non si contano *mai* gli enti in sé, ma loro manifestazioni.

²² In nessun laboratorio del mondo esiste un campione costituito da 12 g dell'isotopo ¹²C, e solo dell'isotopo ¹²C.

²³ Uno di noi include 'lo Zumdhal' fra i testi segnalati ai suoi allievi come sussidio agli appunti presi a lezione.

si riferiscono al testo ausiliario. Ed ecco i nostri commenti, Tabella 1. Le nostre dieci osservazioni possono essere riportate a tre punti che ci paiono cruciali per la didattica della QS e della mole:

§ non si è capito cosa sia la quantità di sostanza **117**

§ non si usa correttamente la mole

§ si cerca di fare immaginare ciò che è inimmaginabile

Alla soluzione dei problemi posti dai primi due punti abbiamo cercato di dare un contributo con il presente articolo, il terzo punto è più delicato perché viene meno la guida severa delle regole metrologiche, e si entra nell'ambito di scelte che coinvolgono atteggiamenti mentali e convinzioni filosofiche che hanno radici profonde in ogni insegnante. Cercheremo di approfondire questo aspetto del problema nel terzo articolo della serie, dove lo tratteremo nel contesto di questioni di semantica naturale e dei linguaggi naturali.

4.3 E il 'numero' di Avogadro?

La costante di Avogadro N è definita [24] dalla relazione:

$$N = M_A/m_A \quad (8)$$

dove M_A è la massa molare (in g mol^{-1}) della sostanza A e m_A è la massa (in g) dell'entità elementare A. I termini |entità elementare| vanno presi nel senso lato della definizione di mole, quindi A può essere l'elemento fluoro, F, che ha in natura un solo isotopo, oppure l'elemento silicio, Si, presente a livello microscopico con una miscela di isotopi ^{29}Si , ^{30}Si , ^{31}Si . La (8) può essere riscritta come:

$$M_A = N \cdot m_A \quad (9)$$

La (9) mette in evidenza che la costante di Avogadro costituisce il fattore di proporzionalità, identico per tutte le sostanze, che lega il valore delle masse microscopiche con il valore delle masse molari macroscopiche. Se N fosse un numero nella (8) e nella (9) M_A sarebbe una massa, dipendente solo dalla definizione di kilogrammo, e non una massa molare, dipendente dalla definizione di kilogrammo e da quella di mole. Il cosiddetto 'numero di Avogadro' è ora saldamente ancorato alla definizione di mole, e l'unico modo corretto di riferirsi al *numero stechiometrico* di entità contenute in una mole è il seguente:

costante di Avogadro:

$$6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1} \quad (10)$$

Il numero di cifre decimali potrà variare a seconda degli usi della costante, fino al limite della precisione raggiunta finora, ma in nessun caso dovrà essere tralasciata la dimensionalità della costante stessa, mol^{-1} . Su

questo, già un quarto di secolo or sono, insisteva uno dei 'padri' della mole, il chimico fisico inglese M.L. McGlashan: "Il fattore di proporzionalità è lo stesso per tutte le sostanze, è chiamato costante di Avogadro", "non *numero* di Avogadro – non è un numero ma è un numero diviso da una quantità di sostanza e così ha dimensione (quantità di sostanza)⁻¹".²⁴ Ci rendiamo conto che è difficile abbandonare una consuetudine consolidata, ma specialmente quando ci si avvicina alla metrologia e si impiegano le costanti fondamentali è indispensabile muoversi con attenzione, altrimenti si tradiscono le finalità essenziali della 'legge quadro'²⁵ della metrologia, il Sistema Internazionale di unità, che – come è ripetuto nel Glossario metrologico – è un corpo di *definizioni* e di *regole*.

Poco sopra, quando abbiamo introdotto la (10), abbiamo utilizzato i termini *numero stechiometrico*, un'espressione che può apparire curiosa ma che diventerà subito chiara. Nel presentare la QS e la mole al pubblico dei docenti di fisica, e per commentare la seconda parte della definizione di mole, McGlashan introduce una sottolineatura e fa una serie di esempi che è opportuno riprodurre: "Non è necessario che i gruppi specificati [di particelle] siano limitati a quelli noti, o intesi esistere come entità indipendenti, o a gruppi che contengano un numero intero di atomi. Così possiamo propriamente parlare di una quantità di sostanza di $\frac{1}{2} \text{H}_2\text{O}$ o di $(\text{H}_2 + \frac{1}{2} \text{O}_2)$ o di $(\text{H}_2 + 0,234 \text{O}_2)$ o di $(0,075 \text{}^6\text{Li} + 0,925 \text{}^7\text{Li})$ o di HgCl o di $\text{Fe}_{0,91}\text{S}$ ".^[27]

Tutti gli esempi proposti da McGlashan sono interessanti, e meriterebbero qualche chiosa, ma per 'schiodare' l'idea fissa del 'numero di Avogadro' ci pare particolarmente utile l'ultimo:



Per motivi storici e di consuetudine il composto (11) viene detto non-stechiometrico, impiegando come tacito contesto di riferimento una concezione molecolare delle sostanze, e lasciando da parte ogni discussione dei fondamenti stechiometrici dati

dalla termodinamica e dai diagrammi di fase²⁶. In realtà la (11) indica una ben precisa stechiometria, su cui è possibile basare calcoli al tavolino e pratiche in laboratorio. Possiamo ad esempio calcolare la massa molare di $\text{Fe}_{0,91}\text{S}$ e la massa di una entità elementare (inesistente) composta da 0,91 atomi di ferro e da un atomo di zolfo; dal loro rapporto otterremmo N , ma ciò che qui importa è sottolineare che non è nemmeno possibile 'immaginare' un 'numero di Avogadro' di raggruppamenti costituiti da 0,91 atomi di ferro e da un atomo di zolfo.

5. Conclusioni

La 'questione della mole' è stata trattata da uno di noi in tempi diversi, sia in un contesto storico-critico^[29], sia in un contesto metrologico,^[30] tuttavia solo recentemente, e in particolare sotto la spinta delle ricerche filosofiche di Giovanni Villani, [11] abbiamo messo meglio a fuoco una più trascurata e correlata 'questione della quantità di sostanza'. La nostra attenzione si è quindi spostata dalla unità di misura alla grandezza fisica misurata.

Abbiamo qui sostenuta la tesi che la QS esprima la *reattività stechiometrica* di sistemi di materia-energia. È di qui che deriva la necessità, sottolineata da tutti, di precisare le 'entità elementari' a cui riferire la QS in questione. Le diverse QS che possono essere misurate per il medesimo campione di sostanza corrispondono alle differenti *qualità chimiche* che una singola sostanza può esprimere a seconda dei reagenti e delle condizioni di reazione. Per un certo campione non si dà quindi una misura unica della QS, nello stesso senso con cui per quello stesso campione si dà invece una e una sola misura di massa. Questo aspetto cruciale non solo non indebolisce il valore metrologico della QS, in quanto essa 'funziona' benissimo pur non avendo un campione, ma anzi ne rafforza il significato epistemologico. Infatti da questo punto di vista la QS esprime perfettamente *il compito fondamentale della chimica: trasformare le sostanze*. Tutte le nostre conoscenze a livello atomico-molecolare sono tese a comprendere la *reattività delle sostanze*, in modo da poterle controllare, produrre, riprodurre, migliorare, mesco-

²⁴ Il corsivo è nel testo originale, alla p. 276.[25]

²⁵ La definizione è di Sartori [26].

²⁶ La questione è sollevata da Phillips e Williams, che la trattano in un capitolo opportunamente intitolato "Solid Structures, Non-Stoichiometry, and Phase Equilibria" [28].

lare, trasformare in materiali. Non c'è quindi da stupirsi che la QS, così fortemente voluta dai chimici accanto alla lunghezza e alla massa, esprima anch'essa la *reattività delle sostanze*, sia pure nelle modalità 'riassuntive' di una reattività stechiometrica. Abbiamo anche ripetuto gli 'ammocimenti' a non ritenere che la mole sia

una specie di grossa dozzina, e in particolare a non pensare che l'operazione di pesata, così universale nei laboratori chimici, implichi che la misura che viene fatta sia necessariamente quella di una massa. Non solo – e tutti lo sanno – ciò che si misura effettivamente è una forza, ma il più delle volte la forza misurata viene fat-

ta corrispondere nei nostri laboratori alla misura di una QS, e cioè ad una grandezza fisica del tutto diversa dalla massa. Se nel nostro insegnamento quotidiano si evitassero conteggi fantasiosi e 'fiscalismi' inopportuni, si diminuirebbe il numero di violazioni alle regole della metrologia e renderemmo un buon servizio alla chimica.

Glossario metrologico

Dimensione	Nel sistema SI le unità di base hanno dimensione 1 rispetto a se stesse, e zero rispetto a tutte le altre. Per appartenere al sistema SI una unità di misura deve poter essere espressa in funzione delle nove unità di base. [§]
Grandezza	Concetto generale che permette la classificazione degli enti matematici e fisici in classi, all'interno delle quali questi possono essere sommati, moltiplicati fra di loro e confrontati mediante una relazione d'ordine. ^{§ §} Dal punto di vista operativo i concetti di grandezza e di misura costituiscono un tutto unico.
Grandezza fisica	Proprietà o condizione usata nella descrizione di un insieme di enti (eventi, oggetti, fenomeni, sistemi, processi). Il concetto metrico corrispondente è costituito da una funzione che attribuisce un numero reale, e solo uno, ad ogni ente dell'insieme. Il numero reale è il valore della grandezza per l'ente considerato.
Misura	È il numero che esprime il rapporto fra una qualunque grandezza e un'altra della stessa specie assunta come unità di misura o campione.* È definita quando sono noti l'unità di misura e l'informazione numerica, che servono a rappresentarla.**
Misurazione	È l'operazione o il complesso di operazioni che permettono di passare da una grandezza alla sua misura, quando sia nota l'unità di misura.*
Sistema SI	Il Sistema Internazionale di Unità, simbolo SI, è un corpo di definizioni e di regole, che permette di ottenere in modo coerente le unità di misura per tutte le grandezze di interesse scientifico e tecnologico.
Unità di base	L'insieme delle unità fondamentali e di quelle supplementari del sistema SI.
Unità di misura	Grandezza alla quale viene attribuita il valore unitario, a cui si riferiscono tutte le altre grandezze dello stesso tipo.
Unità fondamentali	Le sette unità del sistema SI che si riferiscono a sette grandezze fisiche: lunghezza, massa, tempo, intensità di corrente elettrica, temperatura termodinamica, intensità luminosa, quantità di sostanza.
Unità supplementari	Le due unità del sistema SI che si riferiscono all'angolo piano e all'angolo solido.
<p>[§] Sulla questione complessa delle dimensioni si rinvia a S. Sartori, "Il sistema internazionale di unità (SI)", in: S. Sartori (a cura di), <i>Le misure nella scienza, nella tecnica, nella società</i>, Torino, Paravia, 1979, pp. 13-48, alle pp. 29-31.</p> <p>^{§§} <i>Enciclopedia della scienza e della tecnologia</i>, Novara: DeAgostini, 1995, ad vocem.</p> <p>* A. Piccato, <i>Dizionario dei termini matematici</i>, Milano: Rizzoli, 1987, p. 280.</p> <p>** S. Sartori, "Il sistema internazionale di unità (SI)", cit., alla p. 13.</p>	

Tabella 1. Testo originale

(α) Because samples of matter typically contain so many atoms, a unit of measure called the mole has been established to use in counting atoms.

(β) The **mole** (abbreviated mol) is defined as the number equal to the number of carbon atoms in exactly 12 grams of pure ¹²C. (γ) Techniques such as mass spectrometry, which count atoms very precisely, have been used to determine this number as 6.02214 X 10²³ (6.022 x 10²³ will be sufficient for our purposes).

(δ) This number is called **Avogadro's number** to honor his contributions to chemistry.

(ε) One mole of something consists of 6.022 x 10²³ units of that substance.

(ζ) Just as a dozen eggs is 12 eggs, a mole of eggs is 6.022 x 10²³ eggs.

(η) The magnitude of the number 6.022 x 10²³ is very difficult to imagine.

(θ) To give you some idea, 1 mole of seconds represents a span of time 4 million times as long as the earth has already existed, and 1 mole of marbles is enough to cover the entire earth to a depth of 50 miles!

(ι) The SI definition of the mole is the amount of a substance that contains as many entities as there are in exactly 12 g of carbon-12.

(κ) Avogadro's number is 6.022 x 10²³.

(λ) One mole of anything is 6.022 x 10²³ units of that substance.

Bibliografia

- [1] G. Boniolo, P. Vidali, *Filosofia della scienza*, Milano: Bruno Mondadori, 1999, p. 317.
- [2] G. Boniolo, P. Vidali, *Filosofia della scienza*, Milano: Bruno Mondadori, 1999, p. 320.
- [3] E. Vinassa de Regny, "Misurazione fisica", *Enciclopedia della scienza e della tecnica*, Milano: Mondadori, 1970, ad vocem.
- [4] S. Sartori (a cura di), *Le misure nella scienza, nella tecnica, nella società*, pp. 13-48. "Il sistema internazionale di unità (SI)". Torino, Paravia, 1979.
- [5] P.W. Bridgman, *La logica della fisica moderna*, Torino: Boringhieri, 1965, pp. 36-37.

- [6] N. Abbagnano, G. Fornero (a cura di), *Dizionario di filosofia*, Torino: Utet, 2001, alla voce "Quantità".
- [7] S. Sartori (a cura di), *Le misure nella scienza, nella tecnica, nella società*, Torino: Paravia, 1979, p. 210.
- [8] *Le Système International d'Unités (SI)*, Sèvres: BIPM, 1991, p. 99.
- [9] *Le Système International d'Unités (SI)*, Sèvres: BIPM, 1991, p. 39.
- [10] B.W. Petley, "The mole and the unified atomic mass unit", *Metrologia*, **33**, pp. 261-264 (1996).
- [11] G. Villani, *La Chiave del Mondo. Dalla filosofia alla scienza: l'onnipotenza delle molecole*, Napoli: CUEN, 2001, p. 367.
- [12] *Le Système International d'Unités (SI)*, Sèvres: BIPM, 1991, p. 69.
- [13] *Le Système International d'Unités (SI)*, Sèvres: BIPM, 1991, p. 71.
- [14] J. Schummer, "The Chemical Core of Chemistry I: A Conceptual Approach", *HYLE*, **4**, pp. 129-162 (1998).
- [15] M.L. McGlashan, "Amount of substance and the mole", *Physics Education*, (1977), pp. 276-278, alla p. 278.
- [16] M.L. McGlashan, "Amount of Substance and the mole", *Metrologia*, **31**, pp. 447-455 (1994/95).
- [17] P. De Bièvre, R. Kaarls, S.D. Rasberry, W.P. Reed, "Metrology and the Role of Reference Materials in Validation and Calibration for Traceability of Chemical Measurements", *1995 NCLS Workshop & Symposium*, estratto di 16 pp.
- [18] H. Fuchs, *The Dynamics of Heat*, New York: Springer, 1996, p.448.
- [19] H. Fuchs, *The Dynamics of Heat*, New York: Springer, 1996, p.450.
- [20] H. Fuchs, *The Dynamics of Heat*, New York: Springer, 1996, p.451.
- [21] H.A. Klein, *The Science of Measurement. A historical Survey*, New York: Dover, 1988, pp. 207-216.
- [22] H.A. Klein, *The Science of Measurement. A historical Survey*, New York: Dover, 1988, pp. 211-212.
- [23] A. Piccato, *Dizionario dei termini matematici*, Milano: Rizzoli, 1987, p. 296.
- [24] M.L. McGlashan, "Amount of Substance and the mole", *Metrologia*, **31**, pp. 448 (1994/95).
- [25] M.L. McGlashan, "Amount of substance and the mole", *Physics Education*, (1977), pp. 276-278, alla p. 276.
- [26] S. Sartori (a cura di), *Le misure nella scienza, nella tecnica, nella società*, Torino, Paravia, 1979, pp. 13-48, alla p. 23.
- [27] M.L. McGlashan, "Amount of substance and the mole", *Physics Education*, (1977), pp. 276-278, alla p. 277.
- [28] C.S.G. Phillips, R.J.P. Williams, *Inorganic Chemistry*, Oxford: Clarendon, 1965, pp. 267-309.
- [29] L. Cerruti, *La mole. Uno studio sulla epistemologia regionale dei chimici*, monografia n. 17, Torino: Istituto di Metrologia "Gustavo Colonnetti", 1984, 79 pp.
- [30] L. Cerruti, "The Mole, Amedeo Avogadro and Others", *Metrologia*, **31**, 159-166 (1994).

DIVULGAZIONE E AGGIORNAMENTO

Tutto ciò che tutti dovrebbero sapere sulla chimica *

John Holman è *Salters Professor* di Didattica della Chimica e direttore del *Science Curriculum Centre* e del *Chemical Industry Education Centre* dell'Università di York, Heslington, York YO10 5DD

Questo articolo è basato su una conferenza tenuta alla *Merchant Adventurers' Hall*, York, il 28 settembre 2000, come parte della serie di conferenze celebrative della chimica organizzata dalla *Salters' Company* e dalla *Royal Institution of Great Britain* nell'occasione del nuovo millennio e del bicentenario della *Royal Institution*.

Nel settembre 2000 il Direttore della Agenzia Britannica per gli Standard nell'Alimentazione ha sollevato clamore affermando, alla televisione, che non c'è alcuna evidenza che il cibo biologico sia più salutare di altri tipi di alimenti [1]. Da quando Wöhler falsificò la teoria della "forza vitale" nel 1828 [2], i chimici hanno compreso che i principi nutritivi sono gli stessi, qualunque sia la loro provenienza: la vitamina A di una carota biologica è del tutto uguale alla vitamina A di una carota "non-biologica". Ma che cosa dire dei pesticidi che si possono o meno trovare sulla carota? La questione diventa molto più complessa e i chimici devono svolgere esami e

JOHN HOLMAN

porsi domande, per esempio, sulla concentrazione e sugli effetti tossici. Per essere partecipe di un tale dibattito, allora, il pubblico ha bisogno di conoscere alcuni principi fondamentali della chimica e di avere qualche idea sul modo con il quale gli scienziati arrivano a fornire risposte a queste domande. Ma quali aspetti della chimica dovrebbe avere studiato il cittadino al momento di lasciare la scuola al termine dell'obbligo scolastico (16 anni nel Regno Unito *N.d.T.*) in modo di poter affrontare questi problemi?

sunto che ognuno dovrebbe studiare qualche cosa di chimica nel curriculum obbligatorio. La presenza dell'insegnamento scientifico obbligatorio si giustifica con varie ragioni [3,4]:

- utilitaristiche : la scienza è utile nella vita di tutti i giorni;
- economiche : la società necessita di scienziati, dottori e ingegneri opportunamente preparati;
- democratiche : ognuno necessita di conoscenze scientifiche per partecipare ai dibattiti su fatti di pubblico interesse;
- culturali : la scienza fa parte della nostra cultura moderna e vale la pena studiarla come valore in sé.

Le ultime due ragioni, la democratica e la culturale, sembrano essere i due argomenti più stringenti in favore di uno studio generalizzato delle scien-

120 *Riprodotta su autorizzazione da *Education in Chemistry*, Vol. 38 (2001), p. 10. Traduzione di **Raffaele Pentimalli**.