

SILVIO GORI*

Misconoscenze nell'uso dell'S.I.**

Misconceptions in using S.I.

Summary – Examining several chemistry books (chemistry for secondary school, analytical chemistry for students specialised in chemistry, stoichiometry, and general chemistry for the first year of the university studies) some errors emerged that were widely diffused using quantities and units. Twenty years after the law that proclaimed the International System as unique legal system «for all scientific, technical and commercial purposes» some errors might be corrected. Actually, they are already present in books typed in 2000-2001 and some of them were errors even in the old Giorgi system. These problems are widely present in Italian books; abroad the question is treated more professionally.

1. INTRODUZIONE

1.1. La nascita degli errori sui libri di testo di chimica

Un libro di testo di solito è un libro per i principianti in una disciplina. In esso il linguaggio deve essere abbastanza semplice e i concetti fondanti devono essere spiegati a partire dal livello (presunto) del lettore. Un testo universitario specialistico è scritto da uno specialista dell'argomento.

Un testo universitario di base viene scritto da un docente universitario che, specialista in una o più discipline, si è assunto il compito di dare una panoramica della chimica specialistica a persone che hanno seguito solamente un corso di base; in pratica si ritiene che il lettore sia praticamente digiuno dell'argomento e si parte da zero. Almeno in teoria, perché alcune preconcoscenze su un linguaggio di base comune (linguistiche, matematiche, fisiche) devono essere date per scontate, in una facoltà scientifica, anche al livello di partenza.

* ITIS «Facchinetti» Castellanza (VA) – Università di Pavia – SILSIS-PV.

** Relazione presentata al X Convegno Nazionale di «Storia e Fondamenti della Chimica» (Pavia, 22-25 ottobre 2003).

1.1.1. Questo è uno dei punti critici di questo tipo di lavoro: quali sono, in realtà, le preconoscenze di un diplomato? Quali le sue capacità di decodificare in modo corretto ciò che legge?

E quali sono le sue capacità di acquisire concetti, relativi a diverse parti della chimica, in modo non ambiguo e senza sviluppare (o confermare) misconoscenze che gli impediranno in seguito di proseguire la propria maturazione culturale? Vero è che il corso propedeutico viene seguito da molti altri corsi che in diversi casi riaggiustano alcune di queste problematiche, ma non tutte.

Alcuni argomenti sono di base, e di base restano: una volta acquisiti, rimangono per la vita, comprese le misconoscenze.

Ricordate le storie di Colombo e di Galileo?

1.1.2. Un altro punto critico sono le conoscenze e misconoscenze dello scrittore su alcuni argomenti, spesso studiati, a suo tempo, nella chimica di base e mai approfonditi. In questi casi lo scrittore medio si riferisce ad altri libri pubblicati e trasferisce in modo acritico interi capitoli, unità didattiche o moduli.

In questo modo, le conoscenze così ereditate vengono perpetuate nel tempo e diventano man mano verità acquisita e indiscutibile. È anche vero che è stupido reinventare ogni volta l'acqua calda; e che sarebbe disturbante non avere una base comune di conoscenze.

1.1.3. Però nel tempo la scienza e la società evolvono; e, di tanto in tanto bisognerebbe rivisitare le basi della conoscenza disciplinare per integrarvi man mano le nuove scoperte e le nuove leggi.

Questo viene fatto, a volte, ma non sempre. Leggendo molti testi di chimica di base si trovano spesso espressioni e modi di pensare ancora ottocenteschi, a partire dall'enunciato della legge della costanza delle masse enunciata da Lavoisier, come vedremo.

La mancata traduzione in termini moderni della terminologia usata fa ancora parlare di bilancio di massa quando negli esempi si trovano, secondo i casi, quantità di sostanza, concentrazioni o attività chimiche. E questo, a sua volta, fa nascere problemi non indifferenti in seguito, come vedremo.

1.1.4. Altri problemi sorgono ai livelli scolastici minori: dato che il livello culturale e cognitivo è minore, si «semplificano» a volte i testi universitari di base, di solito per omissione dei punti ritenuti più difficili o inutili, ritagliando qua e là, spesso eliminando i connettivi logici.

Oppure, seguendo la linea di pensiero che vuole una ricapitolazione dell'ordine storico delle scoperte (come se fosse l'equivalente di una ricapitolazione logica o didattica e come se la scienza evolvesse in modo sempre lineare), si mantengono in vita vecchie idee che sono da tempo superate. E quelle attuali, in fondo al testo, in

pratica spariscono spesso durante l'uso didattico, per mancanza di tempo o per l'esigenza di non dover modificare più volte il paradigma di riferimento. Esigenza che, anche volendo, non può essere esplicitata per problemi di tempo (come minimo).

Per cui lo studio della termodinamica termina con le equazioni di Gibbs (1890) o addirittura col secondo principio (1850), la teoria delle reazioni acido-base si basa molto sulle intuizioni di Arrhenius (prima e seconda teoria: 1870-1890) e poco su quelle di Bronsted e Lewis (1923), le quali, a loro volta, avrebbero bisogno di una ripulitura con l'eliminazione delle concentrazioni o delle pressioni dalle costanti di equilibrio, che sono adimensionali (Gibbs, 1890; $\Delta G^\circ = -RT \ln K$); *Et coetera, et coetera*.

1.2. Ambiguità didattiche e misconoscenze

Alcune di queste derivano dalle parti iniziali della conoscenza scientifica, cioè dal problema della descrizione dei sistemi, dalla definizione delle variabili e delle grandezze misurabili.

Spesso derivano dall'uso di frasi ambigue, cioè ininfluenti per chi conosce la materia; per esempio «grammi per litro» è chiaramente l'unità di misura di una grandezza intensiva. Ma l'uso della parola «per» indicando un rapporto o una divisione, operazioni notoriamente difficili, porta facilmente a tradurla a «grammi in un litro», che sembra sintatticamente (e didatticamente) più semplice, però fa diventare estensiva la grandezza misurata, generando così una misconoscenza abbastanza grave.

1.2.1. La conservazione della massa

L'enunciazione della legge della conservazione della massa (Lavoisier) è un momento importante nella storia della chimica, più o meno il momento iniziale della chimica scientifica, perché egli considera nei suoi conti e nelle sue misure, anche la massa delle sostanze gassose.

Però Lavoisier stesso dice anche che: «si comincia a parlare di chimica quando si abbandona lo studio delle variabili indifferenziate, e si cominciano a studiare le variabili legate alla qualità delle sostanze».

Cioè quando si abbandona la massa, e quando si comincia ad occuparsi delle sostanze in quanto tali.

Uno dei suoi problemi, infatti, è quello di riuscire a stabilire se una sostanza è un elemento o un composto ed ha, in proposito, l'idea evolutiva che «considererà elementare ogni sostanza che, per il momento e con i mezzi disponibili, non sia ulteriormente scomponibile in sostanze più semplici».

Genialità ed umiltà verso la natura, coscienza delle proprie capacità e dei limiti della tecnica si fondono in queste parole. Caratteristiche che non risaltano invece

dai testi, dove si parla solo della «costanza delle masse» o di «costanza della massa totale» durante la reazione, invece che di «costanza delle masse di ogni elemento».

Che è quel che serve per cominciare ad impostare in modo culturalmente corretto il problema del bilanciamento delle reazioni; **oggi, non nel 1784.**

In un testo di introduzione all'analisi chimica (per periti chimici) si dice testualmente, per giustificare l'esistenza degli atomi:

«... – nelle combinazioni chimiche le particelle materiali mostrano di disgiungersi e di ricongiungersi restando sempre intere perché la massa si conserva (*Lavoisier*); ...»
Pur estrapolata dal contesto, la frase riporta il pensiero di Lavoisier in un modo che ben possiamo definire criptico per un sedicenne attuale: a quali particelle si riferisce Lavoisier?

E riesce a dimostrare che sono intere solo perché la massa si conserva?

E inoltre, quale massa? la massa di che? 35 g di ossigeno equivalgono a 35 g di cloro?

Attualmente dovremmo forse dire che si conserva la quantità degli elementi (misurata in moli di ogni elemento, ovviamente, con i multipli e sottomultipli che servono).

1.2.2. La massa e la quantità delle sostanze

Bisogna tener conto che la grandezza «quantità della sostanza» viene accettata dal CGPM solo nel 1961, all'inizio della fondazione dell'SI, «per tener conto delle esigenze dei chimici».

Sono passati cinquanta anni; sono pochi per integrarne la conoscenza nella cultura chimica?

Forse sì, dato che nel 2000 è stata pubblicata ancora in un libro di stechiometria (per periti chimici) la definizione di grammoformula (e non come riferimento storico!), con la vecchia definizione («la massa in grammi, pari a ...»).

La grandezza «quantità della sostanza», viene esplicitato nei documenti preparatori del CGPM, «non è né un numero né una massa»¹. Altrimenti non sarebbe una grandezza «fondamentale», fondamentalmente diversa dalle altre sei (o otto).

Quindi affermare che «la massa esprime la quantità di materia contenuta in un corpo» è una affermazione tanto comune quanto erronea.

1.2.2.1. La massa e il peso dei corpi

Che la massa sia il rapporto tra peso e accelerazione di gravità è un concetto abbastanza ricordato, perché si ripropone sempre la contrapposizione tra peso sulla Terra e il peso sulla Luna, che è un sesto. Quello che si dimentica è che TUTTE le bilance (tranne i dinamometri a molla) comparano in realtà delle masse, perché sulla Terra il peso varia in funzione della latitudine (nozione talvolta ricordata), ma anche dell'ora (nozione di solito dimenticata; si parla a volte delle maree, ma ci si

dimentica che queste nascono da una differente accelerazione di gravità indotta dalla Luna e dal Sole che con una periodicità di due volte al giorno aumentano o diminuiscono g .

È un problema banale legato al fatto che il baricentro del sistema Terra-Luna-Sole non coincide col centro di rotazione della Terra, che sarebbe facile da spiegare quando si parla delle maree.

Ma, secondo un autore, «le maree sono moti essenzialmente orizzontali, ...», quindi ...

Per definizione la massa è il rapporto fra la forza applicata ad un corpo e l'accelerazione che ne risulta; oppure quella grandezza che appare nella legge della gravitazione universale.

Per lungo tempo si è cercato di differenziare la massa gravitazionale da quella inerziale, ma finora tutti gli esperimenti hanno dato uguali valori per le due grandezze; per cui le due definizioni di massa devono essere ritenute equivalenti e/o complementari.

2. TIPOLOGIA DEGLI ERRORI

Esaminando alcuni dei libri di testo destinati agli allievi della scuola secondaria superiore, si possono classificarne gli errori con la seguente tipologia.

- 1) Una grandezza intensiva espressa come grandezza non intensiva;
- 2) Il grammo equivalente o l'equivalente al posto dell'equivalente «di reazione»;
- 3) Confusione fra le grandezze fondamentali;
- 4) L'energia, l'energia libera e il potenziale chimico;
- 5) Esempi di calcolo, eseguiti senza le unità di misura;
- 6) Errori di scrittura, ortografia e sintassi;
- 7) Formule miste che contengono grandezze e unità di misura;
- 8) I coefficienti stechiometrici definiti come rapporti molari di reazione, al posto dei rapporti fra i coefficienti stechiometrici;
- 9) False esperienze di laboratorio: esperienze impossibili come procedura;
- 10) False esperienze di laboratorio: dati impossibili o errati; figure incongruenti;
- 11) Errori nelle figure.

Certi esempi verranno ricordati più di una volta perché la loro natura contiene più errori.

2.1. Una grandezza intensiva espressa come grandezza non intensiva o viceversa

ESEMPI

- a) La concentrazione molare delle soluzioni espressa come «la quantità di soluto contenuta in un litro di soluzione», che è il doppio della quantità contenuta in mezzo litro di soluzione o la metà di quella contenuta in due litri di soluzione.

- b) La concentrazione massica delle soluzioni espressa come «la massa di soluto contenuta in un litro di soluzione», che è il doppio della massa contenuta in mezzo litro di soluzione o la metà di quella contenuta in due litri di soluzione.
- c) La massa atomica espressa come la massa di un atomo.
- d) L'energia libera espressa in J/mol, quando l'energia libera è una grandezza estensiva; mentre è intensivo il potenziale chimico, che è correttamente esprimibile in J/mol, come il potenziale elettrico che si misura in J/C, cioè in volt. Il potenziale elettrochimico (sempre grandezza intensiva) si misura in J/C mol_R.
- e) La solubilità di una sostanza è la quantità che si scioglie in una quantità fissa di solvente ad una data temperatura.
- f) etc.

Tutte queste definizioni trasformano grandezze sicuramente intensive in grandezze sicuramente estensive e viceversa. È ovvio che l'operazione di divisione o di calcolo del rapporto sono le più difficili da comprendere, tra le quattro operazioni aritmetiche; però questo tentativo di semplificare la definizione eliminando questa operazione ha il risultato di snaturare la grandezza stessa e di creare problemi di comprensione appena si abbandona «l'area protetta» dei problemi portati ad esempio.

Soprattutto impedisce di comprendere la natura delle grandezze intensive e la necessità della loro introduzione nel calcolo fisico e stechiometrico.

La «massa per atomo» o «massa atomica» è invece misurata in u, in kg od altre unità di massa, apparentemente in contrasto con le sue caratteristiche di unità intensiva. Ma questo deriva dal fatto che al denominatore abbiamo «1 atomo» o «il numero degli atomi», che è adimensionale e non appare quindi, correttamente, nell'unità di misura.

2.2. Il grammo equivalente o l'equivalente al posto dell'equivalente «di reazione»

A parte che sono grandezze che l'SI non adotta per misurare le quantità delle sostanze.

A parte che sembra risalga agli inizi del secolo scorso (circa 1904) il primo articolo in cui si diceva che «ora che conosciamo le formule delle sostanze, potremmo fare a meno dell'equivalente di reazione», che era la massa di una sostanza che reagiva scambiando una grammomole di protoni o una grammomole di elettroni. Un grammo equivalente di acido reagiva con una grammomole di NaOH, scambiando un H⁺, un grammo equivalente di base reagiva con una grammomole di HCl, scambiando un H⁺, un grammo equivalente di ossidante reagiva con una grammomole di riducente, scambiando un e⁻, etc.

Conoscendo la reazione bilanciata e le condizioni di reazione, era facile calcolare il rapporto molare di reazione delle sostanze.

In effetti sembra semplice dire che la soluzione di H₃PO₄ 0,1 M è 0,3 N, a parte il fatto che in laboratorio si titola il primo equivalente usando l'indicatore

verdebromocresolo (o metilarancio), il secondo equivalente usando fenolftaleina (o una miscela 1:1 di fenolftaleina e timolftaleina), ma non si riesce a titolare il terzo equivalente. In effetti c'è qualche truccetto analitico con cui si può evidenziare anche quello, se necessario; ma perché complicarsi la vita quando non è necessario?

Basta non pretendere di considerare fisso il peso equivalente della sostanza; che è implicito nella sua definizione originale di «equivalente *di reazione*».

Altrimenti che necessità c'è di definire la massa molare? Sarebbero due grandezze strettamente correlate, che indicano lo stesso concetto: quindi una delle due è di troppo.

2.3. Confusione fra le grandezze fondamentali o in altre grandezze

2.3.1.

«La massa esprime la quantità di materia contenuta ...» sta scritto in diversi testi. È un errore che deriva dal parlare comune e dalla lettura di un vocabolario non specializzato, dove la parola massa assume diversi significati omonimi.

Questa sarebbe una delle ambiguità da chiarire in un corso di chimica o di fisica, giusto quando si afferma che l'SI è fondato su 7 grandezze fondamentali, cioè FONDAMENTALMENTE diverse.

E quindi non paragonabili o uguagliabili in nessun modo, se non attraverso la definizione di altre grandezze derivate; per esempio: $M_B = m/n_B$

Queste confusioni sono sicuramente all'origine di altri «errori di stampa» (?) come la «massa per mole» misurata in grammi.

2.3.2.

«La massa è spesso confusa con il peso... Nelle navicelle spaziali gli astronauti o gli oggetti “galleggiano” perché, trovandosi in un ambiente con accelerazione di gravità inferiore rispetto a quella terrestre (o nulla), hanno anche un peso inferiore (o nullo), anche se la massa si mantiene costante. ...»

In realtà la figura vicina si riferisce all'interno di un aereo C130 in traiettoria parabolica (per allenamento) invece che all'interno di una capsula o stazione spaziale, anche se mostra due persone, una capovolta rispetto all'altra.

In ogni caso, a 200 km dalla superficie terrestre, l'accelerazione di gravità è poco minore di quella a Terra, dato che la distanza dal centro della Terra varia da 6280 a 6500 km.

Sull'accelerazione di gravità significa una frazione pari a $6280^2/6500^2 = 0,933$ e un'accelerazione pari a $9,81 \text{ m/s}^2 \cdot 0,933 = 9,15 \text{ m/s}^2$

Sarebbe una differenza trascurabile se la stazione spaziale non fosse un sistema accelerato, in caduta libera, e tutti i corpi «cadono» nello stesso modo, simulando degnamente l'assenza di gravità per cui l'ambiente viene definito «a microgravità»: il peso e l'accelerazione di gravità ci sono ancora, quindi, ma non se ne vedono i soliti effetti.

2.3.3.

«La densità dei solidi non può essere determinata con una misura diretta perché la densità è una grandezza derivata. Pertanto, per determinare la densità di un solido si misura la massa ed il corrispondente volume, e quindi si esegue il loro rapporto. ... Per identificare, invece, la densità di un campione incognito, una volta eseguita la misura, si confronta il valore ottenuto con una tabella dei valori di densità».

1. La densità è una grandezza derivata anche per liquidi e gas, quindi neanche in questi casi si potrebbe eseguire una misura diretta. Per i liquidi si usa la bilancia di Mohr-Westphal che, senza problemi, dà direttamente il valore richiesto. Anche per solidi e gas è possibile costruire attrezzi del genere, se il mercato lo richiede.

Ci sono comunque diversi metodi, di cui il più semplice è il galleggiamento in liquidi o miscele di liquidi (la densità dei liquidi è compresa tra circa 0,5 e 4 kg/L).

2. Tutte le bilance sono costruite per misurare la massa di un corpo immerso in un liquido, sostituendo il piattello; o, per le bilance elettroniche, usando un apposito attacco posto sotto la bilancia. La misura della massa immersa può essere eseguita quindi con una precisione molto maggiore di quella ottenuta per spiazzamento dell'acqua in un cilindro o in una buretta.

3. Non si capisce perché la densità di un campione incognito non debba essere affidabile quanto quella di un corpo noto. Forse la ricerca in tabella può servire per identificare il materiale; ma non è questo che dice il testo.

2.4. L'energia, l'energia libera e il potenziale chimico

La più comune definizione dell'energia è «la capacità di produrre lavoro» oppure «la capacità potenziale di produrre lavoro» oppure «la capacità potenziale di produrre lavoro, calore e luce».

Quest'ultima affermazione è perlomeno più completa delle altre, meno stereotipica.

Però, tutta la termodinamica si occupa di descrivere i comportamenti dell'energia e dell'entropia che sono, epistemologicamente, due assiomi e che vengono descritti da una serie di «principi», appunto «i principi su cui si basa la termodinamica», come la matematica si basa su una serie di assiomi che vengono chiamati «postulati».

Questo è uno dei casi in cui un coordinamento interdisciplinare produrrebbe benefici effetti culturali.

In ogni caso il primo e il secondo principio mostrano in modo inequivocabile che:

- 1) calore e lavoro sono ambedue energie, assieme alle energie potenziali, all'energia dei fotoni, alle energie di massa, di volume, di pressione, di posizione o quota, etc.
- 2) non tutta l'energia è quindi la capacità di produrre lavoro, visto che il calore ha dei limiti che dipendono dalla temperatura.
- 3) e che il calore a temperatura ambiente non ha nessuna possibilità di far ciò.

L'uso sistematico del joule (J) come unità di misura dell'energia renderebbe la cosa più evidente, anche se forse un po' più complessa; ma il mondo non è di per sé semplice. In ogni caso l'unica complessità diventerebbe il dover dire che per scaldare di 1 grado centigrado 1 grammo di acqua occorrono 4,18 J invece che 1 cal.

La capacità di produrre lavoro è definita invece dalle grandezze «energia libera» e «lavoro massimo», secondo i casi. **In ogni caso due grandezze estensive.**

Nelle tabelle delle energie libere di reazione, si usa però come unità di misura il «joule per mole» (J mol^{-1}), che è evidentemente una grandezza intensiva, cioè un potenziale, che dovrebbe essere chiamata «energia libera molare» o, meglio, «potenziale chimico».

Come si fa' per il potenziale elettrico, misurato in volt ($V = J/C$; joule per coulomb), ma non per il potenziale elettrochimico, che nelle scale elettrochimiche dove viene indicato in volt invece che in «joule per mole di elettroni scambiati». Il fatto non si nota anche perché le formule di uso comune vengono inconsciamente riadattate per produrre i risultati corretti.

Per esempio, l'equazione di Nernst $E = E^\circ + 0,059 \log Q$ dove E ed E° vengono misurati in volt, ma l'unità di misura di 0,059 (sempre volt) viene omessa.

0,059 V in effetti è un valore precalcolato di:

$$\log_e R T / (n F) = [2,303 \cdot 8,31 \text{ J} / (\text{mol}_R \text{ K}) \cdot 298 \text{ K}] / [n (\text{mol}_e) \cdot 96 \cdot 500 \text{ C mol}_e^{-1}]$$

dove mol_R è una mole di reazione, cioè una quantità delle sostanze, proporzionale (in moli) ai coefficienti che sono scritti nell'equazione di reazione.

2.5. Esempi di calcolo, eseguiti senza le unità di misura, o con affermazioni strane

Esempio^{3,1}

¹⁴ «b. Per trasformare i kJ trovati in kcal basta dividere per 4,18

$$\frac{1076,6 \text{ kJ}}{4,18 \text{ kJ/cal}} = 258 \text{ kcal}»$$

Il modo corretto di indicare il calcolo effettuato dovrebbe essere:

«Per misurare l'energia in kcal invece che in kJ, occorre moltiplicare per il fattore di conversione $(4,18 \text{ kJ/kcal})^{-1}$

$$E = 1077 \text{ kJ } (4,18 \text{ kJ/kcal})^{-1} = 258 \text{ kcal} \gg$$

2³ «È possibile passare da una scala all'altra applicando la relazione seguente:

$$T(\text{in kelvin}) = t(\text{in gradi Celsius}) + 273,15 \gg$$

Il modo corretto di indicare il calcolo effettuato dovrebbe essere:

«Per passare da una scala termometrica all'altra, si può applicare la seguente relazione:

$$T / \text{K} = T / ^\circ\text{C} + 273,15$$

$$T(\text{in kelvin}) = T(\text{in gradi Celsius}) + 273,15 \text{ } ^\circ\text{C} \gg$$

In effetti, scrivere:

$$T = 288 \text{ K} = 15 \text{ } ^\circ\text{C}$$

non è differente dallo scrivere: $l = 1 \text{ km} = 1000 \text{ m}$

3³ « $T = 60 + 273 = 333 \text{ K} \gg$

Invece che: « $T = (60 \text{ } ^\circ\text{C} + 273 \text{ } ^\circ\text{C}) = 333 \text{ K} \gg$

4² $M_{\text{NaOH}} = [\text{OH}^-] = \frac{2,5 \cdot 10^{-3}}{225} \cdot 1000 = 0,011 \rightarrow \text{pOH} = 1,95$

5¹ $m = 1,087 \text{ moli} / 400 \text{ g} \cdot 1000 \text{ g/molalità} = 2,72 \text{ in moli/molalità!!}$

6¹ $M = 0,1 \text{ moli} \cdot 1000 \text{ ml/l} / 100 \text{ ml} = 1$

7¹ «Espressione assai utile per trovare la molarità è questa:

$$M = \frac{\text{g}}{\text{g/mole}} \cdot \frac{\text{ml/l}}{\text{ml}} = 1$$

per cui il problema può essere complessivamente così risolto:

$$M = \frac{18,5 \text{ g}}{36,5 \text{ g/mole}} \cdot \frac{1000 \text{ ml/l}}{500 \text{ ml}} = 1$$

2.7. Formule miste che contengono grandezze e unità di misura

«Il metodo più comunemente utilizzato per esprimere la concentrazione è:

$$C = \text{g} / V \gg$$

In questa relazione appaiono uguagliate quantità incommensurabili, quali le grandezze e le unità, si possono costruire relazioni analoghe con le regole dell'algebra, del tipo:

$$C = m / V \quad N = \text{kg m} / \text{s}^2 \quad J = \text{kg m}^2 / \text{s}^2 \quad c = n / V \quad F = ma \quad L = F s$$

(Notare che le grandezze sono in carattere corsivo, mentre le unità sono in carattere normale)

Quando si devono correlare grandezze ed unità, è necessario usare gli appositi simboli:

[F] = N metodo IUPAC

dim (F) = N metodo ISO

2.8. I coefficienti stechiometrici definiti come rapporti molari di reazione, al posto dei rapporti fra i coefficienti stechiometrici

I coefficienti stechiometrici sono i numeri che servono per bilanciare una reazione chimica e per definizione sono adimensionali; non sono cioè quantità di sostanza misurabili in moli.

Tanto meno è possibile definire rapporti molari di reazione i c singoli coefficienti stechiometrici.

Anche se è possibile nel calcolo passare rapidamente da questi numeri alle quantità di sostanza coinvolte. Il rapporto fra le quantità di sostanza coinvolte è il rapporto molare di reazione (R_{mr})

$$\text{Esempi:} \quad R_{mr} = \frac{5 \text{ mol}_{\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4}}{2 \text{ mol}_{\text{KMnO}_4}} \quad R_{mr} = \frac{2 \text{ mol}_{\text{NaOH}}}{1 \text{ mol}_{\text{H}_3\text{PO}_4}}$$

2.9. False esperienze di laboratorio: esperienze impossibili come procedura

A volte vengono descritti degli esperimenti descrivendo la procedura come se fosse un rapporto di laboratorio.

2.9.1.

Tipico è il riscaldamento del ghiaccio (tolto dal freezer) fino a vapore (a 120 °C) e viceversa, con la reazione di ritorno alle condizioni iniziali.

Questo, del ritorno alle condizioni iniziali, è uno stereotipo che crea misconoscenze: basta scaldare in modo analogo zolfo o zucchero (saccarosio) per rimanere sconcertati (gli studenti, ovviamente, che nella relazione sull'esperimento dello zolfo affermano sicuri che lo zolfo è tornato nelle condizioni iniziali, anche se sono partiti da una polvere gialla di fiori di zolfo e sono arrivati alla pasta gommosa marrone dello zolfo polimero). **Lo studente medio reagisce al problema pensando di aver combinato qualche guaio e nella relazione scrive di essere tornato allo stato originale, cioè ha imparato a truccare i dati sperimentali quando non concordano con la teoria! Altrimenti il docente si irrita e reagisce con cattivi voti.**

Altri problemi sperimentali dimenticati sono:

- 1) la difficoltà di misurare la temperatura «dentro» al ghiaccio, ammesso che sia la temperatura sia omogenea, il che è improbabile;
- 2) la «sosta termica» a 0 °C in cui il ghiaccio si trasforma totalmente in acqua a 0 °C è un'altra ipotesi, perché nelle normali condizioni di lavoro si può leggere la

temperatura di 20 °C per l'acqua ancora in presenza di ghiaccio (se questo non è tritato e se il miscuglio non viene vigorosamente agitato, il trasferimento di calore dalla fiamma al ghiaccio incontra qualche problema di conducibilità termica);

- 3) a parte i problemi cinetici, le «soste termiche» per la fusione del ghiaccio e per l'ebollizione dell'acqua appaiono visibilmente uguali (il rapporto varia tra circa 1:1 e 1:2 sulla maggior parte dei testi) mentre nella realtà il rapporto tra i due calori latenti è di circa 1:6; inoltre, sopra i 100 °C la tensione di vapore sale abbastanza rapidamente (circa $2 \cdot 10^5$ Pa a 120 °C): ottenerla in un recipiente aperto, come da figura, è abbastanza difficile;
- 4) L'affermazione più sconcertante si trova nel ritorno alle condizioni iniziali, che ovviamente avviene lasciando cedere il calore all'ambiente, probabilmente l'esperienza avviene in zone polari, perché l'acqua ghiaccia ed il ghiaccio torna a -20 °C.

2.10. False esperienze di laboratorio: dati impossibili o errati; figure incongruenti

2.10.1.

In qualche altro caso si descrivono operazioni dell'analisi gravimetrica, però nelle figure il vetrino d'orologio o la capsula su cui avviene la reazione e con cui si va alla bilancia non appaiono in tutte le figure.

Anche se con un po' di buon senso e di esperienza le cose vengono poi aggiustate, è opportuno rammentare che il testo è per l'uso dello studente inesperto, non del docente o dell'esperto.

Bisognerebbe ricordare che «il buon senso nasce dall'esperienza e l'esperienza dalla mancanza di buon senso». Significa che se le esperienze descritte le eseguiamo in laboratorio, la didattica ritorna regolare, se l'esperienza rimane virtuale, nascono le ambiguità, le carenze di calcolo e le lacune nelle rappresentazioni mentali.

2.11. Errori nelle figure

Gli errori nelle figure possono essere di tre tipi:

- 1) cattiva, fuorviante o errata rappresentazione di dati corretti;
- 2) cattiva correlazione fra testo e figura;
- 3) figura illeggibile; o perlomeno non facile da interpretare per facilitare la comprensione del contesto.

2.11.1.

Un caso tipico è la curva di riscaldamento del ghiaccio, dell'acqua e del vapore, che comprende anche la fusione del ghiaccio a 0 °C e l'evaporazione dell'acqua a 100 °C.^{3,4}

Per quanto riguarda le condizioni operative dell'esperimento raccontato, abbiamo già parlato.

Per quanto riguarda i grafici, possiamo dire che:

- 1) il calore latente di fusione è uguale o poco inferiore a quello dell'ebollizione (non meno di un mezzo, quando nella realtà è circa un sesto; però questo dato è quasi coerente con la rappresentazione grafica degli stati di cui parleremo poco oltre);
- 2) i calori specifici di riscaldamento, ricavabili dalle pendenze delle curve relative, hanno valori abbastanza incoerenti con la realtà e sono talvolta incoerenti nello stesso testo quando la figura mostra in momenti separati fusione ed ebollizione. Nella realtà il calore specifico per il riscaldamento dell'acqua liquida è di circa $4,18 \text{ J /}^\circ\text{C g}$, mentre quelli del vapore e del ghiaccio sono circa la metà. La rappresentazione più comune riporta pendenze uguali (della curva tempo-temperatura), qualche altra volta appaiono valori che sembrano casuali (o legati allo spazio disponibile per la figura)³

2.11.2.

Per esempio, una classica rappresentazione dei tre principali stati della materia: è una foto di paesaggio, montuoso, lacustre o marino i cui elementi essenziali, non evidenziati nelle didascalie, sono le montagne (in primo piano o sullo sfondo) per indicare lo stato solido, l'acqua di un lago o del mare per indicare lo stato liquido, una mongolfiera, (di varie dimensioni, a volte persa nell'immagine) per indicare lo stato gassoso.

Aria e nuvole, la neve sulle montagne, vengono di solito ignorati dal contesto.

In almeno un caso l'argomento viene ripreso alla pagina successiva con altre tre foto che mettono in primo piano i tre stati. Curiosamente però lo stato solido è rappresentato da un cristallo, come se tutti i solidi fossero macrocristallini e per lo stato gassoso vengono presentate sette mongolfiere (assenti nella prima foto). Al livello «microscopico» il solido è mostrato come un pacchetto di sfere (probabilmente una distribuzione cubica a corpo centrato, difficilmente presente nel cristallo che mostra un aspetto triclinico); il liquido è mostrato con le particelle in movimento ben separate e che occupano un volume circa quadruplo del solido; le particelle del gas sono simili a quelle del liquido ma occupano un volume circa doppio del liquido (esiste un cubo di riferimento, uguale nelle tre figure). Nella realtà i rapporti di volume dovrebbero essere nei rapporti di circa 10:11:10 000.

2.11.3.

Nei disegni di molecole la CO_2 viene rappresentata con l'atomo di carbonio più grosso dei due ossigeni laterali: il raggio atomico del carbonio è $r = 77 \text{ pm}$ e quello dell'ossigeno è $r = 66 \text{ pm}$. La rappresentazione è quella a sfere intersecanti.

Il problema è che l'atomo di ossigeno, oltre a formare il legame col C, possiede altri 4 elettroni in orbitali di non legame, il cui raggio può essere valutato circa $r = 150 \text{ pm}$. L'atomo di C non ha elettroni in orbitali di non legame.

Quindi i due atomi di ossigeno dovrebbero presentare delle grosse protuberanze dalle parti opposte al legame col C. Dai dati riportati le distanze C=O dovrebbero essere 143 pm, ma il dato sperimentale è di 112 pm, dato che c'è un legame doppio. L'ossigeno quindi dovrebbe avere una forma sferoidale, col raggio di 150 pm sul lato esterno e di circa 50-60 pm verso il C.

2.11.4.

Gli orbitali π , tra l'altro sono piuttosto ingombranti, non quei salsicciotti tipo «frankfurter wurstel» che si usano di solito.

Nella grafite i piani cristallini sono distanti circa 350 pm, che dovrebbe essere lo «spessore» di un legame π medio.

2.11.5.

Le tabelle dei raggi atomici ionici, covalenti etc. sono abbastanza confusionarie; quando sono intitolate «raggi atomici medi» vi si mescolano le semidistanze di legame in legami covalenti semplici, doppi, raggi ionici, raggi di van der Waals e quasi mai i raggi dell'atomo «nella sua configurazione elettronica di base».

3. NORME DI SCRITTURA SI

Dal «Green book» curato dalla IUPAC, assieme alla IUPAP ed alla ISO e pubblicato da Blackwell²

3.1.

- Il valore di una grandezza fisica viene espresso dal prodotto di un valore numerico e di una unità che serve come misura (p. 107). Il simbolo separatore normalmente usato è lo spazio, sia per indicare l'operazione di moltiplicazione che per separare le terne di cifre che costituiscono un numero lungo, che per separare i numeri dai simboli delle unità e questi fra loro; in caso di ambiguità, per la moltiplicazione si possono usare anche il puntino \cdot o il classico simbolo \times . Il punto ortografico non viene usato se non per concludere un paragrafo, ma non per concludere un calcolo.
- I nomi di tutte le unità, fondamentali oppure derivate con nomi speciali decisi dalla CGPM, hanno l'iniziale minuscola; i simboli di esse che sono legati al nome di uno scienziato hanno l'iniziale maiuscola; unica eccezione il litro, che può essere indicato con l oppure L per evitare le ambiguità possibili col numero 1.
- Sempre con la lettera minuscola si indica il moltiplicatore «chilo», per cui si scriverà kg e non Kg, kcal e non Kcal, km e kJ e non Km o KJ. Questa è una differenza rispetto al vecchio sistema MKSA.
- N è il simbolo di un numero qualsiasi, adimensionale: la sua unità di misura è 1.
- Il numero 1 viene quindi usato anche per indicare l'adimensionalità: è il risultato della divisione tra due unità uguali.

- Una uguaglianza è $G = N \text{ udm}$ (grandezza = numero \times unità di misura).
- Una equivalenza è l'uguaglianza tra due espressioni dello stesso valore di una misura, usando diverse unità di misura $\lambda = 5,896 \cdot 10^{-7} \text{ m} = 589,6 \text{ nm}$.
- Una unità di misura viene definita ufficialmente dal CGPM sia come nome, come simbolo che come valore della unità della misura di riferimento.
- Quindi una misura di riferimento non definita ufficialmente dà origine a valori adimensionali, o a valori relativi o ad altri casi più ambigui: bisogna evitare le mescolanze inconsapevoli di sistemi diversi.

ESEMPIO 1: la massa atomica m_a viene definita come la massa per atomo, ed è una variabile intensiva. Siccome l'atomo non è una grandezza ufficialmente definita, la massa atomica viene misurata in unità di massa atomica (u), ma anche con altre unità di massa, come il kg, negli eserciziari, facendola sembrare una grandezza estensiva.

- Se la definissimo come il rapporto fra la massa di un corpo (una sostanza elementare) ed il numero di atomi che lo compongono, l'ambiguità sparisce: $m_a = m/N$.
ESEMPIO 2: la costante di Avogadro mette in relazione il numero di un gruppo di molecole con la quantità di quel gruppo (misurata in moli): $N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$. In realtà abbiamo $N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ molecole mol}^{-1}$ ma il numero delle molecole è, per definizione, di numero, adimensionale.
- Si può anche definire un numero di Avogadro $N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ molecole}$, quindi adimensionale. È ambiguo però l'uso dello stesso simbolo N_A .
- I simboli delle unità di misura sono definiti in modo piuttosto rigido. I simboli delle grandezze sono definiti in modo più elastico, con molti sinonimi e omonimi; bisogna fare attenzione ad eliminare le ambiguità, quando necessario.
- Per costruire le tabelle si possono tabulare numeri adimensionali, dividendo esplicitamente il valore per l'unità di misura: $T/K \quad V/L \quad c_B/M_B \quad C/(g/L)$.
- L'insieme dei calcoli di questo tipo si chiama *algebra dimensionale*, in quanto segue le leggi dell'algebra e si occupa delle dimensioni delle misure.
- ESEMPLI: $\lambda = 5,896 \cdot 10^{-7} \text{ m} \quad m = 102,3 \text{ g} \quad c_B V = n_B = 0,1023 M_B \quad 35,43 \text{ mL}$
 $c_B = n_B/V \quad M_B = \text{mol}_B/L \quad M_B = m/n_B$

3.2. Simboli di operatori

=	uguaglianza matematica	pag. 84
	equazione chimica bilanciata	
	relazione stechiometrica	pag. 45
=	identità	pag. 84
$\stackrel{\text{def}}{=}$	uguale per definizione	pag. 84
	ESEMPIO 1 $\text{mL} \stackrel{\text{def}}{=} 1 \text{ cm}^3$	
\triangleq	equivale a ...	pag. 84
\approx	circa uguale a ...	pag. 84
\simeq	asintoticamente uguale a ...	pag. 84

→	tende a ... si avvicina a ...	pag. 84
→	reazione quantitativa	pag. 45
↔	reazione reversibile, cioè che può essere spostata nelle due direzioni	pag. 45
⇌	equilibrio chimico	pag. 45

4. BIBLIOGRAFIA ESSENZIALE

FONTI

- 1) L. CERRUTI Osservazioni sulla quantità di sostanza e sulla mole; CNS, SCI, Roma; n° 4 e 5 /2002; n°1/2003.
- 2) IUPAC Green Book: «Quantities, units and symbols in Physical Chemistry» Blackwell Science; Oxford; 1993.
- 3) GORI Traduzione in italiano del Green Book; presente sul sito «minerva.unito.it».

BIBLIOGRAFIA DEI TESTI DA CUI SONO STATI TRATTI GLI ESEMPI

- 1 testo di analisi chimica per la terza classe periti chimici, 1991;
- 2 testo di analisi chimica per la terza classe periti chimici, 2001;
- 3 chimica di base per un biennio della superiore, 2000;
- 4 chimica di base per un biennio della superiore, 2001;
- 5 testo di stechiometria.

I titoli di questi testi non sono nominati perché sono solo rappresentativi di tanti altri testi, editi in Italia, che presentano gli stessi problemi. Nelle opere prodotte all'estero queste problematiche sono mediamente trattate in modo professionale.

Riassunto – Esaminando alcuni libri di testo (chimica di base, analisi per periti chimici, stechiometria e chimica generale I) si evidenziano alcuni errori molto diffusi nell'uso delle grandezze e delle unità, che non dovrebbero essere presenti, a 20 anni di distanza dalla legge che ha modificato la definizione legale delle unità, adottando il SI «per tutte le comunicazioni scientifiche, tecniche e commerciali».

È interessante notare che libri pubblicati anche nel 2000-2001 mantengono modi di dire e di fare che sarebbero stati considerati errori anche nel vecchio sistema Giorgi.

Questi problemi sono presenti sulla maggioranza dei testi italiani; quelli prodotti all'estero affrontano l'argomento in maniera più professionale.