

COSTRUIRE IL CONCETTO DI MOLE

Un approccio empirico a un concetto formale

Gruppo I.Ri.Di.S. – Innovazione e Ricerca
per la Didattica delle Scienze
C.I.R.D.A. - Università di Torino

Riassunto

In questo articolo si affronta il problema dell'insegnamento del concetto di mole nella scuola secondaria. Nella prima parte si presenta la definizione della mole come unità di misura fondamentale del Sistema Internazionale di Unità (SI) e si analizzano le relazioni che tale definizione impone tra massa atomica (o molecolare) relativa e massa di una mole di atomi (o di molecole). Nella seconda parte si presentano i risultati di un'indagine condotta al fine di sondare le concezioni di allievi che già avevano affrontato il concetto di mole con un approccio tradizionale; tale indagine ha permesso di evidenziare alcuni ostacoli alla comprensione del concetto, confermando i risultati già ottenuti da altri ricercatori. Nella terza parte viene presentata una proposta per l'insegnamento del concetto di mole che impegna gli studenti in sperimentazioni che utilizzano idee analoghe ai concetti che entrano in gioco nella definizione SI della mole. Gli studenti lavorano con chiodi di differenti dimensioni. Ai chiodi di una determinata dimensione viene attribuita in modo arbitrario una massa standard (unità di massa chiodica): in questo modo è possibile determinare le masse relative dei chiodi di altre dimensioni. Successivamente si definisce una certa quantità di chiodi (la chiole) in modo analogo alla definizione SI della mole, così da stabilire un'identità numerica anch'essa identica alla mole. Gli autori ritengono che mediante questo approccio di tipo concreto sia possibile migliorare la comprensione del concetto di mole da parte degli studenti.

Abstract

The present paper deals with the

EZIO ROLETTO●
ALBERTO REGIS●●
PIER GIORGIO ALBERTAZZI●●

problem of teaching the mole concept in high schools. In the first part, starting from the SI (International System of Units) definition of the mole, the relations between atomic (or molecular) relative mass and the mass of a mole of atoms (or molecules) are examined. In the second part, the results of an investigation on high school students conceptions of the mole are given; they show some major difficulties to the understanding of the mole concept, confirming the conclusions reached by other researchers. In the third part is developed a teaching sequence in which the students participate in manipulative experiences which provide analogous representations for the abstract concept of the SI definition of the mole and are consistent with developmental considerations. Students work with different sizes of snails. One size is arbitrarily assigned a standard mass, and the relative masses of other sizes of nail are then determined. Next, an amount of snails is defined analogous to the SI definition of the mole such that a numerical identity is established which is also analogous to the mole. The authors think that such a concrete approach will enhance students' understanding of the mole concept.

1 – INTRODUZIONE

Il concetto di mole è di notevole importanza in chimica in quanto costituisce il fondamento della chimica quantitativa intesa nel suo significato più ampio; non soltanto tale nozione gioca un ruolo fondamentale nella stechiometria, ma ad essa si fa riferimento in tutti i fenomeni studiati dalla chimica: dai fenomeni elettrochimici, dove il Faraday rappresenta una mole di elettroni, a quelli termodinamici, dove lo standard di riferimento per mi-

surare lo scambio di energia associato ad una reazione chimica è una mole di eventi a livello atomico. Si tratta dunque di un concetto che devono acquisire anche gli studenti di un corso di chimica di base, in quanto necessario per costruire altri concetti e per risolvere un ampio spettro di problemi.

William Kieffer, all'epoca direttore del Journal of Chemical Education, scrisse in un editoriale del 1961 [1]:

Teachers of chemistry get their firmest feeling of success when the students demonstrate that they know what the «mole» means. When the student can do this not by writing a definition in so many words, but by using the concept, he begins to think as a chemist.

Gli insegnanti di chimica si rendono veramente conto dell'efficacia del proprio insegnamento, quando gli studenti mostrano di avere acquisito il significato di «mole». Quando uno studente è in grado non tanto di scrivere una definizione della mole, quanto piuttosto di usare questo concetto, egli mostra di avere capito cosa significhi mole e comincia a pensare come un chimico.

Come lasciano chiaramente intendere queste parole, non è facile portare gli studenti ad acquisire in modo operativo il concetto di mole a causa delle difficoltà intrinseche che tale concetto comporta e che sono ben evidenti anche nella storia complessa e travagliata della sua elaborazione. Proprio queste difficoltà ne rendono problematico l'insegnamento e spiegano il gran numero di ricerche condotte sul suo apprendimento [2,3].

In questo articolo, si analizza inizialmente la definizione della mole adottata nell'ambito del Sistema Internazionale di Unità (abbreviato in SI) a partire dal 1971 e si considerano le sue relazioni con alcuni concetti precedenti, per lungo tempo usati dai chimici, quali grammo-atomo e grammo-molecola. In seguito, vengono presentati i risultati di un'indagine sulle concezioni della mole presso un certo numero di studenti

della scuola secondaria che hanno seguito almeno un corso di base di chimica. Infine, viene proposto, per l'insegnamento di questo concetto, un approccio che tiene conto delle difficoltà di apprendimento messe in evidenza dalle ricerche.

2 – LA MOLE: UNA MISURA CHIMICA DELLA QUANTITÀ

È ben noto che massa e peso di un corpo sono due quantità differenti, legate tra di loro da una costante: in un determinato luogo, il rapporto tra i pesi e le masse dei corpi è costante ed equivale all'accelerazione di gravità. In genere, la quantità di un corpo viene espressa mediante la sua massa (un chilogrammo di pane, una tonnellata di carbone, ecc.), ma esistono altre possibilità: per esempio si parla di «barili» di petrolio e di «metri cubi» di metano (ricorrendo quindi al volume); nel caso di materiale radioattivo si ricorre al conteggio mediante un contatore Geiger, nel caso di medicinali si può fare riferimento agli effetti fisiologici, ecc. Gli scienziati ed i tecnici hanno a disposizione diversi modi per esprimere la «quantità» di un corpo e quindi diverse unità di misura: tra queste si colloca la mole che costituisce una delle sette unità di misura fondamentali del *Sistema Internazionale di Unità (SI)* nel quale viene così definita:

La mole è la quantità di sostanza di un sistema che contiene tante entità elementari quanti sono gli atomi in 0,012 kg di carbonio¹ 12 (¹²C); il suo simbolo è mol

Avvertenza: quando si usa la mole, le entità elementari devono essere di volta in volta specificate: possono essere atomi, molecole, ioni, elettroni, altre particelle o raggruppamenti specificati di tali particelle.

Tale definizione è stata accettata dalla Unione Internazionale di Chimica Pura e Applicata (IUPAC) e dalla Federazione Internazionale di Chimica Clinica (IFCC). Di conseguenza, le concentrazioni delle soluzioni devono essere espresse in moli/decimetro cubo, abbandonando la normalità e gli equivalenti, grandezze che non hanno alcun rapporto con quelle del Sistema Internazionale. Parimenti si tende sempre più ad usare la mole (*mol*) o la millimole (*mmol*) anche per esprimere i dati biologici ed i risultati delle analisi chimico cliniche.

Tra tutte le definizioni delle unità di misura del SI, quella di mole possiede una particolarità unica: in essa infatti si specifica chiaramente anche la grandezza fondamentale (la quantità di sostanza) che viene misurata in moli. Come esistono la grandezza fondamentale *lunghezza* (simbolo *l*), la cui unità di misura è il *metro* (simbolo *m*) e la grandezza fondamentale *tempo* (simbolo *t*) la cui unità di misura è il *secondo* (simbolo *s*), così esiste la grandezza fondamentale *quantità di sostanza* (simbolo *n*) la cui unità di misura è la *mole* (simbolo *mol*). In matematica, misurare una grandezza scalare significa associarle un numero: ad esempio, $x = 4$. In fisica, misurare una grandezza significa attribuirle un numero moltiplicato per una unità di misura: ad esempio, nel caso di una lunghezza, si scrive $l = 4 m$. In chimica, per misurare una quantità di sostanza non è sufficiente moltiplicare un numero per una unità di misura: è necessario anche precisare il nome della sostanza implicata nella misura; ad esempio, per indicare che la quantità di sostanza *diazoto* è quattro millimoli si scrive: $n(N_2) = 4 mmol$. Esprimere una quantità di sostanza in moli è quindi un'operazione complessa in quanto ragionare in moli implica: effettuare un conteggio, come in matematica; esprimere la misura di una grandezza, come in fisica (*4 millimoli*) e, specificità della chimica, precisare la sostanza che è oggetto di misurazione (il *diazoto*). L'aver deciso di considerare la mole come unità di misura della grandezza fondamentale «quantità di sostanza» non ha però inciso sul modo di esprimersi dei chimici e degli insegnanti di chimica. In effetti, sono pochissimi coloro che ricorrono all'espressione «quantità di sostanza» mentre la grande maggioranza continua ad usare l'espressione «numero di moli». Si tratta di un modo di esprimersi che ha il suo fondamento nelle idee di *grammo-atomo* e *grammo-molecola*, intese come peso atomico e peso molecolare espresso in grammi. Tali idee sono state usate dai chimici per lungo tempo e questo dimostra che si tratta di nozioni efficaci ed operative. Tuttavia, esse non sono più accettabili dal momento in cui è stata proposta una nuova grandezza fondamentale (la quantità di sostanza) e ne è stata definita l'unità di misura. Ad esempio, gli insegnanti assegnano

spesso problemi del tipo: *Determinare il numero di moli di alluminio contenute in 0,350 chilogrammi di cloruro di alluminio (AlCl₃)* e si aspettano come risposta: *il numero di moli di alluminio contenute in 0,350 chilogrammi di cloruro di alluminio è 2,625*. Come fa notare Mirone [2], si tratta di un modo di esprimersi alquanto bizzarro. In effetti, se una persona vuole esprimere la distanza tra due località (diciamo Mai e Poi), dirà: *Mai e Poi distano cinquanta chilometri*, oppure *la distanza tra Mai e Poi è di cinquanta chilometri*; probabilmente non gli verrebbe mai l'uzzolo di dire: *il numero di chilometri tra Mai e Poi è cinquanta*. In base alla definizione SI della mole, il problema chimico andrebbe quindi riformulato in questo modo: *Determinare la quantità di sostanza alluminio contenuta in 0,350 chilogrammi di cloruro di alluminio*. A sua volta, la risposta dovrebbe essere: *La quantità di sostanza alluminio contenuta in 0,350 chilogrammi di cloruro di alluminio è 2,625 moli*. Mirone sostiene che anche questo modo di esprimersi non è completamente soddisfacente, tanto è vero che sulla scelta della «quantità di sostanza» come grandezza fondamentale della quale la mole è l'unità di misura sono state avanzate molte critiche, [2,4,5,6,7,8,9] accompagnate da altrettante proposte di denominazioni alternative: *psammity*, *ontcount*, *metromoriance*, *chemical amount*, *particulate amount*, *numerousness*, ecc. La proposta che ha ricevuto maggiori consensi è *chemical amount*, traducibile in *quantità chimica*; in effetti, l'espressione non è del tutto nuova [10], in quanto Ostwald nel suo Compendio di Chimica Generale aveva già usato il termine *chemische menge*, traducibile in *quantità chimica o moltitudine chimica*. È quindi possibile definire la mole in questo modo:

La mole è la quantità chimica di un sistema che contiene tante entità elementari quanti sono gli atomi in 0,012 kg di carbonio 12 (¹²C); il suo simbolo è mol

In questo caso, il problema chimico precedente andrebbe formulato in questo modo: *Determinare la quantità chimica di alluminio contenuta in 0,350 chilogrammi di cloruro di alluminio²*. La quantità chimica viene

¹ Nel 1980 è stato precisato che in questa definizione si fa riferimento ad atomi di carbonio 12 non legati, in riposo e nel loro stato fondamentale.

espressa in moli e quindi la risposta sarà: *La quantità chimica di alluminio contenuta in 0,350 chilogrammi di cloruro di alluminio è 2,625 moli.*

Nella definizione della mole si fa riferimento ad una specie chimica ben definita: l'isotopo del carbonio al quale i chimici hanno assegnato la massa convenzionale 12 in unità di massa atomica (u). Inizialmente, i chimici avevano attribuito il valore 1 alla massa atomica dell'idrogeno e, sulla base di questo valore di riferimento, avevano poi determinato la massa atomica relativa degli altri elementi del sistema periodico. In seguito, soprattutto a causa della scoperta degli isotopi, preferirono usare come riferimento l'isotopo 12 del carbonio (^{12}C), ossia quell'isotopo al quale, in modo arbitrario ed a seguito di una convenzione della comunità scientifica, fu attribuita la massa 12 in unità di massa atomica ($12 u$).

Se si conosce la massa relativa di un atomo o di una molecola rispetto alla massa del ^{12}C , è come se si conoscesse la sua massa reale. Infatti, secondo la definizione SI, una mole di ^{12}C è esattamente 12 grammi di carbonio ^{12}C . Esiste dunque una relazione imposta, e quindi di natura convenzionale, tra un atomo ed una mole di atomi di ^{12}C : il valore numerico (12) è sia la massa atomica relativa di un singolo atomo ^{12}C ($12 u$), sia la massa di una mole di atomi ^{12}C (12 g). La scelta di questa corrispondenza è conseguenza del proposito di utilizzare la seguente relazione di proporzionalità:

Se tra le masse dei campioni di due diverse sostanze esiste lo stesso rapporto che esiste tra le masse delle relative entità elementari a livello microscopico (atomi, molecole, ioni), allora i due campioni contengono lo stesso numero di entità elementari.

Il problema è dunque stabilire quale sia il numero di unità discrete presente in una mole di atomi di ^{12}C , oppure in una mole di una qualsiasi specie chimica. Questo numero, per la relazione imposta tra massa relativa in *unità di massa atomica* della «unità strutturale» (atomo, molecola, ione) di una specie chimica e massa in *grammi* di una mole di tali particelle, è una costante (detta **costante di Avogadro**, simbolo N_A) il cui valore può essere determinato sperimentalmente con una ventina di me-

todi diversi. [11,12,13,14].

Cosa è dunque la mole, un numero o una massa? La risposta è: né l'uno né l'altra. La mole, come già abbiamo detto, è l'unità di misura della grandezza fondamentale *quantità di sostanza* (o *quantità chimica*) (n) di un sistema costituito da entità elementari uguali. Tale quantità (chimica o di sostanza) può essere espressa sia come massa, sia come numero di unità strutturali che il sistema contiene; l'unità di misura fondamentale «mole» ha la caratteristica di riferirsi ad entrambi. L'aspetto peculiare della mole sta proprio nel fatto che essa offre la possibilità di «contare» le entità elementari delle sostanze a livello microscopico (atomi, molecole, ioni, ecc.) «pesando» quantità macroscopiche delle sostanze e viceversa. Si tratta dunque di un concetto che fa da ponte tra il livello macroscopico delle sostanze ed il livello microscopico degli atomi e delle molecole [2]. Essere in grado di «contare pesando» è molto importante per i chimici, in quanto questi ricorrono al conteggio quando, ad esempio, «mettono a posto» i coefficienti delle reazioni, ma poi, a livello empirico, non sono in grado di contare direttamente le entità chimiche e possono solo pesare una certa massa della sostanza che le contiene.

3 – UN'INDAGINE SULLE CONCEZIONI DEGLI STUDENTI

Come già abbiamo ricordato, numerose sono le ricerche condotte sul problema dell'insegnamento e dell'apprendimento del concetto di mole, ed a queste avremmo potuto fare riferimento per segnalare le principali concezioni difformi degli studenti, non di rado conseguenza di un insegnamento non adeguato. Tuttavia ci è parso opportuno condurre una nuova indagine per avere dati di prima mano, relativi ad un certo numero di studenti di alcune scuole secondarie italiane. Naturalmente non abbiamo nessuna intenzione di estrapolare questi dati all'insieme degli allievi: di essi ci serviamo unicamente per rilevare le concezioni di cui sono portatori gli studenti interessati: è probabile che alcuni insegnanti ritengano questi risultati degni di attenzione.

Con questa indagine cerchiamo di dare risposta a tre interrogativi:

1. Quale idea hanno della mole gli studenti toccati dall'inchiesta?

2. Come spiegano l'identità numerica tra massa atomica o molecolare relativa e massa molare?

3. Come calcolano la massa in grammi di un atomo o di una molecola?

Lo strumento utilizzato per l'indagine è un questionario [15] nel quale si pongono agli studenti tre interrogativi a risposta aperta:

1) Secondo te, cosa è la mole?

2) Per una determinata sostanza chimica, la massa in grammi di una sua mole è identica, in valore numerico, alla massa relativa di una sua entità elementare (atomo o molecola) espressa in unità di massa atomica (u). Per esempio, la massa di una mole di ammoniaca è di 17,0 grammi; la massa molecolare relativa di una molecola di ammoniaca vale 17,0 u . Secondo te, come mai esiste questa identità nei valori numerici?

3) La massa atomica relativa di un atomo di ossigeno è 16,0 u . Secondo te, qual è la massa in grammi di un atomo di ossigeno?

Il questionario è stato somministrato a 177 studenti così ripartiti:

□ 114 studenti del quarto anno di sei classi di due Licei Scientifici;

□ 63 studenti delle classi terza, quarta e quinta del corso di chimica industriale di due Istituti Tecnici.

Gli studenti dei Licei Scientifici avevano affrontato il concetto di mole nel corso dell'anno scolastico; per quanto riguarda gli studenti degli ITIS, il concetto di mole viene affrontato nel corso del terzo anno.

3.1 - Risultati

Domanda n. 1 – Quale concezione hanno della mole gli studenti della scuola secondaria che hanno seguito almeno un corso di chimica?

è Soltanto 17 studenti (9,6%) hanno risposto alla prima domanda in modo appropriato, dando la definizione di mole del SI; tutti gli altri manifestano concezioni della mole che possono essere ritenute fraintendimenti di quest'ultima, in parte legate alle idee ormai obsolete di grammo-atomo e grammo-molecola.

è 40 studenti (22,6%) pensano che la mole sia un'unità di misura della quantità di sostanza, però la legano unicamente o al numero delle entità costitutive (atomi o molecole) di una

150 ² In effetti, nella sostanza composta cloruro di alluminio è presente l'elemento alluminio, ma non la sostanza semplice alluminio. Questa ambiguità verrebbe evitata usando l'espressione «quantità chimica» anziché «quantità di sostanza.»

sostanza, oppure alla massa atomica o molecolare.

La mole è un'unità di misura che serve per determinare quanti atomi o molecole sono presenti in una certa sostanza.

È un'unità di misura che mi indica quanta sostanza c'è in un campione in corrispondenza con il numero di grammi e si calcola con la massa molecolare.

è 29 studenti (16,4%) definiscono la mole come una quantità di sostanza che contiene un numero di Avogadro di particelle.

La mole è una determinata quantità di una sostanza che ha un numero fisso di particelle elementari pari al numero di Avogadro.

La mole individua una quantità di sostanza, esattamente $6,02 \times 10^{23}$ particelle di tale sostanza.

è 56 studenti (31,6%) ritengono che la mole sia la quantità in grammi di sostanza equivalente al peso atomico o molecolare.

La mole è la quantità in grammi di un singolo elemento pari al peso atomico.

Dicesi mole il peso molecolare di una data sostanza espresso in grammi.

è 19 studenti (10,7%) ritengono che la mole sia una certa quantità espressa in grammi.

È una piccolissima quantità di materia espressa in grammi.

La mole è una precisa quantità di un elemento espressa in grammi.

è Per 5 studenti (2,8%) la mole è uno strumento per effettuare calcoli.

La mole è la massa con cui si misura una certa quantità di un elemento, in modo che avendo un peso reale su cui basarsi si possono fare certi calcoli.

è 10 studenti (5,6%) danno risposte svariate, del tipo:

Una mole è il numero di atomi presenti nell'elemento.

La mole di un composto è la somma dei pesi atomici di ogni molecola.

È vero che, nel corso della prima metà

del 1900, il termine mole venne usato come sinonimo di grammo-atomo e di grammo-molecola; è evidente che, in queste accezioni, la mole corrisponde ad una massa, tanto è vero che essa veniva intesa in questo modo: *la quantità di sostanza chiamata mole corrisponde al suo peso molecolare (atomico, formula) espresso in grammi*³. Purtroppo, questo modo di intendere la mole è ancora condiviso da molti insegnanti ed è all'origine delle concezioni distorte della mole che si ritrovano presso gli studenti. Tale definizione della mole non è accettabile, in quanto la mole è riferita alla grandezza «quantità di sostanza» e non alla grandezza «massa», come fu chiarito durante il dibattito dei metrologi quando si trattò di inserire la mole tra le unità di base [16].

Parimenti non è accettabile la definizione della mole come numero, ossia $6,02 \times 10^{23}$ particelle, in quanto la costante di Avogadro è il valore determinato sperimentalmente per l'unità di misura mole e quindi non è l'unità di misura. Se uno studente dice che una mole contiene un numero di particelle dato dalla costante di Avogadro, non dice una cosa sbagliata, ma non sta dicendo cosa è la mole; sta esponendo una conseguenza della definizione SI dell'unità di misura fondamentale «mole». Se uno studente dice che una mole di una sostanza è la sua massa atomica o molecolare espressa in grammi, confonde la massa molecolare con la massa molare, cioè sovrappone il registro microscopico e quello macroscopico: una massa atomica (molecolare) espressa in grammi corrisponde ad un valore numerico dell'ordine di 10^{23} grammi. In conclusione, la sola definizione accettabile è quella SI in base alla quale è possibile spiegare l'identità numerica tra massa atomica o molecolare relativa di una sostanza e la sua massa molare.

Domanda n. 2

Come giustificano gli studenti l'identità numerica tra la massa atomica o molecolare di una sostanza espressa in unità di massa atomica e la sua massa molare espressa in grammi?

è Diciotto studenti (10,1%) non hanno risposto a questa domanda.

è Per 78 studenti (44%) le idee al

riguardo sono alquanto confuse.

L'identità dei valori numerici è data da una curiosa coincidenza.

Perché la massa degli elementi si misura rispetto all'uma⁴ che è uguale a $1,66 \times 10^{-24}$ grammi. Se noi moltiplichiamo la massa della mole per tale numero, essendo questo molto piccolo, il valore sarà praticamente uguale.

Perché un'uma corrisponde al numero di Avogadro ($6,022 \times 10^{23}$, sic!).

è Per 30 studenti (17%) si tratta di una comodità, di una convenzione che facilita il lavoro dei chimici.

Probabilmente è una convenzione per facilitare l'esperimento.

Esiste questa identità nei valori numerici per comodità.

Esiste l'identità nei valori numerici per facilitare i calcoli. Si è passati da un'unità di misura all'altra senza mai cambiare il valore numerico calcolato prima, per poter effettuare esperimenti pratici. Io non posso prelevare 17,0 u, ma posso prelevare 17,0 grammi.

è 17 studenti (9,6%) attribuiscono questa identità al fatto che esiste la corrispondenza tra unità di massa atomica e grammi ($1 \text{ u} = 1 \text{ g}$).

Poiché 1 uma corrisponde a 1 grammo.

è 22 studenti (12,4%) tentano di spiegare l'eguaglianza utilizzando algoritmi che coinvolgono diverse grandezze chimiche (u, massa molare, il «numero» di Avogadro, la massa di un atomo di carbonio ¹²C) senza però rispondere alla domanda.

*1 molecola di $\text{NH}_3 = 17,0 \text{ uma}$
1 mole di $\text{NH}_3 = 17,0 \text{ grammi}$
Bisogna allora moltiplicare per $1,66 \times 10^{24}$.*

Perché il peso di un atomo è $1,66 \dots \times 10^{-24}$ e vi sono $6,023 \times 10^{23}$ atomi in una mole ricordiamo: $1,66 \times 10^{-24} \cdot 6,023 \times 10^{23} = 0,999818$ cioè quasi rapporto 1 : 1.

è 12 studenti (6,8%) hanno risposto a questa domanda rifacendosi alla risposta data alla prima domanda.

La mole è la quantità in grammi corrispondente al peso molecolare e con-

³ In effetti, questa espressione è falsa. Ad esempio, la massa molecolare di una molecola d'acqua è 18 u, ma espressa in grammi è $2,9898 \cdot 10^{-23}$

⁴ Viene usato quasi sempre l'acronimo *uma* come simbolo dell'unità di massa atomica (per gli anglosassoni *amu*); è bene ricordare che il sistema SI accetta solo il simbolo *u*

tenente $6,022 \times 10^{23}$ particelle.

Esistono queste identità per la definizione data sopra.

In genere, le risposte sono inadeguate, le spiegazioni sono vaghe e parziali a causa dell'incapacità degli studenti di costruire un'argomentazione logica per stabilire una relazione tra il sistema di masse relative, costruito sulla base del valore convenzionale 12 attribuito all'isotopo ^{12}C , e la definizione della mole. È presente l'idea che si tratta di una convenzione, ma le ragioni di tale convenzione sono del tutto ignorate: domina una concezione di tipo strumentale, come se il concetto di mole fosse un artificio inventato dai chimici per rendere meno complicati i calcoli.

Domanda n. 3

Gli studenti utilizzano il concetto di mole per risolvere problemi quali il passaggio dalla massa atomica o molecolare di una sostanza espressa in unità di massa atomica alla massa in grammi di una entità elementare (atomo o molecola) di tale sostanza?

È Sono 68 (38,4%) gli studenti che danno una risposta corretta utilizzando due approcci diversi. Alcuni (46) dividono la massa molare per $6,02 \times 10^{23}$, altri (22) moltiplicano la massa relativa di $1/12$ dell'isotopo ^{12}C ($1,66 \times 10^{-24}$) per il numero atomico (16) dell'ossigeno.

È 78 studenti (44%) rispondono che un atomo di ossigeno pesa 16 grammi.

È 14 studenti (8%) applicano algoritmi errati per effettuare il calcolo.

È 7 studenti (4%) intuiscono quelli che devono essere gli ordini di grandezza, ma non padroneggiano il concetto di mole e quindi non sono in grado di rispondere.

È sicuramente un valore piccolissimo, perché se anche un atomo di ossigeno pesasse solo 1 grammo, saremmo schiacciati a terra dall'enorme peso che starebbe sopra di noi.

Un po' più della metà degli studenti usano concetti espressi nel definire la mole (domanda 1) per dare risposta all'interrogativo posto nella terza domanda, ma essi non possiedono una comprensione adeguata dei concetti che entrano in gioco nella definizione del-

la mole; si spiegano così le difficoltà che incontrano nel rispondere a questa domanda, come anche a quella precedente.

4 – QUALI INDICAZIONI PER L'INSEGNAMENTO?

Nel 1985 Henry Bent pubblicò sul Journal of Chemical Education [17] un articolo nel quale proponeva di escludere dalla scuola secondaria l'insegnamento del concetto di mole con queste argomentazioni:

The mole concept in chemistry is for mature students of chemistry... It's a waste of time to try to teach the mole concept to a person before they have learned to think atomistically and almost trivial to teach thereafter. For mature students of chemistry, the mole concept can be taught, can perhaps best be taught, mechanically, with computers.

Il concetto di mole non è adatto per studenti che frequentano un corso iniziale di chimica... È una perdita di tempo cercare di insegnare il concetto di mole a soggetti che non sono in grado di pensare in termini di atomi, mentre è quasi banale insegnarlo a quanti sono in grado di farlo. A studenti avanzati di chimica, il concetto di mole può essere insegnato, forse può essere insegnato meglio, in modo meccanico, ricorrendo ai computer.

George Gorin [18] rispose a questa presa di posizione di Bent affermando di non dividerla affatto in quanto: *Chemistry is a quantitative subject and measurements are, therefore, of paramount importance. Scientists and technologists all over the world have agreed on a system of measurement units, which have been defined more precisely than any others: the SI. In this system there are seven «base» units and mole is one of them. Chemists use it daily, because it is the most convenient unit to use in stoichiometric calculations. ... To be sure, some students have difficulty with the mole concept. Moreover, some teachers further this difficulty by confused or downright irrational «explanations».*

La chimica è una disciplina quantitativa e quindi le misure hanno una notevole importanza. Scienziati e tecnici di tutto il mondo si sono accordati su un sistema di unità di misura che sono state definite con grande precisione: il Sistema Internazionale (SI). In questo sistema vi sono sette unità «fondamentali» e la mole è una di queste. I chimici la

usano ogni giorno, in quanto si tratta dell'unità più appropriata per i calcoli stechiometrici. Non vi è dubbio che alcuni studenti hanno delle difficoltà con il concetto di mole. Inoltre, alcuni insegnanti contribuiscono ad alimentare queste difficoltà con spiegazioni confuse o sbagliate.

Indubbiamente, se si vuole restare alla chimica descrittiva, non vi è alcun bisogno di ricorrere al concetto di mole, così come non è il caso di fare appello agli orbitali. Però se si affronta l'aspetto quantitativo, allora il concetto è indispensabile. Non si può dunque essere d'accordo con la posizione sostenuta da Bent e, soprattutto, non è condivisibile la sua idea che il concetto di mole discenda dall'applicazione di un ragionamento semplice al modello atomico. Alcune ricerche [15,19,20, 21] mostrano che numerosi studenti incontrano non poche difficoltà ad acquisire il concetto di mole anche quando è stato loro insegnato in modo adeguato il modello atomico. Inoltre, come mostrano tutte le ricerche condotte sull'apprendimento del concetto di mole ed anche la nostra personale indagine, l'insegnante non può illudersi che sia sufficiente esporre in modo chiaro, usando i termini più appropriati, la definizione della mole adottata dal Sistema Internazionale, per far sì che gli studenti siano in grado di acquisire il concetto di mole e quindi di renderlo operativo, vale a dire utilizzabile per risolvere problemi. Secondo Staver e Lumpe [15], gli studenti non riescono a rendere operativo il concetto in quanto non riescono a capire come mai vi sia un'identità numerica tra massa relativa espressa in unità di massa atomica e massa molare espressa in grammi. Soltanto la piena comprensione di tale identità può, secondo questi ricercatori, portare un allievo a disporre di un concetto «operativo» e non verbale di mole e quindi dargli la possibilità di usarlo per risolvere problemi senza ricorrere a formule imparate a memoria o ad algoritmi senza senso. A nostro avviso, ciò dipende dal fatto che il concetto di mole è un concetto formale, ossia un concetto costruito con un processo di astrazione su idee; in effetti, nel concetto di mole entrano in gioco atomi, isotopi, masse atomiche relative, ossia «oggetti mentali» inventati dai chimici per spiegare la realtà. Per una parte consistente degli studenti, tali ragionamenti su idee possono risultare troppo impegnativi dal punto di vista cognitivo,

mentre per essi sarebbe molto più facile applicare il ragionamento ad oggetti concreti. Ci si può dunque porre il seguente problema: ***In quale modo è opportuno introdurre e strutturare il concetto di mole?***

Esclusa la possibilità di limitarsi a trasmettere la definizione della nozione di mole, restano percorribili altre due strade: 1) ricorrere alle analogie; 2) costruire un modello di mole al di fuori della chimica, come risposta al problema di mettere insieme un certo numero di oggetti troppo piccoli per poter essere contati direttamente, come accade per atomi e molecole. La via dell'analogia è praticata da tempo e la più utilizzata è quella della dozzina; questa però costituisce una rappresentazione sbagliata in quanto mole e dozzina si riferiscono a due situazioni ben diverse:

- la dozzina è un numero che non ha alcuna relazione con la massa delle «entità elementari» contate e quindi non permette di stabilire una relazione tra massa e numero di unità costitutive;

- la dozzina è un numero adimensionale, un valore fisso per il conteggio, fissato in modo arbitrario; la costante di Avogadro è un valore determinato sperimentalmente e quindi con limiti di incertezza, come già si è detto.

Ricorrere all'analogia della dozzina, o altre simili, porta a rinforzare negli studenti il concetto distorto che identifica la mole con il «numero di Avogadro». È quindi indispensabile prendere in considerazione la seconda alternativa, il che significa introdurre e sviluppare il concetto di mole nel contesto del «pensare per contare»: quando si vendono e si comprano quantità consistenti di oggetti molto piccoli (bottoni, chiodi, ecc.), di norma questi non vengono contati - ci vorrebbe troppo tempo - ma pesati. È quindi indispensabile progettare un percorso di apprendimento che parta da problemi di natura empirica ed abbia come sbocco l'introduzione della definizione SI della mole e la piena comprensione dell'identità numerica tra massa atomica o molecolare relativa espressa in unità di massa atomica e la massa molare espressa in grammi.

5 – UNA STRATEGIA PER COSTRUIRE IL CONCETTO DI MOLE

Come già abbiamo sottolineato, dalle ricerche condotte sull'apprendimento del concetto di mole si ricava che il problema fondamentale è la comprensione dell'identità numerica tra massa re-

lativa (atomica o molecolare) espressa in unità di massa atomica e massa molare espressa in grammi. È quindi necessario, in primo luogo, portare gli studenti ad acquisire l'idea di «massa convenzionale» e di «rapporto tra masse convenzionali». L'approccio che proponiamo consiste nel porre gli allievi di fronte ad una situazione problematica che non è un tradizionale esercizio di chimica, ma un vero e proprio rompicapo del tipo di quello di fronte al quale si trovarono i chimici quando cominciarono a riflettere in termini di relazioni quantitative tra corpi semplici e composti nelle reazioni chimiche. Però, anziché riflettere su «oggetti mentali» quali sono gli atomi e le molecole, gli allievi vengono messi in condizione di riflettere su (e lavorare con) oggetti concreti: i chiodi.

5.1 – Attività 1

Una situazione problematica

L'insegnante pone alla classe la seguente situazione problematica:

Disponiamo di quattro scatole, ognuna delle quali contiene chiodi di un certo tipo che possiamo chiamare chiodi C1, C2, C3 e C4. Si tratta di chiodi che hanno tutti la stessa forma, sono tutti costituiti dello stesso materiale, ma hanno dimensioni diverse. Si devono preparare quattro mucchietti, uno per tipo di chiodo, costituiti ognuno dallo stesso numero ($N \pm n$) di chiodi (C1, C2, C3 e C4) senza contarli e senza determinare la massa dei singoli chiodi. Inizialmente, infatti, si dispone unicamente di una bilancia a due piatti senza masse campione di riferimento. Come fare?

Si tratta di un problema alquanto difficile che impegna notevolmente gli allievi per cui conviene farli lavorare a piccoli gruppi. Per risolvere il problema, gli allievi devono assumere come riferimento un chiodo (C1 oppure C2 oppure C3 oppure C4) e attribuirgli una massa arbitraria. Tale idea non è affatto banale, ma può essere elaborata gradualmente nel contesto di una discussione collettiva che non è sicuramente facile per gli allievi e mette a dura prova anche l'insegnante. Infatti, nel corso delle attività, egli sarà più volte tentato (a volte le parole sfuggono...) di fornire direttamente le informazioni che potrebbero permettere agli studenti di superare le difficoltà di fronte alle quali si trovano. Proprio in queste occasioni, è necessario che l'insegnante sappia controllarsi, in modo da sostituire

la risposta risoltrice dell'esperto con una domanda o un invito (provate un po' a pensare così e così) che indirizzi l'attività mentale degli allievi nella buona direzione.

Per poter risolvere il problema, gli allievi devono elaborare l'idea che l'unica strada percorribile è quella di assumere come riferimento un chiodo di un certo tipo e stabilire delle equivalenze tra la massa di questo chiodo e quelle degli altri chiodi. Solo quando questa idea viene proposta e condivisa dagli studenti, allora si è superato un primo, importante ostacolo. In base alle nostre sperimentazioni, possiamo dire che il modo di procedere migliore consiste nel richiedere agli allievi, organizzati in piccoli gruppi, di progettare una strategia per risolvere il problema, giustificando tutto ciò che propongono di fare; ogni proposta viene poi comunicata a tutta la classe che la discute. In questo modo, con un lavoro prima individuale e poi collettivo e procedendo per tentativi ed errori, si giunge sicuramente, anche con l'intervento discreto ed intelligente dell'insegnante, ad elaborare una strategia di base che poi ogni gruppo svilupperà nel modo che ritiene più opportuno.

Ecco quanto è avvenuto in una classe del biennio (seconda) di un istituto tecnico⁵. Gli allievi hanno a disposizione i chiodi C1, C2, C3 e C4: C1 è il più piccolo, C4 è il più grande. Con una discussione collettiva iniziale si è elaborato un piano generale di azione. A seguito di questo, i gruppi decidono di assumere come riferimento il chiodo C4; i gruppi si accordano per non lavorare tutti con lo stesso numero di chiodi.

Gli allievi tentano inizialmente di bilanciare esattamente la massa di un certo numero di chiodi C4 (per esempio, cinque) con un certo numero di chiodi C1, oppure C2 oppure C3. In nessun caso la cosa è possibile. Il problema si pone per tutti i gruppi, per cui si rende necessaria una riflessione comune per vedere come superare la difficoltà. Diverse idee vengono proposte, ma alla fine ci si rende conto che, se si vuole procedere in modo spedito, si può adottare una strategia molto semplice: si determina il numero massimo di chiodi C1 che possiede una massa inferiore a quella di cinque chiodi C4 (ad esempio N) e il numero minimo di chiodi C1 che possiede una massa su-

⁵ La sequenza è stata sperimentata anche in una classe terza di indirizzo chimico. Mediamente sono necessarie 15 ore per completarla.

periore a quella di cinque chiodi C4 ($N + 1$); si calcola il valore medio e lo si assume come risultato; si procede poi allo stesso modo per gli altri tipi di chiodi (C2 e C3).

Ecco i dati raccolti da tre gruppi:

Gruppo 1 - La massa di dieci chiodi C4 equivale alla massa di:

52-53 chiodi C1 ossia 52,5 chiodi C1
24-25 chiodi C2 ossia 24,5 chiodi C2
15-16 chiodi C3 ossia 15,5 chiodi C3
Di conseguenza, la massa di un chiodo C4 equivale alla massa di:

- *5,25 chiodi C1
- *2,45 chiodi C2
- *1,55 chiodi C3

Gruppo 2 - La massa di cinque chiodi C4 equivale alla massa di:

27-28 chiodi C1 ossia 27,5 chiodi C1
12-13 chiodi C2 ossia 12,5 chiodi C2
7-8 chiodi C3 ossia 7,5 chiodi C3
Di conseguenza, la massa di un chiodo C4 equivale alla massa di:

- *5,50 chiodi C1
- *2,50 chiodi C2
- *1,50 chiodi C3

Gruppo 3 - La massa di 7 chiodi C4 equivale alla massa di:

36-37 chiodi C1 ossia 36,5 chiodi C1
16-17 chiodi C2 ossia 16,5 chiodi C2
10-11 chiodi C3 ossia 10,5 chiodi C3
Di conseguenza, la massa di un chiodo C4 equivale alla massa di:

- *5,21 chiodi C1
- *2,36 chiodi C2
- *1,50 chiodi C3

Calcolando i valori medi, avremo:
chiodi C1: $m_1 = (5,21 + 5,50 + 5,25) / 3 = 5,32$
chiodi C2: $m_2 = (2,36 + 2,50 + 2,45) / 3 = 2,44$
chiodi C3: $m_3 = (1,50 + 1,50 + 1,55) / 3 = 1,52$

In conclusione, in termini di massa, 1 chiodo C4 equivale a: 5,32 chiodi C1; 2,44 chiodi C2; 1,52 chiodi C3.

5.2 - Attività 2

La massa di riferimento convenzionale e l'unità di massa chiodica

A questo punto, è sufficiente assegnare un valore arbitrario alla massa del chiodo scelto come riferimento (massa che dovrà essere espressa in una opportuna unità di misura) per pervenire alle masse relative degli altri chiodi espresse nella stessa unità.

Se si attribuisce al chiodo C4 la massa convenzionale 20,00 avremo che le masse convenzionali dei chiodi sono:
Chiodo C1: $20,00 / 5,32 = 3,76$
Chiodo C2: $20,00 / 2,44 = 8,20$

Chiodo C3: $20,00 / 1,52 = 13,16$

Chiodo C4: $20,00 / 1,00 = 20,00$

In quale unità di misura sono espressi questi valori? Si tratta di un'unità convenzionale che l'insegnante propone di chiamare **unità di massa chiodica (umc)**.

Per calcolare i rapporti tra le masse relative è sufficiente dividere tutti i valori per il più piccolo e si ottiene:

C1 : C2 : C3 : C4 = 3,76 umc : 8,20 umc : 13,16 umc : 20,00 umc = 1,00 : 2,18 : 3,50 : 5,32.

Questi sono i rapporti tra le masse relative dei chiodi C1, C2, C3 e C4. Ciò che risulta particolarmente interessante è il fatto che, qualunque tipo di chiodo venga scelto come riferimento e qualunque massa convenzionale gli si attribuisca, si arriva sempre agli stessi rapporti.

Ad esempio, un gruppo (opportuna-mente consigliato dall'insegnante...) ha attribuito al chiodo C2 la massa relativa 12,00 umc. Poiché, come già sappiamo, 2,44 chiodi C2 equivalgono a 5,32 chiodi C1, 2,18 chiodi C1 equivalgono a 1 chiodo C2; se la massa convenzionale del chiodo C2 vale 12 umc, la massa convenzionale del chiodo C1 vale: $12 / 2,18 = 5,50$ umc. Nel caso del chiodo C3 si calcola che ognuno di questi equivale a 1,60 chiodi C2, per cui la massa convenzionale del chiodo C3 vale 19,20 umc. Con lo stesso ragionamento si calcola che la massa convenzionale del chiodo C4 vale 29,28 umc.

Le masse relative dei chiodi sono dunque:

Chiodo C1: 5,50 umc

Chiodo C2: 12,00 umc

Chiodo C3: 19,20 umc

Chiodo C4: 29,28 umc

Dividendo tutti i valori per il più piccolo (5,50 umc) si ottengono i rapporti tra le masse relative:

C1 : C2 : C3 : C4 = 1,00 : 2,18 : 3,50 : 5,32

Come si vede, sono valori uguali a quelli calcolati in precedenza.

La conclusione è dunque la seguente: **in un sistema convenzionale di masse relative per i chiodi C1, C2, C3 e C4, queste stanno fra loro nei seguenti rapporti:**

C1 : C2 : C3 : C4 = 1,00 : 2,18 : 3,50 : 5,32

Quindi, **scegliendo un qualsiasi chiodo come riferimento, e attribuendogli una massa convenzionale, è possibile stabilire la massa convenzio-**

nale relativa degli altri chiodi. Tali masse relative variano al variare del chiodo assunto come riferimento e/o della massa convenzionale che gli viene attribuita; però i rapporti delle masse convenzionali hanno sempre gli stessi valori.

Questi rapporti sono validi anche per le masse vere? In genere, la classe arriva rapidamente a riconoscere che tali rapporti valgono anche per le masse espresse in grammi (chilogrammi).

5.3 - Attività 3

Condividere una soluzione

È ora possibile dare risposta al problema posto dall'insegnante? Gli studenti, riuniti in piccoli gruppi, vengono invitati a riflettere su quest'ultimo aspetto del problema iniziale ed a presentare la soluzione ipotizzata a tutta la classe. In genere, due sono le soluzioni proposte:

1. Vi è chi fa riferimento alle masse convenzionali relative dei singoli chiodi e sostiene che vi deve essere lo stesso numero di chiodi in:

3,76 kg di chiodi C1; 8,20 kg di chiodi C2; 13,16 kg di chiodi C3 e 20,00 kg di chiodi C4 nel caso in cui si attribuisca al chiodo C4 la massa convenzionale 20,00 umc.

5,50 kg di chiodi C1; 12,00 kg di chiodi C2; 19,20 kg di chiodi C3 e 29,28 kg di chiodi C4 nel caso in cui si attribuisca al chiodo C2 la massa convenzionale 12,00 umc.

2. Vi è chi fa riferimento ai rapporti tra le masse relative dei singoli chiodi (C1 : C2 : C3 : C4 = 1,00 : 2,18 : 3,50 : 5,32) e sostiene che questi stessi rapporti esisteranno tra mucchietti che contengano tutti lo stesso numero (N) di chiodi. Quindi se in 1,00 kg di chiodi C1 vi sono N chiodi, lo stesso numero N sarà contenuto in 2,18 kg di chiodi C2, 3,50 kg di chiodi C3 e 5,32 kg di chiodi C4. L'insegnante fa riflettere gli allievi su questa conclusione al fine di mettere in evidenza che, in questo caso, è come se si attribuisse la massa convenzionale di 1,00 umc al chiodo più piccolo.

È quindi possibile fissare le condizioni per poter preparare quattro mucchietti di chiodi di tipo diverso che contengono tutti lo stesso numero di chiodi, senza contare i chiodi e senza misurare la massa di ogni singolo chiodo. Tutto il ragionamento è stato condotto sulla base delle **masse relative convenzionali** espresse in **unità di massa chiodica (umc)**.

Evidentemente, l'unità di massa chiodica è l'analogo, a livello empirico, dell'unità di massa atomica. A questo punto, l'insegnante può esporre il procedimento seguito inizialmente dai chimici per calcolare le masse atomiche relative degli elementi, chiedendo agli allievi di effettuare gli opportuni collegamenti con il lavoro eseguito sui chiodi.

5.4 – Attività 4

Dall'unità di massa chiodica alla chiole

L'insegnante può ora proporre agli allievi di affiancare all'unità di massa chiodica, un'altra unità di misura relativa ad una certa quantità di chiodi. Il ragionamento che sviluppa con gli allievi è il seguente. Consideriamo ad esempio il chiodo C2 al quale si è attribuita massa convenzionale 12,00 umc e pesiamo 12,00 chilogrammi di tali chiodi. In questo mucchietto di chiodi C2 sarà contenuto un certo numero di chiodi che possiamo indicare con **N**: diremo dunque che in 12,00 kg di chiodi C2 sono contenuti **N** chiodi C2. In base al lavoro svolto in precedenza, sappiamo che lo stesso numero di chiodi sarà contenuto in 5,50 kg di chiodi C1; 19,20 kg di chiodi C3 e 29,28 kg di chiodi C4. Questo nel caso in cui si attribuisca al chiodo C2 la massa convenzionale 12,00 umc.

L'insegnante propone ora agli allievi di adottare un'altra unità di misura - la **chiole** - definita in questo modo:

una chiole di chiodi è il mucchietto che contiene tanti chiodi quanti sono quelli presenti in 12,00 kg del chiodo C2 al quale è stata attribuita la massa convenzionale 12,00 umc.

Analizzando questa definizione, si arriva a mettere in evidenza che la chiole esprime contemporaneamente una massa ed un numero di chiodi; non è solo una massa, nel qual caso si potrebbe ricorrere all'unità di misura chilogrammo del SI; non è unicamente un numero, nel qual caso sarebbe sufficiente ricorrere ad un conteggio. Si tratta di una quantità particolare che si potrebbe chiamare **quantità chiodica**. Di conseguenza: **La chiole è l'unità di misura di una grandezza che possiamo chiamare quantità chiodica.**

L'insegnante fa notare che, nella definizione della chiole, si impone l'identità numerica (12) tra la massa convenzionale del chiodo C2, posta arbitrariamente uguale a 12,00 umc, e la massa

in chilogrammi di una chiole di questi chiodi (12,00 chilogrammi). In base al lavoro svolto in precedenza, risulta dunque che, anche per gli altri chiodi (C1, C3 e C4), un mucchietto che contenga un numero **N** di chiodi C1 avrà massa 5,50 kg; un mucchietto che contenga un numero **N** di chiodi C3 avrà massa 19,20 kg; un mucchietto che contenga **N** chiodi C4 avrà massa 29,28 kg.

In altre parole:

una chiole di chiodi C1 contiene N chiodi C1 e ha massa 5,50 kg; una chiole di chiodi C3 contiene N chiodi C3 e ha massa 19,20 kg; una chiole di chiodi C4 contiene N chiodi C4 e ha massa 29,28 kg.

5.5 – Attività 5

La definizione di mole e la costante di Avogadro

A questo punto, l'insegnante propone agli allievi di passare alla chimica e presenta la definizione dell'unità di misura più significativa per la determinazione delle quantità in chimica: la mole, così come proposta dal Sistema Internazionale:

La mole è la quantità di sostanza (quantità chimica) di un sistema che contiene tante entità elementari quanti sono gli atomi in 0,012 kg di carbonio 12 (¹²C); il suo simbolo è mol

Egli fa notare che anche in questo caso, come si è fatto con i chiodi, i chimici hanno assegnato una massa convenzionale (in unità di massa atomica, *u*) ad una unità chimica (l'atomo di Carbonio ¹²C) e poi hanno definito la mole imponendo una quantità in grammi uguale, in valore numerico, alla massa convenzionale. Tale identità di valori è dunque imposta, e la decisione è comprensibile alla luce del lavoro svolto sui chiodi nella prima parte: infatti solo in questo modo i chimici hanno la possibilità di mettere in comunicazione il livello macroscopico (le masse in chilogrammi) con quello microscopico (il numero di entità elementari che sono presenti in tali masse). In altre parole, solo in questo modo i chimici riescono a «contare pesando». Il parallelo tra i chiodi e le unità strutturali della chimica è di notevole aiuto per gli studenti, i quali riescono abbastanza agevolmente ad acquisire la relazione tra massa relativa (atomica e molecolare) di una sostanza e massa molare della stessa; avendo a disposizione le masse ato-

miche, la grande maggioranza dei soggetti è in grado di indicare la massa in grammi di una mole di atomi di sodio o di molecole di dicloro o tetrafosforo. Rimane il problema del numero **N** che, nel caso dei chiodi, non abbiamo neanche cercato di determinare. Anche nel caso della mole si parla di un certo numero di entità elementari: quanto vale questo numero? Come viene determinato il suo valore?

La costante di Avogadro

Il numero di entità chimiche contenute in una mole è **costante** in quanto ogni mole contiene lo stesso numero di unità costitutive. Questa costante prende il nome di **costante di Avogadro** (simbolo N_A); non già perché sia stata proposta o determinata da Avogadro, ma come omaggio al grande chimico italiano il quale propose l'ipotesi che *volumi eguali di tutti i gas, nelle stesse condizioni di temperatura e pressione, contengono lo stesso numero di unità costitutive*. Egli non avanzò alcuna supposizione sul valore di tale grandezza che viene determinato a partire da misure di pressione osmotica, di tensione superficiale, ecc. Un primo valore venne ricavato dai dati sperimentali raccolti da Loschmidt [22] per determinare il diametro di una molecola; altri valori furono ottenuti da vari studiosi (Van der Waals, Rayleigh, Lord Kelvin, ecc.) e tali valori erano tutti compresi tra 4×10^{23} e 10^{24} . Un valore particolarmente attendibile della costante di Avogadro fu ottenuto dal chimico francese Jean Perrin studiando il movimento delle particelle in sospensione nelle soluzioni colloidali di resine, preparate in modo di ottenere granelli di dimensioni uniformi; egli postulò che a questi granelli si potessero applicare le leggi dei gas. Mediante un dispositivo sperimentale ingegnoso, Perrin giunse a determinare per la costante di Avogadro il valore $6,8 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$. Come già si è detto, esistono circa venti metodi sperimentali diversi per determinare il valore della **costante di Avogadro** (N_A), per la quale si ammette oggi il valore:

$N_A = (6,022045 \pm 0,000031) \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$. Abitualmente si usa l'espressione **numero di Avogadro**, ma tale denominazione non è corretta. Un numero è adimensionale, in quanto si tratta del risultato di un conteggio e non è riferito ad alcuna unità di misura. In questo caso, però, si fa riferimento ad una unità di misura ben definita - la mole - e con la costante di Avogadro si indica il nu-

mero di entità elementari contenute in una mole: quindi la sua dimensione è mol^{-1} .

6 – CONCLUSIONE

Secondo la maggior parte dei ricercatori che si sono interessati dell'insegnamento e dell'apprendimento della nozione di mole, le difficoltà che incontrano gli allievi ad acquisire questo concetto dipendono essenzialmente da due motivi. In primo luogo, la mole assume connotazioni diverse a seconda degli insegnanti, a causa delle loro «concezioni personali» ancora fortemente influenzate dagli usi «storici» della mole e quindi dalle idee di grammo-atomo e di grammo-molecola a questa associate. Con ogni probabilità, ciò è dovuto al fatto che gli insegnanti ignorano l'esistenza della definizione della mole adottata dal SI oppure al fatto che, pur conoscendola, continuano a leggerla alla luce delle vecchie idee, ossia a considerarla o unicamente una massa o unicamente un numero. In entrambi i casi, il risultato è lo stesso: si ignora che è stata definita la grandezza fisica fondamentale **quantità di sostanza** o **quantità chimica** e che la mole è la sua unità di misura. In questo modo si rischia di non poter mai arrivare a comprendere come mai esiste una identità numerica tra massa atomica o molecolare relativa espressa in unità di massa atomica e massa molare espressa in grammi.

Se un insegnante ritiene opportuno (come sarebbe auspicabile) non fare più ricorso a modi di intendere la grandezza fondamentale della chimica quantitativa ormai superati, non gli rimane che collocare la «quantità chimica» tra le grandezze fisiche fondamentali (lunghezza, tempo, massa, ecc.) accoppiandola alla sua unità di misura: la mole. A questo punto, l'insegnante si trova di fronte ad un problema squisitamente didattico, legato alle difficoltà di apprendimento di un concetto, come quello di mole, di natura «formale». I concetti formali delle scienze della natura non rimandano ad oggetti materiali dei quali si possono cogliere, con un processo di astrazione empirica, gli attributi essenziali. Un concetto formale non viene «desunto» dalla realtà, ma «presunto», in quanto il pensiero co-

struisce un insieme di proposizioni e di relazioni postulate come «invarianti»: è questo insieme che costituisce il concetto.

Gli allievi non sono in grado di costruire i concetti formali con un processo induttivo a partire dalla realtà; a tali concetti essi possono accedere unicamente grazie ad un processo di «trasmissione sociale». Questo non significa fornire loro delle definizioni accurate, come avviene abitualmente nell'insegnamento, con tutte le conseguenze negative che ciò comporta e di cui buona parte degli insegnanti è consapevole [23]. L'insegnamento per definizioni dei concetti formali non è efficace per due ragioni: da una parte, l'accesso ad un concetto formale implica, per il soggetto che apprende, cambiamenti concettuali così importanti da rendere pressoché impossibile la sua integrazione immediata, dall'altra, i concetti formali acquistano un senso solo se messi in relazione con situazioni concrete, empiriche e con interrogativi relativi a queste. In altre parole, anche se l'apprendimento dei concetti formali richiede che si prendano le distanze dal concreto, l'accesso a tali concetti esige un confronto stretto con l'esperienza. Nel caso della mole, si può ritenere che lavorando sulla situazione sperimentale del «conteggio mediante pesata» sia possibile portare gli allievi a costruire le ipotesi necessarie per comprendere una tale operazione sia a livello empirico (i chiodi), sia a livello di modello particellare (le unità strutturali della chimica).

BIBLIOGRAFIA

- [1] W. Kieffer, Editoriale. *J. Chem. Educ.*, **38**, 51, 1961
- [2] P. Mirone, I cento anni della mole. *CnS*, **XXI**, 1, 1999
- [3] P. Mirone, Perché la chimica è difficile. *CnS*, **XXI**, 67, 1999
- [4] G. Gorin, «Chemical amount» or «Chemiance». Proposed names for the Quantity Measured in Mole Units. *J. Chem. Educ.*, **59**, 508, 1982
- [5] G. Gorin, Mole and Chemical Amount, *J. Chem. Educ.* **72**, 114, 1994
- [6] R.C. Rocha-Filho, A proposition about the quantity of which Mole is the SI unit. *J. Chem. Educ.*, **67**, 139, 1990
- [7] G. S. Kell, Let n be the psammy.

Nature, **267**, 665, 1997

- [8] R. G. Forbes, Amount of substance : an alternative proposal. *Phys. Educ.*, **13**, 269, 1978
- [9] T. P. Kohman, Molar and Equivalent Amounts and Concentrations. *J. Chem. Educ.*, **64**, 246, 1987
- [10] M. Bernard, Quantité de matière et notions connexes. *Bulletin de l'Union des Physiciens*, 600, 497, 1978
- [11] W. Kieffer, *Il concetto di mole in chimica*. Progresso tecnico Editoriale, Milano, 1964
- [12] E. Boyko, J. Bellivan, Surface tension and Avogadro's number. *J. Chem. Educ.*, **63**, 671, 1986
- [13] H. Kruglak, Brownian movement and Avogadro's number. *J. Chem. Educ.* **65**, 732, 1988
- [14] T. Szell, An approximate determination of Avogadro's constant. *J. Chem. Educ.* **57**, 735, 1980
- [15] J. R. Staver, A. T. Lumpe, Two investigations of students' understanding of the mole concept and its use in problem solving. *J. Res. Sci. Teach.*, **32**, 177, 1995
- [16] F. Turco, L. Cerruti, Osservazioni sulla quantità di sostanza e sulla mole II. Breve storia di una grandezza fondamentale. *CnS*, **XXIV**, 147, 2003
- [17] H. Bent, Should the mole concept be X-rated?. *J. Chem. Educ.*, **62**, 59, 1985
- [18] G. Gorin, Should We "Teach The Mole"? *J. Chem. Educ.*, **62**, 192, 1985
- [19] D. Gabel, R. Sherwood, L. Enochs, Problem solving skill of high-school chemistry students. *J. Res. Sci. Teach.*, **21**, 221, 1984
- [20] H. Strömdahl, A. Tullberg, L. Lybech, The qualitatively different conceptions of 1 mol. *Int. J. Sci. Educ.*, **16**, 17, 1994
- [21] A. Tullberg, H. Strömdahl, L. Lybech, Students' conceptions of 1 mol and educators' conceptions of how they teach the mole. *Int. J. Sci. Educ.* **16**, 145, 1994
- [22] L. Cerruti, *La mole. Uno studio sulla epistemologia regionale dei chimici*. Monografia n. 17. Torino, Istituto di Metrologia, 1984.
- [23] C. Cattadori, A. Serafini, Molecole, moli e ... pastine. *CnS*, **XXII**, 169, 2000