

SIS PIEMONTE
Scuola Interateneo di Specializzazione per la formazione degli insegnanti della Scuola Secondaria

INDIRIZZO SCIENZE NATURALI
Anno Accademico 2007/2008

IL LABORATORIO NELLA DIDATTICA DELLA CHIMICA

Prof. Tiziano Pera

RELAZIONE D'ESAME

Paolo Pazzaglia – Classe di abilitazione A060
e-mail: paolo.pazzaglia@alice.it – tel: 340.2829975

LA CONSERVAZIONE DELLA MASSA

Scelta del libro di testo e dell'esperimento

Libro di testo: Chimica, saperi e competenze. Attività sperimentali.

Autore: Francesco Randazzo

Anno di stampa: 2001

Casa editrice: Petrini Editore

Esperimento: La conservazione della massa

L'attività di laboratorio può favorire la costruzione di un apprendimento significativo, ma, per motivi essenzialmente legati alla ristrettezza dei tempi, nella prassi didattica non è possibile ricorrervi in modo continuo o quantomeno in riferimento a tutti gli oggetti disciplinari. Appare quindi importante individuare quei concetti che possono essere ritenuti strutturanti della disciplina (concetti sui quali l'insegnante dovrebbe fondare il proprio percorso didattico) e concentrare su di essi l'attività laboratoriale. In altre parole, l'insegnante dovrebbe domandarsi quali sono i punti fermi concettuali che si desidera che i propri studenti acquisiscano e pensare all'uso del laboratorio in tale prospettiva.

[Un *concetto strutturante* è un concetto fondante della disciplina ovvero un concetto che gioca un ruolo fondamentale nella strutturazione delle conoscenze della disciplina stessa e quindi un concetto che permette di integrare sistemicamente i contenuti disciplinari. Cavallini però, in *La formazione dei concetti scientifici. Senso comune, scienza, apprendimento*, dice che il problema non è tanto quello dei concetti strutturanti, quanto quello dell'*uso dei concetti in modo consapevole*, cosa che si può verificare solo in una prospettiva di "apprendimento significativo" – secondo la definizione che ne è stata data da Ausubel – ovvero nella prospettiva di una costruzione di conoscenza fondata non sull'acquisizione "meccanica" di nozioni, ma sulla comprensione dei concetti e dei nessi fra concetti, nonché della ragion d'essere dei concetti stessi e dei relativi nessi. Ciò non toglie che esistano concetti strutturanti, ovvero più fondanti di altri, intorno ai quali organizzare le conoscenze; deve però essere specificato che non esistono concetti strutturanti in senso assoluto, ma solo concetti che possono essere strutturanti in funzione del contesto di studio, del livello di approfondimento delle conoscenze implicate e del livello macro-micro di indagine.

L'idea principale rispetto all'impiego nella prassi didattica dei concetti strutturanti individuati è che tali concetti possano essere utilizzati per favorire una costruzione sistemica e consapevole della conoscenza.]

Di qui la scelta dell'argomento in merito al quale sviluppare una riflessione centrata sulla prassi laboratoriale nella Didattica della Chimica.

La materia non può essere né creata né distrutta, ma può essere trasformata: il principio di conservazione della massa esprime una concezione che può essere considerata strutturante nella misura in cui si colloca a livelli gerarchicamente bassi nei percorsi cognitivi di cui entra a far parte, funzionando da premessa per la costruzione di rappresentazioni mentali, modelli e processi inferenziali.

Per quanto riguarda l'individuazione del libro di testo, la scelta è ricaduta sull'unico manuale, fra quelli visionati, che proponeva un esperimento per verificare la conservazione della massa che fosse sufficientemente articolato.

L'esperimento: il protocollo

Il testo introduce l'esperimento nel modo seguente:

«In una reazione la materia non può essere né creata né distrutta. Per verificare la validità di questa legge di conservazione della massa, si ricorrerà alla reazione tra i composti ioduro di potassio e nitrato di piombo, che si farà avvenire in soluzione acquosa».

Prove sperimentali

PROVA SPERIMENTALE
unità 3

6 La conservazione della massa

PRESENTAZIONE

In una reazione la materia non può essere né creata né distrutta. Per verificare la validità di questa legge di conservazione della massa, si ricorrerà alla reazione tra i composti ioduro di potassio e nitrato di piombo, che si farà avvenire in soluzione acquosa.

Nella descrizione della prova, si userà il termine *precipitato*: esso indica la formazione, durante la reazione, di un materiale solido che si deposita («precipita»), più o meno lentamente, sul fondo del recipiente.

STRUMENTI E MATERIALI

- Due beute piccole (fig. 1).
- Acqua distillata.
- Nitrato di piombo.
- Ioduro di potassio.
- Bilancia.
- Due provette, con tappi.

DESCRIZIONE

- Si prepara, in una beuta, la soluzione di nitrato di piombo, sciogliendo circa 10 g di composto in circa 50 ml di acqua distillata.
- Si prepara, in una beuta, la soluzione di ioduro di potassio, sciogliendo circa 5 g di composto in circa 50 ml di acqua.
- Si versano le due soluzioni in due provette distinte, riempiendole per un terzo.
- Si tappano le due provette e si pesano insieme.
- Si versa il contenuto di una provetta nell'altra: si ottiene un consistente precipitato giallo, dovuto alla formazione di un composto, denominato *ioduro di piombo*.
- Si tappa la provetta in cui è avvenuta la reazione e si pesa insieme all'altra provetta vuota, anch'essa tappata: si annota tale valore e si verifica se è coerente con il tipo di prova sperimentale effettuata.



Figura 1
Le beute presentano varie dimensioni: in questa prova sperimentale, si può ricorrere a quella da 100 ml.

SCHEDA

- Riporta in un'appropriata tabella i dati sperimentali.
- Quale valore di massa iniziale è risultato? E quale valore di massa finale?
- Alla luce dei risultati ottenuti, pensi che l'esperienza eseguita si possa considerare un esempio significativo di verifica della legge di conservazione della massa?
- Se hai rilevato una differenza tra il valore finale e quello iniziale, quali tipi di errori sperimentali pensi di avere commesso?
- Se tutto è «filato liscio», avresti mai pensato che fosse così semplice la verifica di una così importante legge della Chimica?
- Se dovessi ripetere l'esperienza, cambieresti qualcosa nell'esecuzione? Se sì, che cosa?

31

STRUMENTI E MATERIALI

- Due beute da 100 ml
- Acqua distillata
- Nitrato di piombo
- Ioduro di potassio
- Bilancia
- Due provette, con tappi

DESCRIZIONE

- Si prepara, in una beuta, la soluzione di nitrato di piombo, sciogliendo circa 10 g di composto in circa 50 ml di acqua distillata.
- Si prepara, in una beuta, la soluzione di ioduro di potassio, sciogliendo circa 5 g di composto in circa 50 ml di acqua.
- Si versano le due soluzioni in due provette distinte, riempiendole per un terzo.
- Si tappano le due provette e si pesano insieme.
- Si versa il contenuto di una provetta nell'altra: si ottiene un consistente precipitato giallo, dovuto alla formazione di un composto denominato *ioduro di piombo*.
- Si tappa la provetta in cui è avvenuta la reazione e si pesa insieme all'altra provetta vuota, anch'essa tappata: si annota tale valore e si verifica se è coerente con il tipo di prova sperimentale effettuata.

SCHEDA

- Riporta in un'apposita tabella i dati sperimentali.
- Quale valore di massa iniziale è risultato? E quale valore di massa finale?
- Alla luce dei risultati ottenuti, pensi che l'esperienza eseguita si possa considerare un esempio significativo di verifica della legge di conservazione della massa?
- Se hai rilevato una differenza tra il valore finale e quello iniziale, quali tipi di errori sperimentali pensi di aver commesso?
- Se tutto è "filato liscio", avresti mai pensato che fosse così semplice la verifica di una così importante legge della Chimica?
- Se dovessi ripetere l'esperienza, cambieresti qualcosa nell'esecuzione? Se sì, che cosa?

OBIETTIVI

Il testo non dichiara in modo esplicito quali siano gli obiettivi dell'attività sperimentale, né quelli di tipo disciplinare e cognitivo né quelli di tipo trasversale.

CONSIDERAZIONI SUL PROTOCOLLO

Il testo indica in modo chiaro quali sono gli strumenti e i materiali da utilizzare, descrive esaurientemente le varie fasi dell'esperimento e fornisce buoni spunti di riflessione per la rielaborazione conclusiva dell'attività di laboratorio.

Lavoisier condusse le attività sperimentali che servirono a convalidare il principio di conservazione in ambiente chiuso, per considerare nel bilancio di massa anche i gas coinvolti nella reazione. Per riprodurre tali condizioni sperimentali il testo suggerisce diappare le provette, ma sarebbe stato più corretto suggerire di eseguire l'operazione di chiusura immediatamente dopo aver versato il contenuto di una provetta nell'altra o meglio ancora operare direttamente in ambiente chiuso.

FLOW CHART LINEARE DELL'ESPERIMENTO

STEP 1	<div style="display: flex; justify-content: space-around;"> <div style="border: 1px solid black; padding: 5px; width: 45%;"> <p style="text-align: center;">Beuta A: Sciogliere 10 g $Pb(NO_3)_2$ in 50 ml di acqua distillata</p> </div> <div style="border: 1px solid black; padding: 5px; width: 45%;"> <p style="text-align: center;">Beuta B: Sciogliere 5 g KI in 50 ml di acqua distillata</p> </div> </div>	<ul style="list-style-type: none"> - Perché questi reagenti? - Perché acqua distillata? - Perché queste quantità? - Perché questi strumenti?
STEP 2	<div style="display: flex; justify-content: space-around;"> <div style="border: 1px solid black; padding: 5px; width: 45%;"> <p style="text-align: center;">Versare la soluzione ottenuta in una provetta (a)</p> </div> <div style="border: 1px solid black; padding: 5px; width: 45%;"> <p style="text-align: center;">Versare la soluzione ottenuta in una provetta (b)</p> </div> </div> <div style="border: 1px solid black; padding: 5px; margin: 10px auto; width: 60%; text-align: center;"> <p>Nel riempire le provette, non superare un terzo della capienza.</p> </div>	<ul style="list-style-type: none"> - Perché nelle provette? - Perché fino ad un terzo?
STEP 3	<div style="display: flex; justify-content: space-around;"> <div style="border: 1px solid black; padding: 5px; width: 45%;"> <p style="text-align: center;">Tappare la provetta</p> </div> <div style="border: 1px solid black; padding: 5px; width: 45%;"> <p style="text-align: center;">Tappare la provetta</p> </div> </div>	<ul style="list-style-type: none"> - Perché tappare le provette?
STEP 4	<div style="border: 1px solid black; padding: 5px; width: 80%; margin: auto;"> <p style="text-align: center;">Pesare insieme le due provette</p> </div>	<ul style="list-style-type: none"> - Perché pesarle insieme? - Con che tipo di bilancia?
STEP 5	<div style="border: 1px solid black; padding: 5px; width: 80%; margin: auto;"> <p style="text-align: center;">Versare il contenuto della provetta <i>a</i> nella provetta <i>b</i> (o viceversa)</p> </div> <div style="border: 1px solid black; padding: 5px; margin: 10px auto; width: 60%; text-align: center;"> <p>Osservare il formarsi del precipitato giallo: PbI_2</p> </div>	<ul style="list-style-type: none"> - Perché si forma un precipitato?
STEP 6	<div style="border: 1px solid black; padding: 5px; width: 80%; margin: auto;"> <p style="text-align: center;">Tappare nuovamente le due provette</p> </div>	<ul style="list-style-type: none"> - Perché tappare di nuovo le provette?
STEP 7	<div style="border: 1px solid black; padding: 5px; width: 80%; margin: auto;"> <p style="text-align: center;">Pesare insieme le due provette</p> </div>	<ul style="list-style-type: none"> - Perché pesarle insieme?
STEP 8	<div style="border: 1px solid black; padding: 5px; width: 80%; margin: auto;"> <p style="text-align: center;">Confrontare il peso finale con quello iniziale: COINCIDONO</p> </div>	<ul style="list-style-type: none"> - Perché il peso finale coincide con quello iniziale?

APERTURE

Scelta dei reagenti

I reagenti sono scelti in modo da realizzare una reazione di precipitazione. Infatti, per poter sperimentare la validità del principio di conservazione della massa nelle trasformazioni chimiche si deve innanzitutto poter osservare una reazione chimica e le reazioni di precipitazione ben si prestano allo scopo. Inoltre, la scelta di ricorrere ad una reazione nella quale non si sviluppano gas facilita le operazioni.

Ad un livello più avanzato si può lasciare aperta la scelta relativa ai reagenti, ad esempio tra i seguenti sali: KI, $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, NaI, KNO_3 , NaCl, BaSO_4 .

- al posto di KI, nella reazione con $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ può essere utilizzato NaI: è un sale molto solubile che rilascia in soluzione lo Ione I⁻ e NaNO_3 è a sua volta un sale solubile in soluzione acquosa;
- scegliendo come reagenti due sali quali KNO_3 e NaCl non si verifica nessuna reazione perché non si ha la formazione di un sale poco solubile;
- utilizzare BaSO_4 come reagente crea problemi perché è un sale poco solubile: in soluzione con $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ potrebbe formarsi PbSO_4 che è un sale a sua volta poco solubile, ma la reazione non avviene perché quest'ultimo è comunque più solubile di BaSO_4 .

Scelta delle quantità di reagenti

Le scelte relative alle masse dei reagenti e ai rapporti tra tali masse non sono casuali, ma fondate sul calcolo stechiometrico.

Il rapporto tra le masse molari di KI (166g/mol) e $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ (311g/mol) o eventualmente tra le masse molari di NaI (150g/mol) e $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ (311g/mol) è di circa 1:2.

Nella reazione di precipitazione le moli di KI o di NaI che reagiscono con 1 mole di $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ sono 2. Pertanto, prendere una stessa quantità di massa dei due reagenti permette di prendere un numero doppio di moli di KI o di NaI rispetto alle moli di $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ e pertanto di agire sperimentalmente tenendo conto dei rapporti stechiometrici delle reazioni (nessuno dei sali reagenti in eccesso).

Le quantità dei sali utilizzati non devono inoltre essere né eccessivamente piccole, perché la reazione di precipitazione possa essere ben visibile, né eccessivamente grandi, perché non debbano essere altrettanto eccessive le quantità di acqua da utilizzare per portare in soluzione tutta la massa dei sali impiegati.

Scelta dello strumento per la misurazione della massa

Si generano così le condizioni predisponenti affinché gli studenti possano conoscere i due tipi di bilancia utilizzati normalmente in laboratorio: la bilancia tecnica e la bilancia analitica. In particolare, si può far confrontare agli studenti i risultati delle pesate ottenuti con i due diversi strumenti.

La *bilancia tecnica* viene impiegata per pesare grandi quantitativi di sostanza (con una portata massima di qualche chilo) in maniera veloce ma scarsamente accurata. La sua meccanica, particolarmente semplice, le conferisce una certa inerzia, che non permette stime al di sotto del decimo di grammo.

La *bilancia analitica* è uno strumento fondamentale in qualsiasi laboratorio chimico. Permette di determinare con buona accuratezza fino al millesimo di grammo. Questa bilancia è solitamente dotata di una gabbia di pesata, una struttura in plastica o in vetroresina che consente di evitare le fluttuazioni di peso dovute allo spostamento dell'aria.

Scelta del tipo di acqua

Se nell'esperienza di laboratorio i sali vengono disciolti nell'acqua di rubinetto, le soluzioni acquose ottenute non contengono solo gli ioni che derivano dalla dissociazione dei reagenti ma anche quelli già presenti nell'acqua di rubinetto stessa, ioni che possono interferire nella reazione. Perché la reazione di precipitazione dello ioduro di piombo possa svolgersi senza l'interferenza di reazioni accessorie che potrebbero complicare il sistema empirico considerato per la riflessione sulla conservazione della massa sarebbe quindi preferibile non utilizzare acqua di rubinetto ma acqua deionizzata o, ancora meglio, acqua distillata.

Che differenza c'è fra acqua deionizzata e acqua distillata? Molte sostanze sono solubili in acqua, ma solo alcune di queste in essa si dissociano in ioni positivi e negativi: in genere si tratta di quelle sostanze le cui unità strutturali sono prevalentemente costituite dal legame ionico. Nell'acqua deionizzata, quindi, possono essere presenti molecole di composti non ionici, ma ugualmente solubili in acqua. Inoltre, se questo tipo di acqua non è stato preparato bene, può comunque contenere quantità significative di ioni. Invece, nell'acqua distillata sono presenti praticamente soltanto molecole d'acqua.

Scelta delle quantità di acqua

La quantità d'acqua dev'essere sufficiente a portare in soluzione tutto il sale e allo stesso tempo non deve essere tale da ridurre eccessivamente la concentrazione degli ioni in soluzione, nel qual caso la reazione di precipitazione che si produce successivamente potrebbe risultare poco visibile.

Scelta dello strumento per la misurazione del volume di acqua

Si propone una riflessione sulla strumentazione di laboratorio utilizzata per la misurazione dei volumi. In generale, è possibile individuare strumenti che servono per misure approssimative, quali cilindri e becker, e strumenti che servono per misure precise, quali pipette (graduate e volumetriche), burette e matracci.

Scelta delle quantità di soluzione da mettere in provetta

Le quantità devono essere sufficienti affinché possa verificarsi una reazione che porti ad una precipitazione significativa, ma le provette non dovrebbero essere riempite oltre un terzo della loro capacità, perché successivamente il contenuto dell'una dovrà essere riversato nell'altra (salvo nel caso in cui si scelga nella fase di miscelazione di utilizzare un terzo contenitore, complicando però in tal modo le operazioni di pesata) senza che si producano fuoriuscite.

Scelta relativa al chiudere ermeticamente o meno le provette

Il testo, riproponendo le fasi dell'esperimento condotto da Lavoisier, prevede che le provette siano tappate. Ad un livello avanzato, quando gli studenti possono comprendere le ragioni per le quali la reazione avviene senza che siano in essa coinvolti gas, si può aprire la scelta relativa al tappare o meno le provette.

Scelta relativa alle varie modalità di pesata

Si vuole che chi esegue le operazioni di pesata rifletta per agire in un modo che sia al tempo stesso funzionale e coerente, in modo da non modificare le masse di tara nelle pesate iniziali e finali (o in modo da tenere conto delle eventuali modifiche) e poter quindi con buona ragione sviluppare considerazioni sulla conservazione della massa nella reazione chimica verificatasi.

Aspetti teorici

L'esperimento proposto dal libro di testo per verificare la legge di conservazione di massa è un tipico saggio di Chimica analitica per il riconoscimento del Piombo e fa riferimento ad un vasto insieme di conoscenze chimiche. In modo particolare, richiama i sistemi teorici che sottendono la modellizzazione delle realtà fenomeniche definite come *soluzioni* e come *reazioni di precipitazione*. Affinché l'attività di laboratorio possa permettere la costruzione di un apprendimento realmente significativo – secondo la definizione che ne è stata data da D. Ausubel – ovvero fondato non su acquisizione “meccanica” ma su effettiva comprensione, devono pertanto essere sviluppate opportune riflessioni in merito ai nodi concettuali relativi agli oggetti teorici individuati come centrali, con modalità e gradi di approfondimento che siano adeguati al livello scolastico degli studenti.

In chiave didattica riveste inoltre una particolare importanza la riflessione storica ed epistemologica: *l'uso consapevole della conoscenza* è possibile solo quando questa sia fondata non soltanto sulla comprensione dei concetti e dei nessi fra concetti ma anche sulla comprensione della ragion d'essere dei concetti stessi e dei relativi nessi.

LE SOLUZIONI

Durante l'attività di laboratorio occorrerà tener conto del concetto di solubilità e dovranno essere considerati i valori del prodotto di solubilità dei sali in soluzione.

Una *soluzione* è un miscuglio omogeneo di due o più sostanze. La sostanza presente in quantità maggiore (solida, liquida o gassosa) è detta solvente, mentre quella presente in quantità minore (solida, liquida o gassosa) è detta soluto. Ciò comporta un'ambiguità, dovuta alla differenza dei rapporti quantitativi in termini di massa, volume o numero di moli. Quando, nelle condizioni ambientali date, le sostanze sono in differenti stati fisici si definisce solvente la sostanza che in soluzione conserva il suo stato. [Raramente miscele di gas, come l'aria, sono dette soluzioni. Si definiscono invece soluzioni solide le miscele nelle quali gli atomi di una delle sostanze costituenti (soluto) sono uniformemente distribuiti all'interno del reticolo cristallino dell'altra sostanza (solvente).]

A seconda dello stato di aggregazione del soluto e del solvente, si hanno diversi tipi di soluzioni. La tabella seguente ne riporta alcuni esempi.

Esempi di soluzioni		SOLUTO		
		gas	liquido	solido
SOLVENTE	gas	Ossigeno o altri gas in azoto (aria).	Vapore acqueo nei gas che compongono l'aria.	Il naftalene nei gas che compongono l'aria.
	liquido	Anidride carbonica o ossigeno in acqua.	Etanolo in acqua. Soluzioni di idrocarburi (greggio).	Saccarosio in acqua. Cloruro di sodio in acqua. Oro in amalgama con mercurio.
	solido	Idrogeno in dissoluzione nei metalli (ad esempio platino).	Esano in paraffina. Mercurio in oro.	Acciaio, duralluminio, e altre leghe metalliche.

Una soluzione si differenzia da una generica dispersione perché il soluto è disperso nel solvente a livello di molecole o di ioni: il sistema è quindi omogeneo (una sola fase). Per solvatazione si intende l'interazione di natura elettrostatica tra soluto e solvente che porta le singole particelle di soluto disciolto ad essere circondate da particelle di solvente.

Le interazioni elettrostatiche che si possono stabilire tra soluto e solvente sono quelle ione-dipolo e dipolo-dipolo (fra le quali il legame idrogeno), le forze di Van der Waals (dipolo permanente e dipolo indotto) e le forze di London (dipolo istantaneo e dipolo indotto).

Nelle soluzioni il soluto non può essere separato dal solvente tramite filtrazione, a differenza di quanto avviene nei miscugli eterogenei quali i colloidi. La decomposizione del sistema omogeneo può essere ottenuta sfruttando le diverse proprietà fisiche di soluto e solvente (passaggi di stato).

Quando si aggiunge del soluto a un solvente, molte delle *proprietà fisiche* di quest'ultimo variano. In particolare, all'aumentare della concentrazione del soluto si alza il punto di ebollizione e si abbassa il punto di solidificazione (congelamento). Per questo motivo si può inibire il congelamento dell'acqua contenuta nel radiatore di un'automobile aggiungendovi una sostanza antigelo sotto forma di soluto, ad esempio 1,2-etandiolo (HOCH₂CH₂OH). Inoltre, la pressione di vapore del solvente si abbassa all'aumentare della concentrazione di soluto.

Un'altra importante proprietà delle soluzioni è la capacità di esercitare *pressione osmotica*. Se due solventi vengono separati da una membrana semipermeabile (una membrana che permette il passaggio delle molecole di solvente ma non di quelle di soluto), le molecole del solvente si sposteranno dalla soluzione a concentrazione più bassa a quella a concentrazione più alta, con l'effetto di diluire quest'ultima.

Rispetto al potere solvente vale la regola per cui *il simile scioglie il simile*: il polare scioglie il polare e l'apolare scioglie l'apolare.

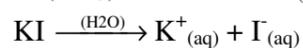
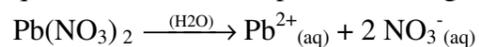
L'acqua è il principale tra i solventi polari. Importante sottolineare che il ruolo centrale dell'acqua come componente degli organismi viventi e negli ecosistemi è dovuto alle sue particolari caratteristiche chimico-fisiche: in particolare, l'acqua, in virtù della sua polarità, discioglie molte sostanze presenti nell'ambiente e all'interno degli organismi, che così possono essere trasportate e partecipare alle reazioni ed ai processi necessari per la vita.

Se si sciolgono quantità successive di un soluto nella stessa quantità di solvente, si compie una *dissoluzione*: le particelle del solvente si inseriscono fra quelle del soluto, che si disperde.

Alcuni composti chimici (essenzialmente acidi, basi e sali) quando vengono sciolti in un solvente subiscono una *dissociazione* e si ionizzano ovvero si scompongono in ioni di carica elettrica opposta: ioni positivi (cationi) e ioni negativi (anioni). Queste sostanze sono dette *elettroliti*.

Acidi e basi sono elettroliti con diverse gradualità di forza/debolezza, mentre i sali sono tutti elettroliti forti ovvero in acqua si dissociano in modo che si può ritenere completo. I composti a struttura molecolare sono prevalentemente non-elettroliti o elettroliti deboli (con l'eccezione degli acidi forti), mentre i composti a struttura ionica sono sempre elettroliti forti.

I sali utilizzati nell'attività di laboratorio volta all'osservazione della conservazione della massa in acqua si dissociano completamente negli ioni che ne compongono i reticoli:



La carica che assume lo ione è uguale al numero di ossidazione dell'elemento o alla somma del numero di ossidazione degli elementi che compongono lo ione. Nel bilanciare la reazione di dissociazione devono essere considerati tanto i rapporti stechiometrici fra gli elementi quanto i rapporti di carica fra gli ioni.

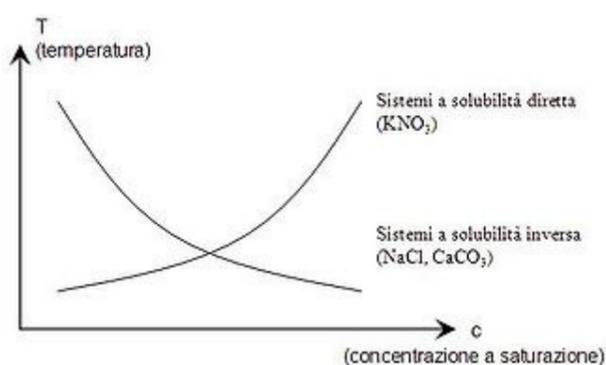
Nel caso delle sostanze elettrolitiche a struttura ionica, come negli esempi sopra riportati, la reazione di dissociazione non è una reazione vera e propria: le molecole d'acqua si inseriscono nel reticolo ionico annullando le forze elettrostatiche preesistenti (gli ioni esistono anche prima della dissociazione in soluzione). Nel caso delle sostanze elettrolitiche a struttura molecolare (ad esempio HCl), la reazione di dissociazione è una reazione vera e propria: le molecole d'acqua reagiscono con le molecole del soluto (gli ioni sono prodotti nella reazione).

In alcuni casi, due sostanze possono sciogliersi fra loro in qualsiasi proporzione, come ad esempio nella soluzione di acqua ed alcool. Nella maggior parte dei casi, però, per quanto due sostanze possano essere fra loro solubili, la quantità di soluto che può sciogliersi in una data quantità di solvente non potrà superare un determinato limite, raggiunto il quale la soluzione diviene satura. La concentrazione di soluto in una soluzione satura si definisce *solubilità S* (moli/l): è la quantità massima di soluto che può sciogliersi in un dato solvente ed è funzione della struttura chimica delle due sostanze e dalle condizioni fisiche di temperatura e pressione.

In generale, all'aumentare della *temperatura* aumenta la solubilità delle sostanze solide e liquide, mentre diminuisce quella delle sostanze gassose. Questo spiega perché i mari tropicali siano più salati e meno ricchi di ossigeno (di nutrienti) rispetto a quelli glaciali. È però da rilevare che rispetto alla dipendenza della solubilità dalla temperatura non tutte le sostanze hanno comportamenti analoghi. Per esempio, la solubilità in acqua del carbonato di litio e dei sali organici di calcio diminuisce con l'aumentare della temperatura.

Anche l'aumento della *pressione* provoca un aumento della solubilità. Un esempio è fornito dalla solubilità dell'anidride carbonica contenuta nelle bevande gassate: quando la bottiglia viene aperta, la diminuzione di pressione interna comporta la diminuzione della solubilità del gas nel solvente liquido e quindi la rapida gassificazione di una parte dell'anidride carbonica disciolta in soluzione (formazione delle bollicine). Deve essere specificato che l'aumento della solubilità in funzione dell'aumento della pressione è apprezzabile solamente nei gas. Può essere pertanto trascurato quando nella soluzione non sono coinvolte sostanze allo stato gassoso.

La *curva di saturazione o di solubilità* esprime il valore della concentrazione del soluto in condizioni di saturazione (ovvero la sua solubilità) in funzione della temperatura. Se la solubilità cresce con la temperatura il sistema solvente-soluto è detto a *solubilità diretta*, mentre se al crescere della temperatura la solubilità diminuisce, il sistema è detto a *solubilità inversa*.



Curve di solubilità per sistemi a solubilità diretta e inversa

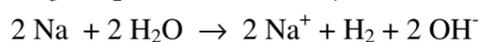
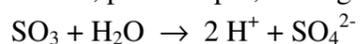
I *valori delle solubilità* delle sostanze nei diversi solventi sono costanti per valori costanti di temperatura (e di pressione nel caso dei gas), e sono riportati in letteratura. In generale, per le soluzioni in cui il soluto è strutturalmente simile al solvente si hanno elevati valori solubilità.

[Il principio termodinamico di Le Châtelier afferma che un sistema all'equilibrio, perturbato da un'azione esterna, reagisce in modo da ridurne o annullarne l'effetto, ristabilendo l'equilibrio.]

La solubilizzazione della maggior parte delle *sostanze ioniche* in acqua è un processo endotermico: la solubilità di queste sostanze aumenta quindi con l'aumentare della temperatura. La solubilizzazione della maggior parte delle *sostanze molecolari* in acqua è un processo esotermico: la solubilità di queste sostanze diminuisce quindi con l'aumentare della temperatura.

La solubilità dei *gas* aumenta con l'aumentare della pressione a causa della diminuzione del volume che si verifica nel passaggio dallo stato gassoso allo stato liquido.

La solubilità di alcune sostanze aumenta a causa della loro *reazione, spostata a destra, con acqua*. Così accade, per esempio, nei seguenti casi:



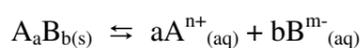
Una soluzione è detta *satura* quando contiene la massima quantità di soluto che il solvente è in grado di sciogliere ad una determinata temperatura (aggiungendo ulteriore soluto, questo non si scioglie più nel solvente). Una soluzione è detta *insatura* quando contiene una quantità di soluto inferiore a quella massima che il solvente è in grado di sciogliere ad una determinata temperatura (aggiungendo ulteriore soluto, questo si scioglierà nella soluzione).

[In condizioni particolari è possibile ottenere soluzioni soprassature, ovvero soluzioni che contengono più soluto di quanto il solvente sia normalmente in grado di sciogliere ad una determinata temperatura; tali soluzioni sono sistemi instabili che in seguito a perturbazioni meccaniche (agitazione, scuotimento, aggiunta di corpi estranei) liberano l'eccesso di soluto trasformandosi in soluzioni sature.]

Aggiungendo ad una soluzione satura ulteriore soluto, la quantità in eccesso non si scioglie più nel solvente e si separa fisicamente dalla soluzione stessa formando una nuova fase (nella soluzione allo stato liquido la fase indisciolta precipita se solida e gorgoglia se gassosa). In queste condizioni nel *sistema eterogeneo* tra la soluzione satura e il soluto indisciolto si realizza un equilibrio dinamico.

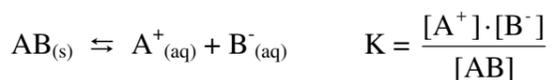
Nel caso delle soluzioni utilizzate nell'attività di laboratorio finalizzata all'osservazione della conservazione della massa, gli eccessi di nitrato di piombo e di ioduro di potassio precipitano e tra soluzione satura e soluto precipitato si realizza un *equilibrio dinamico*: la dissociazione (che porta alla formazione degli ioni in soluzione) e la precipitazione (che porta alla riagggregazione degli ioni e quindi alla formazione del precipitato che si deposita come corpo di fondo) avvengono contemporaneamente alla stessa velocità, cosicché la concentrazione della soluzione satura rimane costante nel tempo.

La costante che regola questo equilibrio prende il nome di *prodotto di solubilità o costante di solubilità analitica* e si indica con K_{ps} . Per un generico composto ionizzabile in soluzione acquosa A_aB_b , per cui in presenza di corpo di fondo del composto nella soluzione satura si stabilisce l'equilibrio eterogeneo:



il prodotto di solubilità è: $K_{ps} = [A^{n+}]^a \cdot [B^{m-}]^b$

Infatti, dato un sale mono-mono valente AB in soluzione acquosa satura e in presenza di corpo di fondo, si stabilisce l'equilibrio espresso dalla costante di equilibrio K :



e poiché all'equilibrio il corpo di fondo solido ha concentrazione costante, si può ridurre in questo modo l'espressione della costante K :

$$K \cdot [AB] = K_{ps} = [A^+] \cdot [B^-]$$

L'espressione della K_{ps} comporta che in una soluzione in cui:

- il prodotto ionico $[A^+] \cdot [B^-]$ è inferiore alla K_{ps} , non si depositerà corpo di fondo;
- il prodotto ionico $[A^+] \cdot [B^-]$ è superiore alla K_{ps} , si depositerà corpo di fondo;
- il prodotto ionico $[A^+] \cdot [B^-]$ è uguale alla K_{ps} , la soluzione è all'equilibrio (soluzione satura).

Come già sottolineato, talvolta, nelle situazioni reali, il prodotto ionico può superare il prodotto di solubilità in condizioni metastabili. Si parla in tal caso di soluzioni soprassature.

Inoltre, nelle espressioni precedenti va ipotizzato che la solubilità intrinseca del sale indissociato sia trascurabile (ciò non è vero per sali poco solubili di metalli di transizione).

Si può dire che il prodotto di solubilità rappresenta il valore massimo che può raggiungere, ad una data temperatura, il prodotto delle concentrazioni degli ioni del sale, ciascuna elevata al proprio coefficiente stechiometrico nella reazione di dissoluzione.

Ogni composto solido che si ionizza ha un prodotto di solubilità caratteristico in soluzione acquosa, il cui valore varia solo al variare della temperatura.

Quanto più è piccolo il valore del prodotto di solubilità tanto meno è solubile il sale in acqua. In pratica, i composti che compaiono nella tabella dei prodotti di solubilità si considerano insolubili o poco solubili in acqua (gli ossidi ionici non si trovano nelle tabelle ma la loro solubilità è, in genere, ancora minore di quella degli idrossidi corrispondenti).

I composti che non sono presenti nella tabella si considerano solubili in acqua in quantità apprezzabile.

LE REAZIONI DI PRECIPITAZIONE

Durante l'attività di laboratorio occorrerà richiamare il concetto di reazione chimica e soprattutto riflettere sulle reazioni di precipitazione.

Una *reazione chimica* è una trasformazione della materia che avviene senza variazioni misurabili di massa, in cui uno o più reagenti iniziali modificano la loro composizione e la loro struttura originaria per generare i prodotti.

La *materia* è composta da *atomi*. Ogni atomo possiede proprietà peculiari, derivanti dalla sua struttura atomica. Gli atomi possono legarsi tra loro per formare *molecole* (sostanze a struttura molecolare) o *reticoli* (sostanze a struttura reticolare covalente, ionica o metallica). Un *elemento* è una sostanza la cui unità elementare è costituita da un solo atomo o da atomi uguali fra loro, mentre un *composto* è una sostanza la cui unità elementare è formata da atomi diversi tra loro. Ad esempio, l'ossigeno è un elemento perché la sua molecola è formata da due atomi di ossigeno, mentre l'acqua è un composto perché la sua molecola è formata da due atomi di idrogeno legati ad un atomo di ossigeno.

Le diverse sostanze si formano attraverso reazioni chimiche, che comportano la rottura e la formazione di legami chimici tra atomi.

Le reazioni chimiche non provocano un cambiamento nella natura degli atomi (costituenti fondamentali della materia) ma solo del modo in cui sono aggregati. Non influenzano nemmeno l'aggregazione delle molecole nelle sostanze a struttura molecolare e le trasformazioni puramente fisiche quali i cambiamenti di stato (ma anche l'usura, l'erosione, la frattura, etc.).

Non fanno infine parte delle reazioni chimiche le trasformazioni dei nuclei atomici, cioè le reazioni nucleari. Ciononostante, tali reazioni interessano la Chimica e vengono studiate dalla Chimica nucleare.

Le reazioni chimiche, quindi, riguardano esclusivamente le *variazioni dei legami chimici tra gli atomi*: i legami covalenti, i legami ionici e i legami metallici.

Per comprendere i meccanismi delle reazioni chimiche è quindi fondamentale lo studio del tipo di *legami* che gli atomi realizzano fra di loro nella molecola o nella cella elementare. In particolare, dei legami ionico e covalente. Il primo comporta un vero e proprio trasferimento di elettroni da una specie chimica all'altra, e consiste sostanzialmente in un'attrazione elettrostatica tra i due ioni di carica opposta che si sono così venuti a creare; il secondo consiste invece in una sorta di condivisione di uno o più elettroni tra i due atomi interagenti.

Le reazioni chimiche possono essere classificate in *reazioni di ossidoriduzione (redox)*, nelle quali varia il numero di ossidazione di almeno uno degli atomi che prendono parte alla reazione (di solito varia il numero di ossidazione di due atomi) e *reazioni non di ossidoriduzione (non redox)*, nelle quali resta invariato il numero di ossidazione di tutti gli atomi che prendono parte alla reazione.

Tra le reazioni non redox un importante tipo di reazioni è costituito dalle cosiddette reazioni di scambio. Anche le reazioni di ossidoriduzione possono genericamente essere considerate reazioni di scambio perché in esse si realizzano degli scambi di elettroni fra due o più elementi, ma nelle reazioni di scambio propriamente dette lo scambio avviene fra cationi o fra anioni, i quali si scambiano di posto per formare fra i prodotti della reazione una sostanza che può separarsi dalle altre per scarsa solubilità, precipitando se solida o volatilizzandosi se gassosa. Le reazioni di scambio in cui si ha la formazione di un precipitato vengono dette *reazioni di precipitazione*, mentre quelle nelle quali lo scambio porta alla formazione di un composto gassoso vengono dette *reazioni di gassificazione*.

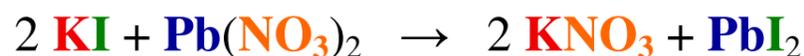
La reazione fra ioduro di potassio e nitrato di piombo che si fa avvenire nell'attività di laboratorio volta all'osservazione della conservazione della massa è una reazione di precipitazione.

È interessante mettere in relazione quanto può essere osservato a livello macroscopico con le riflessioni che possono essere sviluppate a livello microscopico secondo le rappresentazioni del fenomeno che le conoscenze chimiche ci permettono di elaborare.

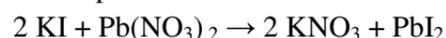
A *livello macroscopico* si può osservare che le soluzioni acquose (insature) di nitrato di piombo e di ioduro di potassio sono entrambe incolori e limpide. Mescolando le due soluzioni si vedrà apparire una sostanza solida gialla (ioduro di piombo) che tende a precipitare, raccogliendosi sul fondo del recipiente.



A *livello microscopico* il fenomeno può essere descritto come una reazione di precipitazione in cui si realizza un doppio scambio: il potassio e il piombo si scambiano infatti vicendevolmente di posto (sotto forma di ioni positivi) e il piombo va a sostituirsi al potassio accanto allo iodio per formare lo ioduro di piombo che è una sostanza poco solubile ($K_{ps} \text{PbI}_2 = 8,3 \cdot 10^{-9}$) e che pertanto precipita, come solido giallo.

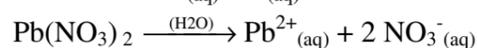
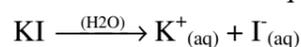


L'interpretazione del fenomeno a livello microscopico è descritta dalla *reazione in forma completa*:

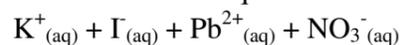


Si può però analizzare, ad un livello più approfondito, quel che accade a livello di ioni.

Nelle due soluzioni acquose di $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ e KI si ha:



Nella soluzione acquosa che si ottiene dopo aver mescolato i due preparati si hanno i seguenti ioni:



Gli ioni in soluzione possono combinarsi tra loro in diversi modi. Si ha reazione di precipitazione solo quando gli ioni possono dare un sale poco solubile, e se esistono più possibilità si forma il sale meno solubile.

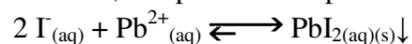
In questo caso l'unico sale poco solubile che si forma è PbI_2 .

Tenendo quindi conto del fatto che la reazione avviene fra ioni:



Gli ioni K^+ e NO_3^- sono spettatori della reazione: si trovano invariati da sinistra a destra. L'effettiva reazione è tra gli ioni I^- e Pb^{2+} .

Pertanto, semplificando e precisando la scrittura, si ottiene la *reazione in forma ionica*:



Lo ioduro di piombo precipita, ma deve essere specificato che una sua piccola parte rimane dissociata in soluzione: $K_{ps} \text{PbI}_2 = [\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{I}] = 8,3 \cdot 10^{-9}$

La reazione in forma ionica dice quali ioni reagiscono. La reazione in forma completa dice quali sono tutti gli elementi presenti.

La reazione in forma ionica riassume in sé molte reazioni in forma completa e per ottenere la stessa reazione ionica possono essere realizzate diverse reazioni complete. In altri termini, per ottenere gli stessi ioni reagenti possono essere impiegati diversi sali dello stesso ione.

Se in laboratorio non fossero disponibili ioduro di potassio e nitrato di piombo, per ottenere la precipitazione dello ioduro di piombo si potrebbero utilizzare altri sali capaci di rilasciare in soluzione acqua lo ione I^- e lo ione Pb^{2+} . Per quanto riguarda lo ione I^- , può essere ottenuto in concentrazioni significative dalla dissoluzione in acqua di tutti gli ioduri ad eccezione di quelli nei quali I^- si combina con Ag^+ , Pb^{2+} , Hg^{2+} e Cu^+ (sali scarsamente solubili). Per quanto riguarda lo ione Pb^{2+} , può essere ottenuto in concentrazioni significative dalla dissoluzione in acqua di tutti i sali di piombo ad eccezione di quelli nei quali Pb^{2+} si combina con Cl^- , Br^- , I^- e SO_4^{2-} (sali scarsamente solubili).

La formazione di precipitati è alla base dei *saggi a umido* dell'analisi chimica qualitativa, nei quali la presenza di un dato ione o di un dato gruppo funzionale nel campione in analisi viene resa evidente dalla comparsa di un precipitato a seguito del trattamento del campione stesso con un opportuno reagente. Ad esempio, per evidenziare la presenza di cloruri, bromuri e ioduri viene utilizzato il nitrato d'argento.

La precipitazione è quindi un *processo chimico-fisico* che interessa le soluzioni e che consiste nella separazione del soluto dal solvente. Tale separazione può avvenire a seguito di una reazione chimica che porta alla trasformazione del soluto in una sostanza solida poco solubile o insolubile e/o per un'alterazione dei parametri fisici della soluzione dai quali dipende la solubilità del soluto (aumento della concentrazione del soluto e/o variazione della temperatura). Il precipitato può essere poi separato dalla soluzione per filtrazione o centrifugazione.

Per riflettere sulla distinzione tra l'azione dei fattori chimici e l'azione dei fattori fisici che concorrono alla precipitazione, può essere utile osservare, una volta fatta avvenire la reazione di precipitazione mescolando le soluzioni di nitrato di piombo e di ioduro di potassio, che la solubilità dello ioduro di piombo varia al variare della temperatura. Infatti, riscaldando la soluzione nella quale è avvenuta la precipitazione il corpo giallo depositato sul fondo lentamente scompare dissolvendosi nel solvente, per poi ricomparire precipitando nuovamente quando la si lascia raffreddare: come accade per la maggior parte delle sostanze solide e liquide, la solubilità dello ioduro di piombo aumenta all'aumentare della temperatura.

Si può quindi distinguere la precipitazione avvenuta a causa della reazione chimica che ha portato alla formazione di una nuova sostanza dalla precipitazione avvenuta a causa dell'alterazione delle condizioni fisiche della soluzione.

Precauzioni per la sicurezza nel laboratorio: i sali di piombo devono essere maneggiati con cautela, perché sono velenosi.

LA CONSERVAZIONE DELLA MASSA

L'attività di laboratorio è finalizzata all'osservazione sperimentale della conservazione della massa nelle reazioni chimiche.

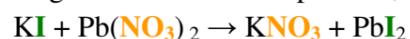
Per tutte le reazioni chimiche è valida la legge di conservazione della massa formulata da A. Lavoisier nel 1789: «nulla si crea, né nei processi artificiali né in quelli naturali, e si può assumere come princi-

pio che in ogni operazione la quantità di materia è la stessa prima e dopo la esperienza e che si verificano solo trasformazioni».

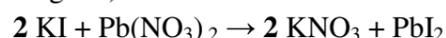
Su questo principio si basa tutta la Chimica sperimentale. Per tutte le reazioni chimiche possiamo così esprimere la legge di conservazione della massa: *la somma delle masse delle sostanze che reagiscono (reagenti) è uguale alla somma delle masse delle sostanze che si producono (prodotti).*

Nulla si crea, nulla si distrugge, tutto si trasforma. Da questo postulato fondamentale deriva la necessità del *bilanciamento*: le equazioni che rappresentano le reazioni chimiche devono essere bilanciate ovvero per ogni specie chimica il numero degli atomi a sinistra e destra nell'equazione deve rimanere invariato.

Si nota molto bene come l'equazione seguente non sia bilanciata. Si trovano infatti 2 gruppi NO_3 fra i reagenti ma solo 1 fra i prodotti, 1 atomo di **I** fra i reagenti ma ben 2 fra i prodotti.



Il bilanciamento viene fatto portando a **2** il numero di gruppi NO_3 fra i prodotti (diventano 2 anche gli atomi di K fra i prodotti) e quindi a **2** gli atomi di **I** fra i reagenti (diventano 2 anche gli atomi di K fra i reagenti).



I *coefficienti stechiometrici* esprimono i rapporti molari con cui le sostanze coinvolte nella reazione reagiscono.

[Una regola di tipo operativo suggerisce di iniziare le operazioni di bilanciamento sempre a partire dai coefficienti stechiometrici delle sostanze contenenti gli atomi di ossigeno.]

Ad un livello più approfondito, deve essere specificato che il principio di conservazione della massa è valido nel campo fenomenologico delle reazioni chimiche, nelle quali le quantità di energia emessa o assorbita sono relativamente piccole e non sono misurabili le corrispondenti variazioni di massa, ma non nel campo fenomenologico delle reazioni nucleari, nelle quali sono in gioco quantità enormi di energia e le corrispondenti variazioni di massa sono misurabili. Per quanto riguarda le reazioni nucleari si deve considerare la *relazione di equivalenza tra massa ed energia* espressa nell'equazione formulata da A. Einstein $E = mc^2$ e il principio di conservazione al quale si deve fare riferimento è quello della conservazione dell'energia.

Nel complesso, l'attività di laboratorio offre l'occasione per riflettere anche sul primo principio della termodinamica, il *principio di conservazione dell'energia*: poiché l'energia non può essere né creata né distrutta, la quantità di energia in un sistema isolato rimane costante.

Riflettere sui principi di conservazione permette di acquisire strumenti concettuali necessari per interpretare in chiave sistemica i processi fisici e chimici analizzandone i flussi ed i cicli di energia e di materia.

ULTERIORI APPROFONDIMENTI

Con studenti che possiedano le conoscenze chimiche di base si potrebbe far “esplodere” ulteriormente l'esperienza, aprendolo alle riflessioni relative ai tipi di reazioni chimiche o al colore delle sostanze chimiche e alle tecniche analitiche di spettrofotometria utilizzate in Chimica per determinazioni qualitative, quantitative ed inerenti lo studio della struttura della materia e del legame chimico.

CENNI STORICI

Antoine-Laurent Lavoisier (Parigi 1743-1794), chimico francese considerato il fondatore della Chimica moderna, studiò presso il Collège Mazarin e fu eletto membro dell'Accademia delle Scienze nel 1768. Rivestì numerose cariche pubbliche, diresse l'arsenale di Parigi e fu al vertice della Tesoreria di Stato. Tentò di riformare il sistema monetario e fiscale francese, e di apportare modifiche ai metodi di coltivazione. In qualità di "fermier général" (esattore generale delle imposte) fu arrestato, processato dal tribunale rivoluzionario e ghigliottinato l'8 maggio 1794.

Fin dall'inizio dei suoi studi Lavoisier si rese conto che la Chimica richiedeva innanzi tutto una *nuova impostazione metodologica*. In un suo scritto afferma: «le sensazioni non ci rendono esattamente conto di ciò che ci colpisce finché non ci offrono rapporti suscettibili di precisione. Ora, rapporti di questo tipo non si riscontrano tra sapori, odori, ecc. ed è quindi necessario ricorrere a mezzi meno ingannevoli, cioè alla determinazione del peso e del volume di ciascuna parte del corpo del quale si indaga la natura e alla comparazione di questi volumi e pesi tra loro e con quelli dei corpi stessi. Questi strumenti sono i soli in grado di svelare i principi delle sostanze naturali: perciò si dovrebbe esigere dai chimici il loro uso rigoroso in tutte le esperienze». (Opuscules Physiques et Chymiques, I tomo, Parigi, M. DCC. LXXIV).

Per Lavoisier il lavoro del chimico doveva fondarsi sulla misura: per definire la natura di una sostanza era necessario considerare le *proprietà misurabili dei corpi*, come peso e volume. Ma la ricerca non poteva essere svolta casualmente: *ogni indagine deve partire da un'ipotesi*, in base alla quale lo scienziato imposta rigorosi esperimenti di verifica da attuare con strumenti appositamente progettati. Egli riteneva che «la verità non possa emergere da un casuale elenco di osservazioni ed esperienze, ma unicamente dall'ordine con cui vengono presentate».

Lo scopo della Chimica secondo Lavoisier è la ricerca di teorie in grado di spiegare razionalmente i fatti. Egli pensava, infine, che fosse necessario sviluppare un linguaggio rigoroso: la Scienza a suo parere, è «un insieme di fatti, le idee che li ricordano, le parole che li esprimono».

I contributi fondamentali di Lavoisier alla Chimica, furono il risultato di uno sforzo mirato a ricondurre tutte le sperimentazioni all'interno di una singola struttura di teorie.

Alcuni dei più importanti esperimenti di Lavoisier esaminarono la natura della combustione. Attraverso questi esperimenti dimostrò che la combustione è un processo che coinvolge la combinazione di una sostanza con l'ossigeno. Dimostrò anche il ruolo dell'ossigeno nella respirazione di animali e piante, così come nella formazione della ruggine. La spiegazione data da Lavoisier alla combustione comportò la demolizione della teoria del flogisto di Priestley, la quale postulava che la materia, quando brucia, rilascia una sostanza chiamata flogisto. Scoprì inoltre che l'aria infiammabile di Henry Cavendish, che chiamò *idrogeno* (dal greco *formatore d'acqua*), si combinava con l'ossigeno per produrre una rugiada che, come riportò Joseph Priestley, appariva essere acqua (il lavoro di Lavoisier era parzialmente basato su quello di Priestley). In *Sur la combustion en general* del 1777 e in *Considérations Générales sur la Nature des Acides* del 1778 dimostrò che l'"aria" responsabile della combustione era anche fonte di acidità. Nel 1779 chiamò questa parte dell'aria *ossigeno* (dal greco *formatore d'acido*) e l'altra *azoto* (dal greco *senza vita*). In *Reflexions sur le Phlogistique* del 1783 Lavoisier mostrò come la teoria flogistica risultasse inadeguata.

Gli esperimenti di Lavoisier, furono tra i primi esperimenti chimici veramente "quantitativi", ad essere condotti. Egli introdusse l'uso sistematico della bilancia chimica e dimostrò che, sebbene la materia muti nel corso di una reazione chimica, la massa complessiva rimane invariata. Bruciò fosforo e zolfo nell'aria e mostrò come il prodotto pesasse più della materia iniziale – ciò non di meno, il peso acquisito era stato perso dall'aria. Questi esperimenti fornirono la base per la formulazione della *legge di conservazione della massa*: in una reazione chimica la massa complessiva dei reagenti è uguale alla massa complessiva dei prodotti.

Lavoisier investigò anche la composizione dell'acqua, e battezzò i suoi componenti come *ossigeno* e *idrogeno*. Con il chimico francese Claude-Louis Berthollet ideò una nomenclatura chimica che è ancora alla base del sistema moderno, descrivendo il tutto nel suo *Méthode de nomenclature chimique* del 1787. Il *Traité Élémentaire de Chimie* del 1789 è considerato il primo moderno libro di testo di Chimica: presentava una visione unificata delle nuove teorie della Chimica, conteneva una chiara enunciazione della legge di conservazione della materia e negava l'esistenza del flogisto. Inoltre, nel *Trattato sugli elementi chimici* del 1789 Lavoisier chiarificò il concetto di elemento come sostanza semplice che non può essere scomposta attraverso nessun metodo conosciuto dell'analisi chimica, e concepì una teoria della formazione dei composti chimici a partire dagli elementi. In aggiunta stilò una lista di elementi, o sostanze, che non potevano essere scomposte, che includeva ossigeno, azoto, idrogeno, fosforo, mercurio, zinco, e zolfo. La sua lista, comunque, includeva anche *luce* e *caloria*, che credeva essere sostanze materiali.

I principi di conservazione

Nel XVIII secolo il chimico francese Antoine Lavoisier comprese che in una reazione chimica la massa complessiva degli elementi che partecipano alla trasformazione rimane costante, e formulò il principio di conservazione della massa.

All'inizio del XIX secolo gli scienziati compresero che l'energia si trasferisce tra i corpi e che esistono diverse modalità attraverso le quali i trasferimenti di energia avvengono manifestando l'energia stessa (l'energia è una e le cosiddette "forme di energia" sono semplicemente diverse modalità di trasferimento dell'energia – mediante diversi portatori – che dipendono dai dispositivi coinvolti nelle catene energetiche). Questa intuizione condusse gli scienziati tedeschi Hermann von Helmholtz e Julius Robert von Mayer e il fisico britannico James Prescott Joule a formulare il principio di conservazione dell'energia: la legge oggi nota come primo principio della termodinamica, nella sua forma più generale, afferma che la quantità di energia in un sistema isolato rimane costante (il principio si può anche enunciare affermando che la quantità di calore assorbita o ceduta da un sistema termodinamico è uguale al lavoro compiuto su di esso dall'esterno o che esso compie sull'esterno). Il principio di conservazione dell'energia permette di determinare l'evoluzione di qualsiasi sistema fisico modellizzabile attraverso le leggi della meccanica classica.

Nel 1905, con la teoria della relatività speciale, Albert Einstein formulò l'equivalenza di massa ed energia: ciò naturalmente rese necessaria l'integrazione dei due principi di conservazione separati, per arrivare alla formulazione di un'unica legge di validità generale, comprensiva di entrambi.

Le leggi della Fisica e della Chimica secondo le quali, nel corso di determinate trasformazioni, alcune delle grandezze che caratterizzano un sistema fisico rimangono invariate ebbero sempre un ruolo estremamente importante nella ricerca scientifica: l'osservazione dell'apparente violazione dei principi di conservazione funzionò da impulso (problema iniziale) per lo sviluppo di numerosi lavori scientifici.

DIDATTICA ED EPISTEMOLOGIA

Il sapere scientifico non coincide con la verità ma tende alla verità, non è oggettivo ma tende all'oggettività, ed è sempre un sapere ipotetico e relativo. I risultati della Scienza non sono esatti ma approssimati, non sono certi ma statisticamente probabili. I confini che i concetti scientifici definiscono non sono netti ma sfumati.

La costruzione del sapere scientifico dipende sempre da un insieme molto ampio di contingenze, che sono relative *i.* al contesto socio-culturale, che condiziona lo sviluppo della ricerca, *ii.* al contesto epistemologico, che stabilisce i criteri di scientificità, *iii.* al contesto tecnico-scientifico, che determina le possibilità percettive e le possibilità di sperimentazione, *iv.* al contesto teorico di riferimento, alla luce del quale si elabora la conoscenza, *v.* all'invenzione razionale, che definisce la forma dei costrutti teori-

ci, *vi.* alla progettazione e all'esecuzione dei processi sperimentali ed all'interpretazione dei dati empirici ottenuti, *vii.* all'interazione che si realizza nelle fasi di condivisione-revisione paritaria.

Le teorie non sono ricavate (estratte) dalla realtà, ma sono inventate dagli scienziati e calate sulla realtà per interpretarla. Le conoscenze scientifiche sono costruzioni mentali e quindi *invenzioni della mente*, non scoperte: la Scienza inventa, e non scopre, i suoi saperi (si scopre qualcosa che già esiste). Le scoperte entrano nel processo scientifico solo nelle fasi di percezione e nelle fasi conclusive della sperimentazione. Ma l'attività peculiare dello scienziato consiste nell'*inventare* oggetti concettuali e sistemi teorici utili per comprendere e spiegare il mondo fisico e per agire efficacemente sulla realtà.

Non vi è alcuna garanzia che le supposizioni inventate corrispondano alla realtà dei fatti: le ipotesi sono fallibili e costantemente riformulabili. Le ipotesi devono quindi essere messe alla prova, per essere corroborate oppure smentite e sostituite da ipotesi più adeguate.

Si tratta di controllare se il mondo si comporta come prevede la congettura, ma anziché parlare di test di verifica delle ipotesi, è più opportuno affermare che i ricercatori mettono alla prova le loro modellizzazioni del reale mediante i confronti teorici e sperimentali attraverso i quali controllano l'attendibilità delle costruzioni concettuali (modelli e teorie) che sono fondate sulle stesse congetture.

Riconoscere in questi termini la natura del sapere scientifico non significa degradarne il valore a quello dell'opinione (dal latino *opinio*, credenza): la Scienza è un sistema conoscitivo forte. In nessun campo della conoscenza c'è altrettanta condivisione – e quindi oggettivazione – quanto nel campo delle Scienze formali ed empirico-formali (nelle Scienze ermeneutiche il grado di interpretazione individuale è troppo alto e non è sottoposto a controllo di coerenza con il contesto scientifico sulla base di presupposti logici).

Penso che nel riflettere sulla relatività del sistema scientifico nei termini sopra esposti si debba evidenziare come tale prospettiva relativista non implichi in alcun modo scetticismo nei confronti della Scienza: riconoscere che le conoscenze scientifiche siano frutto di processi conoscitivi sottoposti a contingenze/condizionamenti e a soggettività, così come il riconoscere che tali conoscenze scientifiche siano sempre relative e che non possano essere definite "verità", non significa in nessun modo disconoscere la forza delle conoscenze scientifiche stesse, costruzioni concettuali che il processo scientifico non può che rafforzare ulteriormente tramite consolidamenti e/o ristrutturazioni. La Scienza è il migliore degli strumenti/sistemi concettuali che abbiamo a disposizione per relazionarci con il mondo fisico: le conoscenze scientifiche sono caratterizzate da relatività e le "verità" – assolute o relative che siano – non sono raggiungibili, ma grazie alla Scienza è possibile la previsione dei fenomeni fisici (in termini di altissima probabilità, a volte così alta che nella pratica si può parlare di "certezze") ed è possibile il controllo dei fenomeni fisici (entro determinati limiti); in ambito pratico-operativo ci si affida alla Scienza – tramite la Tecnologia, che in larga misura è applicazione delle conoscenze scientifiche – e non alle opinioni, perché la Scienza funziona! Quest'ultima considerazione rende evidente l'assenza del nesso causale che condurrebbe dalla posizione relativista a quella scetticista e credo sia allo stesso tempo sufficiente alla demolizione dello stesso scetticismo nei confronti della Scienza. Credo che la confusione – nei termini sopra esposti – tra relativismo e scetticismo sia molto diffusa.

[La Scienza riguarda la *produzione* della conoscenza, la Tecnologia riguarda l'*uso* della conoscenza (in larga misura della conoscenza scientifica, ma anche della conoscenza originata dal senso comune). Scienza e Tecnologia si influenzano reciprocamente e il confine tra l'ambito scientifico e l'ambito tecnologico si trova nella zona in cui le applicazioni tecnico-scientifiche aumentano il campo percettivo, permettendo la nascita di nuovi problemi, l'elaborazione di nuove congetture e la realizzazione di nuove pratiche sperimentali.]

Molti insegnanti pensano che possa essere pericoloso far passare l'idea di Scienza relativa e convenzionale. Secondo il mio parere ciò è spesso dovuto alla confusione tra Scienza e Tecnologia e quindi tra pensiero scientifico e sua pratica applicazione operativa: riconoscere l'importanza di un approccio di studio olistico non implica il non poter definire un campo empirico di riferimento (ovvero scegliere cosa-come osservare) così come riconoscere l'indeterminatezza di alcuni aspetti di un concetto scientifico non implica il non poterlo definire – in modo più o meno preciso – in funzione della sua applicazione operativa. Il discriminante fondamentale, secondo me, è la *consapevolezza*: è molto diverso utilizzare un concetto scientifico appositamente ristretto-ridefinito in funzione della sua operatività tecnologica pensando tale concetto (e tale applicazione tecnologica) come Scienza dall'aver consapevolezza della natura scientificamente corretta del concetto stesso e delle ragioni delle scelte che hanno portato ad una sua ridefinizione in funzione dell'operatività pratica tecnologica. Inoltre, riconoscere un grado di indeterminatezza nei concetti scientifici non equivale a riconoscerne la relatività: un concetto scientifico può non contenere elementi di indeterminatezza (come nel caso, per esempio, del concetto chimico di sostanza pura), ma essere comunque considerato come caratterizzato da relatività, semplicemente in quanto conoscenza scientifica.

Nella prospettiva di educare/formare una persona alla vita, come può essere negativo un approccio didattico teso a far riflettere i ragazzi sulla relatività della Scienza o sull'indeterminatezza implicita in alcuni concetti scientifici? Far capire ai ragazzi che un determinato oggetto può essere osservato da differenti punti di vista, tenendo conto di differenti ranges spaziali e temporali e nell'esigenza di rispondere a differenti domande di base significa creare le condizioni predisponenti affinché i ragazzi possano comprendere e quindi apprendere in modo significativo non solo i concetti connessi all'oggetto di studio stesso, ma anche cosa sia e come si costruisca la Scienza e soprattutto come conoscere in modo scientifico. Significa, inoltre, offrire loro la possibilità di elaborare una rappresentazione mentale del mondo fisico articolata su differenti livelli di complessità sistemiche, ovvero di acquisire una consapevolezza essenziale sia in chiave cognitiva che operativa: avere consapevolezza della complessità sistemica è condizione necessaria per l'individuazione delle variabili che compongono il sistema oggetto di studio, condizione a sua volta pregiudiziale – ancorché non sufficiente – per intervenire su di esse.

Altri insegnanti criticano negativamente la prospettiva didattica secondo la quale è necessario far passare un'idea di Scienza non oggettiva, sostenendo che «gli studenti rischiano di uscire dalle lezioni con meno convinzioni e con più dubbi di quanti non ne avessero prima». Credo che la confusione di cui parlano questi insegnanti possa essere indice di movimento e ristrutturazione nel sistema di idee precostituite, un elemento positivo quindi. Come scriveva Friedrich Nietzsche, solo il caos può generare stelle. Certo, è importante l'aiuto del docente nel riorganizzare in nuovi schemi mentali le idee mobilitate e quelle convogliate.

Se, nell'analizzare un problema, si diviene consapevoli dell'esistenza/importanza di variabili prima ignorate/non considerate e/o se si comprende che lo stesso problema può essere analizzato in una diversa prospettiva, gli schemi mentali preesistenti si modificano; ciò può determinare, almeno inizialmente, una sensazione di insicurezza/smarrimento rispetto all'acquisita consapevolezza di dover mettere in discussione conoscenze precedentemente considerate solidi punti di riferimento.

In effetti, la prospettiva va ribaltata: diventare più "insicuri", nel senso di porsi più domande e considerare più variabili, significa acquisire maggiore sicurezza in chiave operativa, dal momento che un approccio analitico permette di conoscere e separare le componenti e le variabili del sistema oggetto di lavoro e genera quindi la consapevolezza che è condizione necessaria – ancorché non sufficiente – per poter intervenire su di esso. Inoltre, tale "insicurezza" permette di crescere nella predisposizione alla negoziazione dei significati, indispensabile in ogni atto comunicativo.

Emerge in modo significativo la necessità per la Scuola di far riflettere sulla Scienza ed è importante che il docente faciliti la costruzione di un'idea di Scienza non più ancorata ai vecchi paradigmi e aperta invece ai paradigmi emergenti, l'idea di una Scienza

- non statica, ma dinamica e in continua evoluzione;

- non isolata e indipendente, ma condizionata dal contesto socio-culturale;
- non oggettiva, ma oggettivata dalla condivisione-revisione intersoggettiva dei costrutti teorici all'interno della comunità scientifica;
- non assoluta, ma relativa e convenzionale;
- non produttrice di certezze e verità, ma di ipotesi, modelli e teorie, strumenti concettuali per l'interpretazione della realtà sempre perfettibili;
- non esatta, ma approssimata-probabilistica e lo stesso rigorosa perché razionale e coerente;
- non costruita attraverso un "metodo sperimentale" induttivistico (prospettiva riduzionista caratterizzata da pensiero lineare), ma attraverso una pluralità di procedure logiche deduttive, induttive ed abduttive (prospettiva olistica caratterizzata da pensiero sistemico) tutte originanti dalla necessità di elaborare risposte (ipotesi - modelli - teorie) a problemi di tipo pratico e di tipo concettuale (problemi epistemologici);
- non derivante da un processo di costruzione di conoscenza seriale e cumulativo (prospettiva riduzionista caratterizzata da pensiero lineare), ma dalla complessa e retroattiva integrazione di molteplici processi i cui risultati sono spesso fra loro contrastanti (prospettiva olistica caratterizzata da pensiero sistemico);
- non accidentale che procede accorgendosi di cose ovvie e descrivendole (scoperte), ma razionale che procede elaborando soluzioni concettuali (invenzioni): non è l'osservazione casuale a costruire la Scienza, ma la Scienza a cercare/cogliere l'osservazione e ad alimentarsene;
- potente ed utile all'uomo non per dominare la Natura, ma per vivere in armonia con i suoi equilibri e preservare la Vita.

Considerando nel complesso i vantaggi cognitivo-formativi per lo studente, deve essere detto che far riflettere sull'Epistemologia è importante per far comprendere come mai si insegnino le Scienze e quindi per educare *alle* Scienze, favorendo la riflessione non soltanto su una parte delle conoscenze disciplinari, ma anche sui processi attraverso i quali i saperi scientifici sono costruiti e sullo statuto dei saperi scientifici stessi. Avere un'idea completa di cosa sia la Scienza è necessario per lo sviluppo della capacità di costruzione scientifica di conoscenza e per l'uso consapevole della conoscenza scientifica stessa.

L'insegnante delle materie scientifiche dovrebbe considerare gli scopi dell'educazione alle Scienze e quindi riflettere costantemente per creare le condizioni predisponenti e fornire gli strumenti logici necessari affinché gli studenti possano *i.* non soltanto apprendere in modo significativo corrette conoscenze scientifiche, ma anche e soprattutto *ii.* costruire un'adeguata idea di Scienza, *iii.* sviluppare capacità di pensiero logico-scientifico lineare e sistemico (alfabetizzazione scientifica) e *iv.* acquisire le abilità metacognitive necessarie per controllare i propri processi di autoeducazione (imparare ad imparare). In particolare, lo studente che comprende ed apprende esclusivamente concetti e relazioni fra loro esistenti acquisisce una conoscenza fine a se stessa; solo lo studente che comprende anche perché e come quei concetti siano stati identificati come significativi e perché e come siano state stabilite relazioni fra gli stessi può non solo acquisire la conoscenza, ma utilizzarla in modo consapevole.

Tutto ciò concorre sia alla formazione di persone capaci di leggere ed interpretare il mondo in modo dinamico e razionale e quindi di muoversi in esso in modo consapevole sia alla preparazione di futuri scienziati.

Per l'insegnante riflettere sull'Epistemologia è pertanto fondamentale: lo studio dell'Epistemologia permette di acquisire gli strumenti intellettuali necessari per comprendere cosa sia e come si produca la Scienza, per comprendere quale possa essere il modo migliore per acquisire un sapere scientifico e quindi per modificare in modo conseguente la propria Didattica e la propria prassi didattica. Tale riflessione può facilitare in modo particolare la definizione dei contenuti essenziali e dei concetti strutturanti, e l'individuazione delle sequenze epistemologicamente corrette su cui fondare la costruzione di conoscenza. Inoltre, nel corso dei processi di insegnamento-apprendimento, inevitabilmente il docente trasmette agli studenti non soltanto i contenuti disciplinari che tratta in modo esplicito, ma anche

un'immagine del proprio curriculum implicito didattico-epistemologico ovvero delle proprie idee rispetto a natura dei saperi scientifici, metodologia della Scienza, storicità dei saperi scientifici, modalità di formulazione dei contenuti (linguaggio), rapporti tra Scienza ed Etica e tra Scienza e Società; si trasmettono il *perché* e il *come* più del *cosa*, ed è pertanto necessario riflettere sull'Epistemologia anche per avere maggiore consapevolezza della propria posizione epistemologica e poter controllare il flusso di informazioni epistemologiche che consapevolmente o inconsapevolmente si fa passare.

Si vuole infine richiamare ulteriormente l'importanza del rapporto (così abitualmente sconosciuto) tra Epistemologia e Didattica: nella convinzione di dover condividere l'ipotesi che i processi di comprensione – e quindi di apprendimento significativo – si basano sul bisogno di risolvere un problema di partenza e sulla ricostruzione nella corretta sequenza delle operazioni cognitive che portano alla costruzione della conoscenza (che corrispondono alle corrette sequenze epistemologiche disciplinari), si sottolinea per l'insegnante la necessità di riflettere sull'Epistemologia della disciplina, per poter in tale chiave ragionare sull'Epistemologia della Didattica e quindi modificare la Didattica disciplinare in modo da rispondere ai reali bisogni cognitivi dei ragazzi.

SOLUBILITÀ IN ACQUA DEI COMPOSTI INORGANICI

IONI NEGATIVI (ANIONI)	IONI POSITIVI (CATIONI)	CARATTERISTICHE DI SOLUBILITÀ DEI COMPOSTI
Praticamente tutti	Ioni alcalini (Li ⁺ , Na ⁺ , K ⁺ , Rb ⁺ , Cs ⁺)	Solubili
Praticamente tutti	Ione idrogeno H ⁺	Solubili
Praticamente tutti	Ione ammoni NH ⁺	Solubili
Nitrato NO ₃ ⁻	Praticamente tutti	Solubili
Acetato CH ₃ COO ⁻	Praticamente tutti	Solubili
Cloruro Cl ⁻ Bromuro Br ⁻ Ioduro I ⁻	Ag ⁺ , Pb ²⁺ , Hg ²⁺ , Cu ⁺	Scarsamente solubili
	Tutti gli altri	Solubili
Solfato SO ₄ ²⁻	Ca ²⁺ , Sr ²⁺ , Ba ²⁺ , Pb ²⁺	Scarsamente solubili
	Tutti gli altri	Solubili
Solfuro S ²⁻	Ioni alcalini, H ⁺ , NH ⁺ , Be ²⁺ , Mg ²⁺ , Ca ²⁺ , Sr ²⁺ , Ba ²⁺	Solubili
	Tutti gli altri	Scarsamente solubili
Ossidrilie OH ⁻	Ioni alcalini, NH ⁺ , Sr ²⁺ , Ba ²⁺	Solubili
	Tutti gli altri	Scarsamente solubili
Fosfato PO ₄ ³⁻ Carbonato CO ₃ ²⁻ Solfito SO ₃ ²⁻	Ioni alcalini, H ⁺ , NH ⁺	Solubili
	Tutti gli altri	Scarsamente solubili

PRODOTTI DI SOLUBILITÀ (a 25°C)
(ordinati per anione)

	<u>Fluoruri</u>				
BaF ₂		$1,1 \cdot 10^{-6}$	PbS		$8,4 \cdot 10^{-29}$
CaF ₂		$1,5 \cdot 10^{-10}$	PoS		$6,2 \cdot 10^{-29}$
MgF ₂		$6,6 \cdot 10^{-9}$	Sb ₂ S ₃		$1,7 \cdot 10^{-93}$
PbF ₂		$2,7 \cdot 10^{-8}$	SnS		$3,0 \cdot 10^{-28}$
SrF ₂		$2,5 \cdot 10^{-9}$	ZnS		$2,7 \cdot 10^{-25}$
				<u>Idrossidi</u>	
	<u>Cloruri</u>		Ag(OH)		$1,5 \cdot 10^{-8}$
AgCl		$1,8 \cdot 10^{-10}$	Al(OH) ₃		$5 \cdot 10^{-33}$
CuCl		$1,9 \cdot 10^{-7}$	Ba(OH) ₂		$5,0 \cdot 10^{-3}$
Hg ₂ Cl ₂		$1,4 \cdot 10^{-18}$	Ca(OH) ₂		$4,5 \cdot 10^{-6}$
HgCl ₂		$7,5 \cdot 10^{-15}$	Cd(OH) ₂		$5,1 \cdot 10^{-15}$
PbCl ₂		$1,7 \cdot 10^{-5}$	Co(OH) ₂		$5,7 \cdot 10^{-15}$
TlCl		$1,8 \cdot 10^{-4}$	Co(OH) ₃		$2,5 \cdot 10^{-43}$
			Cr(OH) ₃		$6,5 \cdot 10^{-31}$
	<u>Bromuri</u>		Cu(OH) ₂		$1,6 \cdot 10^{-19}$
AgBr		$5,3 \cdot 10^{-13}$	Fe(OH) ₂		$4,7 \cdot 10^{-17}$
CuBr		$6,3 \cdot 10^{-8}$	Fe(OH) ₃		$2,5 \cdot 10^{-39}$
Hg ₂ Br ₂		$5,6 \cdot 10^{-23}$	Hg(OH) ₂		$3 \cdot 10^{-26}$
HgBr ₂		$8,0 \cdot 10^{-20}$	Hg ₂ (OH) ₂		$5 \cdot 10^{-24}$
PbBr ₂		$6,4 \cdot 10^{-6}$	Mg(OH) ₂		$5,4 \cdot 10^{-12}$
TlBr		$3,7 \cdot 10^{-6}$	Mn(OH) ₂		$2,0 \cdot 10^{-13}$
			Ni(OH) ₂		$5,3 \cdot 10^{-16}$
	<u>Ioduri</u>		Pb(OH) ₂		$1,3 \cdot 10^{-20}$
AgI		$8,1 \cdot 10^{-17}$	Sn(OH) ₂		$5,1 \cdot 10^{-27}$
CuI		$1,2 \cdot 10^{-12}$	Sn(OH) ₄		$1,0 \cdot 10^{-57}$
Hg ₂ I ₂		$5,3 \cdot 10^{-29}$	Sr(OH) ₂		$1,4 \cdot 10^{-4}$
HgI ₂		$2,6 \cdot 10^{-29}$	Zn(OH) ₂		$7,4 \cdot 10^{-17}$
PbI₂		$8,3 \cdot 10^{-9}$			
				<u>Carbonati</u>	
	<u>Solfuri</u>		Ag ₂ CO ₃		$8,2 \cdot 10^{-12}$
Ag ₂ S		$5,9 \cdot 10^{-50}$	BaCO ₃		$2,6 \cdot 10^{-9}$
Al ₂ S ₃		$2,0 \cdot 10^{-7}$	CaCO ₃		$4,9 \cdot 10^{-9}$
Bi ₂ S ₃		$1,4 \cdot 10^{-99}$	CdCO ₃		$6,0 \cdot 10^{-12}$
CdS		$1,4 \cdot 10^{-29}$	CoCO ₃		$1,4 \cdot 10^{-13}$
CoS		$5 \cdot 10^{-21}$	CuCO ₃		$2,5 \cdot 10^{-10}$
Cu ₂ S		$2 \cdot 10^{-48}$	FeCO ₃		$3,1 \cdot 10^{-11}$
CuS		$1,5 \cdot 10^{-36}$	Hg ₂ CO ₃		$3,7 \cdot 10^{-15}$
FeS		$1,5 \cdot 10^{-19}$	Li ₂ CO ₃		$8,1 \cdot 10^{-4}$
FeS ₂		$4,2 \cdot 10^{-30}$	MgCO ₃		$6,8 \cdot 10^{-6}$
HgS		$2,2 \cdot 10^{-52}$			
MnS		$4,5 \cdot 10^{-14}$			
NiS		$1 \cdot 10^{-21}$			

MnCO ₃		2,2 · 10 ⁻¹¹	Cu(IO ₃) ₂		1,4 · 10 ⁻⁷
NiCO ₃		1,4 · 10 ⁻⁷	Pb(IO ₃) ₂		3,6 · 10 ⁻¹³
PbCO ₃		6,3 · 10 ⁻¹⁴			
SrCO ₃		5,6 · 10 ⁻¹⁰		<u>Ossalati</u>	
ZnCO ₃		1,2 · 10 ⁻¹⁰	Ag ₂ C ₂ O ₄		5,4 · 10 ⁻¹²
	<u>Solfati</u>		BaC ₂ O ₄		1,7 · 10 ⁻⁷
Ag ₂ SO ₄		1,2 · 10 ⁻⁵	CaC ₂ O ₄		2,3 · 10 ⁻⁹
BaSO ₄		1,1 · 10 ⁻¹⁰	CdC ₂ O ₄		1,4 · 10 ⁻⁸
CaSO ₄		7,1 · 10 ⁻⁵	CoC ₂ O ₄		4,1 · 10 ⁻⁸
Hg ₂ SO ₄		8,0 · 10 ⁻⁷	CuC ₂ O ₄		2,9 · 10 ⁻⁸
HgSO ₄		6,0 · 10 ⁻²	CaC ₂ O ₄		2,3 · 10 ⁻⁹
PbSO ₄		1,8 · 10 ⁻⁸	Hg ₂ C ₂ O ₄		1,7 · 10 ⁻¹³
SrSO ₄		3,4 · 10 ⁻⁷	MgC ₂ O ₄		4,8 · 10 ⁻⁶
	<u>Fosfati</u>		MnC ₂ O ₄		4,8 · 10 ⁻⁶
Ag ₃ PO ₄		1,4 · 10 ⁻¹⁶	PbC ₂ O ₄		8,5 · 10 ⁻¹⁰
AlPO ₄		5,8 · 10 ⁻¹⁹	SrC ₂ O ₄		5,6 · 10 ⁻²
Ba ₃ (PO ₄) ₂		6,0 · 10 ⁻³⁹		<u>Cianuri</u>	
Ca ₃ (PO ₄) ₂		2,1 · 10 ⁻³³	AgCN		1,2 · 10 ⁻¹⁶
Cd ₃ (PO ₄) ₂		2,5 · 10 ⁻³³	CuCN		3,2 · 10 ⁻²⁰
Co ₃ (PO ₄) ₂		2,0 · 10 ⁻³⁵		<u>Arseniati</u>	
Cu ₃ (PO ₄) ₂		1,3 · 10 ⁻³⁷	Ca ₃ (AsO ₄) ₂		3,2 · 10 ⁻¹⁹
FePO ₄		9,9 · 10 ⁻²⁹	CrAsO ₄		7,8 · 10 ⁻²¹
MgNH ₄ PO ₄		2,5 · 10 ⁻¹³	Sr(AsO ₄) ₂		4,1 · 10 ⁻¹⁹
Mg ₃ (PO ₄) ₂		9,9 · 10 ⁻²⁵		<u>Bromati</u>	
Ni ₃ (PO ₄) ₂		4,7 · 10 ⁻³²	AgBrO ₃		5,4 · 10 ⁻⁵
Pb ₃ (PO ₄) ₂		1 · 10 ⁻⁵⁴	KBrO ₃		7,3 · 10 ⁻²
Sr ₃ (PO ₄) ₂		1 · 10 ⁻³¹	RbBrO ₃		6,0 · 10 ⁻³
	<u>Cromati e Dicromati</u>		TlBrO ₃		1,1 · 10 ⁻⁴
Ag ₂ CrO ₄		1,1 · 10 ⁻¹²		<u>Nitriti</u>	
Ag ₂ Cr ₂ O ₇		2 · 10 ⁻⁷	AgNO ₂		3,2 · 10 ⁻⁵
BaCrO ₄		1,2 · 10 ⁻¹⁰		<u>Azoturi e Tiocianati</u>	
CaCrO ₄		1,2 · 10 ⁻¹⁰	CuN ₃		4,5 · 10 ⁻¹⁰
Hg ₂ CrO ₄		2 · 10 ⁻⁹	Hg ₂ (N ₃) ₂		7,8 · 10 ⁻¹⁹
PbCrO ₄		2,8 · 10 ⁻¹³	TlN ₃		1,9 · 10 ⁻⁴
SrCrO ₄		2,0 · 10 ⁻⁵	Pb(N ₃) ₂		5,7 · 10 ⁻¹⁹
	<u>Iodati</u>		AgCNS		1,2 · 10 ⁻¹²
AgIO ₃		3,1 · 10 ⁻⁸	CuCNS		1,7 · 10 ⁻¹³
Ba(IO ₃) ₂		3,9 · 10 ⁻⁹	Pb(CNS) ₂		2,1 · 10 ⁻⁵
Ca(IO ₃) ₂		6,4 · 10 ⁻⁶	TlCNS		1,5 · 10 ⁻⁴

PRODOTTI DI SOLUBILITÀ (a 25°C)
(ordinati per catione)

Ag(OH)	$1,5 \cdot 10^{-8}$	CdC ₂ O ₄	$1,4 \cdot 10^{-8}$
Ag ₂ C ₂ O ₄	$5,4 \cdot 10^{-12}$	CdCO ₃	$6,0 \cdot 10^{-12}$
Ag ₂ CO ₃	$8,2 \cdot 10^{-12}$	CdS	$1,4 \cdot 10^{-29}$
Ag ₂ Cr ₂ O ₇	$2 \cdot 10^{-7}$	Co(OH) ₂	$5,7 \cdot 10^{-15}$
Ag ₂ CrO ₄	$1,1 \cdot 10^{-12}$	Co(OH) ₃	$2,5 \cdot 10^{-43}$
Ag ₂ S	$5,9 \cdot 10^{-50}$	Co ₃ (PO ₄) ₂	$2,0 \cdot 10^{-35}$
Ag ₂ SO ₄	$1,2 \cdot 10^{-5}$	CoC ₂ O ₄	$4,1 \cdot 10^{-8}$
Ag ₃ PO ₄	$1,4 \cdot 10^{-16}$	CoCO ₃	$1,4 \cdot 10^{-13}$
AgBr	$5,3 \cdot 10^{-13}$	CoS	$5 \cdot 10^{-21}$
AgBrO ₃	$5,4 \cdot 10^{-5}$	Cr(OH) ₃	$6,5 \cdot 10^{-31}$
AgCl	$1,8 \cdot 10^{-10}$	CrAsO ₄	$7,8 \cdot 10^{-21}$
AgCN	$1,2 \cdot 10^{-16}$	Cu(IO ₃) ₂	$1,4 \cdot 10^{-7}$
AgI	$8,1 \cdot 10^{-17}$	Cu(OH) ₂	$1,6 \cdot 10^{-19}$
AgIO ₃	$3,1 \cdot 10^{-8}$	Cu ₂ S	$2 \cdot 10^{-48}$
AgNO ₂	$3,2 \cdot 10^{-5}$	Cu ₃ (PO ₄) ₂	$1,3 \cdot 10^{-37}$
Al(OH) ₃	$5 \cdot 10^{-33}$	CuBr	$6,3 \cdot 10^{-8}$
Al ₂ S ₃	$2,0 \cdot 10^{-7}$	CuC ₂ O ₄	$2,9 \cdot 10^{-8}$
AlPO ₄	$5,8 \cdot 10^{-19}$	CuCl	$1,9 \cdot 10^{-7}$
Ba(IO ₃) ₂	$3,9 \cdot 10^{-9}$	CuCN	$3,2 \cdot 10^{-20}$
Ba(OH) ₂	$5,0 \cdot 10^{-3}$	CuCO ₃	$2,5 \cdot 10^{-10}$
Ba ₃ (PO ₄) ₂	$6,0 \cdot 10^{-39}$	CuI	$1,2 \cdot 10^{-12}$
BaC ₂ O ₄	$1,7 \cdot 10^{-7}$	CuN ₃	$4,5 \cdot 10^{-10}$
BaCO ₃	$2,6 \cdot 10^{-9}$	CuS	$1,5 \cdot 10^{-36}$
BaCrO ₄	$1,2 \cdot 10^{-10}$	Fe(OH) ₂	$4,7 \cdot 10^{-17}$
BaF ₂	$1,1 \cdot 10^{-6}$	Fe(OH) ₃	$2,5 \cdot 10^{-39}$
BaSO ₄	$1,1 \cdot 10^{-10}$	FeCO ₃	$3,1 \cdot 10^{-11}$
Bi ₂ S ₃	$1,4 \cdot 10^{-99}$	FePO ₄	$9,9 \cdot 10^{-29}$
Ca(IO ₃) ₂	$6,4 \cdot 10^{-6}$	FeS	$1,5 \cdot 10^{-19}$
Ca(OH) ₂	$4,5 \cdot 10^{-6}$	FeS ₂	$4,2 \cdot 10^{-30}$
Ca ₃ (AsO ₄) ₂	$3,2 \cdot 10^{-19}$	Hg(OH) ₂	$3 \cdot 10^{-26}$
Ca ₃ (PO ₄) ₂	$2,1 \cdot 10^{-33}$	Hg ₂ (N ₃) ₂	$7,8 \cdot 10^{-19}$
CaC ₂ O ₄	$2,3 \cdot 10^{-9}$	Hg ₂ (OH) ₂	$5 \cdot 10^{-24}$
CaC ₂ O ₄	$2,3 \cdot 10^{-9}$	Hg ₂ Br ₂	$5,6 \cdot 10^{-23}$
CaCO ₃	$4,9 \cdot 10^{-9}$	Hg ₂ C ₂ O ₄	$1,7 \cdot 10^{-13}$
CaCrO ₄	$1,2 \cdot 10^{-10}$	Hg ₂ Cl ₂	$1,4 \cdot 10^{-18}$
CaF ₂	$1,5 \cdot 10^{-10}$	Hg ₂ CO ₃	$3,7 \cdot 10^{-15}$
CaSO ₄	$7,1 \cdot 10^{-5}$	Hg ₂ CrO ₄	$2 \cdot 10^{-9}$
Cd(OH) ₂	$5,1 \cdot 10^{-15}$	Hg ₂ I ₂	$5,3 \cdot 10^{-29}$
Cd ₃ (PO ₄) ₂	$2,5 \cdot 10^{-33}$	Hg ₂ SO ₄	$8,0 \cdot 10^{-7}$

HgBr ₂	$8,0 \cdot 10^{-20}$	SrC ₂ O ₄	$5,6 \cdot 10^{-2}$
HgCl ₂	$7,5 \cdot 10^{-15}$	SrCO ₃	$5,6 \cdot 10^{-10}$
HgI ₂	$2,6 \cdot 10^{-29}$	SrCrO ₄	$2,0 \cdot 10^{-5}$
HgS	$2,2 \cdot 10^{-52}$	SrF ₂	$2,5 \cdot 10^{-9}$
HgSO ₄	$6,0 \cdot 10^{-2}$	SrSO ₄	$3,4 \cdot 10^{-7}$
KBrO ₃	$7,3 \cdot 10^{-2}$	TlBr	$3,7 \cdot 10^{-6}$
Li ₂ CO ₃	$8,1 \cdot 10^{-4}$	TlBrO ₃	$1,1 \cdot 10^{-4}$
Mg(OH) ₂	$5,4 \cdot 10^{-12}$	TlCl	$1,8 \cdot 10^{-4}$
Mg ₃ (PO ₄) ₂	$9,9 \cdot 10^{-25}$	TlN ₃	$1,9 \cdot 10^{-4}$
MgC ₂ O ₄	$4,8 \cdot 10^{-6}$	Zn(OH) ₂	$7,4 \cdot 10^{-17}$
MgCO ₃	$6,8 \cdot 10^{-6}$	ZnCO ₃	$1,2 \cdot 10^{-10}$
MgF ₂	$6,6 \cdot 10^{-9}$	ZnS	$2,7 \cdot 10^{-25}$
MgNH ₄ PO ₄	$2,5 \cdot 10^{-13}$		
Mn(OH) ₂	$2,0 \cdot 10^{-13}$		
MnC ₂ O ₄	$4,8 \cdot 10^{-6}$		
MnCO ₃	$2,2 \cdot 10^{-11}$		
MnS	$4,5 \cdot 10^{-14}$		
Ni(OH) ₂	$5,3 \cdot 10^{-16}$		
Ni ₃ (PO ₄) ₂	$4,7 \cdot 10^{-32}$		
NiCO ₃	$1,4 \cdot 10^{-7}$		
NiS	$1 \cdot 10^{-21}$		
Pb(IO ₃) ₂	$3,6 \cdot 10^{-13}$		
Pb(OH) ₂	$1,3 \cdot 10^{-20}$		
Pb ₃ (PO ₄) ₂	$1 \cdot 10^{-54}$		
PbBr ₂	$6,4 \cdot 10^{-6}$		
PbC ₂ O ₄	$8,5 \cdot 10^{-10}$		
PbCl ₂	$1,7 \cdot 10^{-5}$		
PbCO ₃	$6,3 \cdot 10^{-14}$		
PbCrO ₄	$2,8 \cdot 10^{-13}$		
PbF ₂	$2,7 \cdot 10^{-8}$		
PbI ₂	$8,3 \cdot 10^{-9}$		
PbS	$8,4 \cdot 10^{-29}$		
PbSO ₄	$1,8 \cdot 10^{-8}$		
PoS	$6,2 \cdot 10^{-29}$		
RbBrO ₃	$6,0 \cdot 10^{-3}$		
Sb ₂ S ₃	$1,7 \cdot 10^{-93}$		
Sn(OH) ₂	$5,1 \cdot 10^{-27}$		
Sn(OH) ₄	$1,0 \cdot 10^{-57}$		
SnS	$3,0 \cdot 10^{-28}$		
Sr(AsO ₄) ₂	$4,1 \cdot 10^{-19}$		
Sr(OH) ₂	$1,4 \cdot 10^{-4}$		
Sr ₃ (PO ₄) ₂	$1 \cdot 10^{-31}$		

Dall'esperimento all'esperienza

In ogni persona la motivazione ad apprendere, anche detta *curiosità epistemica*, è fortemente innata e condiziona/determina il modo attraverso il quale la persona stessa si rapporta con il mondo (da un punto di vista etologico-evolutivo il desiderio di scoperta e di conoscenza – connesso alla capacità di elaborare e di memorizzare – costituisce un grande vantaggio). Nella Scuola si chiede però agli studenti di apprendere attraverso lo studio, una particolare modalità di apprendimento essenzialmente fondata sull'esercizio dell'intelligenza logico-analitica (a fronte della molteplicità delle forme di intelligenza e quindi della molteplicità delle modalità/possibilità di apprendimento) e quasi sempre sconnessa dall'esperienza diretta. In un contesto nel quale la Didattica prevalente è centrata sugli obiettivi disciplinari più che sugli studenti ed è caratterizzata da una logica di trasmissione-restituzione più che da una logica di costruzione di conoscenza fondata su effettiva comprensione, viene quasi sempre a mancare l'utilizzo didattico di *situazioni problematizzanti* e non si generano pertanto le condizioni necessarie affinché nei ragazzi possa nascere il bisogno di apprendere per risolvere problemi, necessità che penso sia il primo propulsore per l'apprendimento; per gli studenti le motivazioni predominanti sono invece quelle di carattere sociale (molto importanti nel periodo dell'adolescenza) e quelle legate ad obiettivi di prestazione. Ma una motivazione ad apprendere funzionale deve essere sostenuta anche e soprattutto da obiettivi di padronanza (apprendimento in funzione della propria curiosità epistemica e della necessità di controllo della propria conoscenza e della propria capacità di conoscere), perché gli obiettivi prestazionali a lungo termine (preparazione per la vita al di fuori della Scuola e/o per la propria attività lavorativa) sono troppo distanti per essere percepiti in modo continuamente significativo e perché fondare la motivazione su obiettivi prestazionali a breve termine (voti e/o premi di altro genere) così come su obiettivi sociali (essere accettati e amati nei gruppi dei pari e/o nella famiglia) priva l'apprendimento del suo senso formativo: portare il discente ad acquisire capacità di controllo dei propri processi di autoeducazione.

Lo studente deve essere messo *al centro dell'azione didattica*, stimolando attraverso la problematizzazione fondata sui nodi epistemologici il bisogno di comprendere insito in ciascuno, favorendo la nascita e lo sviluppo del fascino e dell'eros nei confronti della conoscenza, passando dalle sequenze meccaniche e standardizzate dell'esperimento all'esperienza aperta all'imprevisto nella quale può essere esercitata la scelta e si può diventare protagonisti dei propri percorsi conoscitivi.

È fondamentale che i docenti colgano correttamente lo spirito del "laboratorio" che, alla luce delle esperienze e delle ricerche condotte dalla comunità scientifica, potrebbe presentarsi come fortemente innovativo sul piano della strategia pedagogico-didattica.

Non è più il caso di dare per scontata la sequenza comportamentista che si riferisce alle fasi di stimolo (lezione), risposta (interrogazione o esercitazione laboratoriale su "ricetta") ed eventuale rinforzo (recupero); risulta ormai chiaro il contributo che il laboratorio può fornire alla formazione della mentalità civica fondata sulla partecipazione e, nello stesso tempo, emerge l'importanza della partecipazione attiva degli studenti al processo di costruzione del loro stesso sapere (quello che G. Bateson chiama "deuteroapprendimento" e che altri chiamano "apprendimento secondario"). Le esperienze di laboratorio non possono dunque essere proposte come sequenze chiuse di operazioni prestabilite (si riconoscono per la forma imperativa: «misura», «prepara»...) da eseguire meccanicamente, poiché tali formule laboratoriali, anche quando presentate con la funzione di starter motivazionale, riportano l'allievo ad un rapporto subalterno rispetto al suo stesso processo di apprendimento e mascherano una pratica docente semplicemente autoritaria e, dal punto di vista piagetiano, per nulla autorevole. Poco importa se poi agli allievi si chiedi o meno di estrarre un sommario per punti: non è con questo che si costruisce la partecipazione alle scelte e non è così che si può sperare di superare i limiti dell'apprendimento primario di per sé coercitivo.

La molla che fa muovere gli studenti alla ricerca di nuove mappe mentali è la scelta personale di partecipare al processo di apprendimento (interesse autentico); la molla che fa superare le difficoltà operative (anche quelle più banalmente manuali) è la consapevolezza di realizzare se stessi entro un contesto di gruppo («i miei dati “servono”» e «“meglio opero” più partecipo al successo collettivo entro il quale vengo riconosciuto come “protagonista”»).

Il laboratorio è quindi quel luogo nel quale deve essere permesso agli studenti di scontrarsi con il problema e di lavorare per elaborare una strategia di soluzione collettiva, ricorrendo anche a capacità di interazione sociale il cui esercizio ha un valore educativo molto forte. Anche qui, è necessario che si abbandoni la ripetizione meccanica per perseguire una costruzione attiva e collettiva del sapere: ciò che si vuole ottenere è che l'allievo arrivi a gestire in modo consapevole il passaggio dall'esperienza (processo aperto all'imprevisto) alla sequenza definita dell'esperimento (processo chiuso all'imprevisto, perché frutto di esperienza consolidata, e basato sulla riproducibilità). È questo un nodo formativo cruciale, a patto che tale passaggio si appoggi ad una serie di consapevolezze ulteriori; esse riguardano l'individuazione di un problema perché “riconosciuto” collettivamente, la volontà condivisa di risolverlo, la progettazione intersoggettiva preliminare di una esperienza di sperimentazione, la sua esecuzione consapevole, l'analisi-valutazione personale e collettiva delle relazioni tra progettazione, esecuzione e contesto reale al fine di pervenire ad un livello accettabile di formalizzazione dell'esperienza che solo ora si può configurare come esperimento riproducibile.

L'esperimento può essere progettato soltanto in seguito ad una serie di esperienze che scaturiscono dalla problematizzazione e dalle scelte operate nell'incontro con la realtà. Questo è ciò che avviene nei laboratori di ricerca scientifica: sulla base delle conoscenze possedute si realizzano differenti strategie finalizzate alla risoluzione di un problema. L'esperienza fornirà indicazioni che confermeranno i risultati attesi o li smentiranno indirizzando la ricerca in una direzione differente.

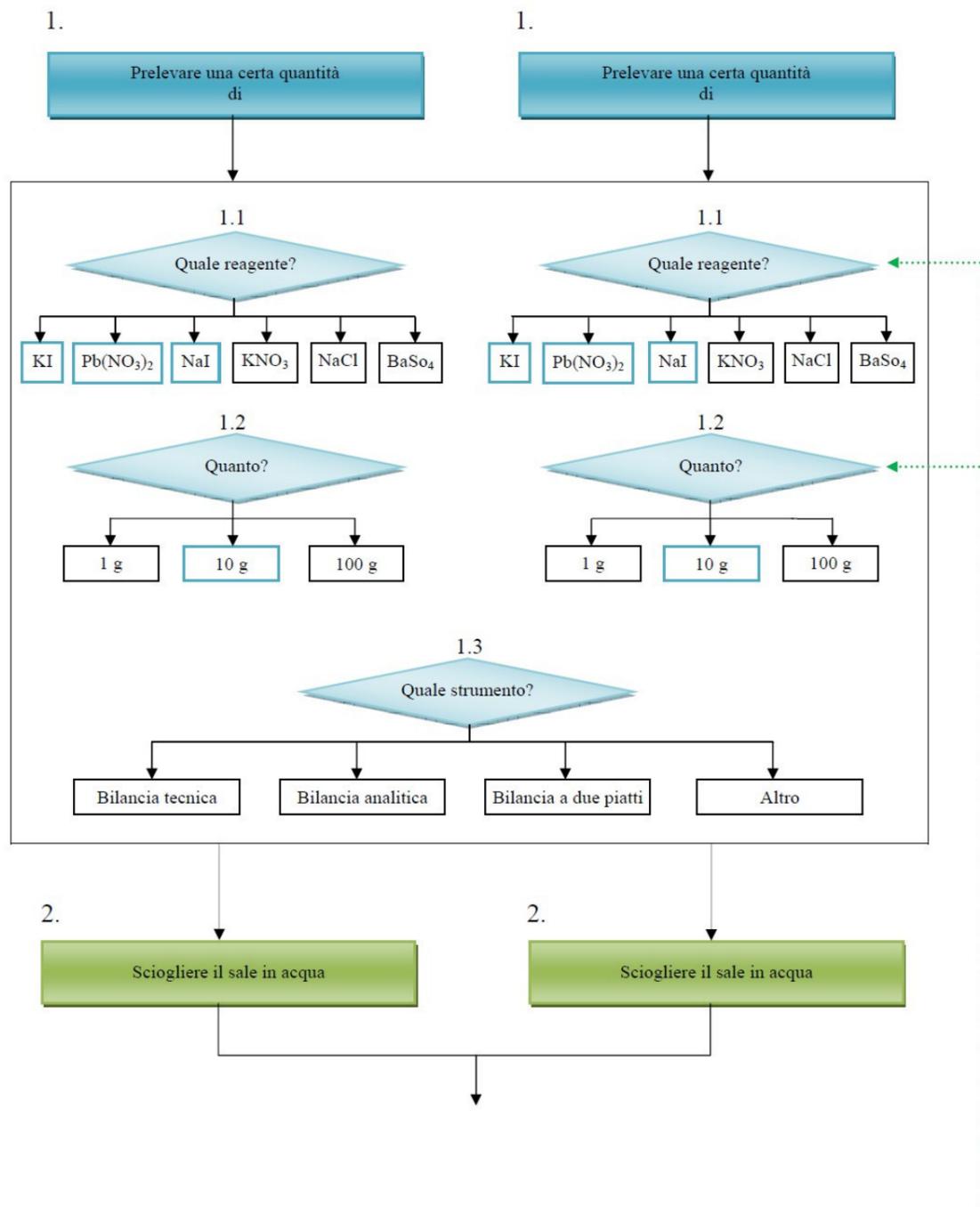
In prospettiva didattica è opportuno sottolineare che, mentre la procedura dell'esperimento permette semplicemente di riprodurre quanto già formulato, l'esperienza può portare alla costruzione di nuova conoscenza. Proporre allo studente l'esperienza di laboratorio significa creare le condizioni predisponenti affinché possa mettere in gioco le proprie conoscenze disciplinari e le proprie capacità personali per arrivare a progettare un nuovo percorso che porti alla risoluzione di un problema.

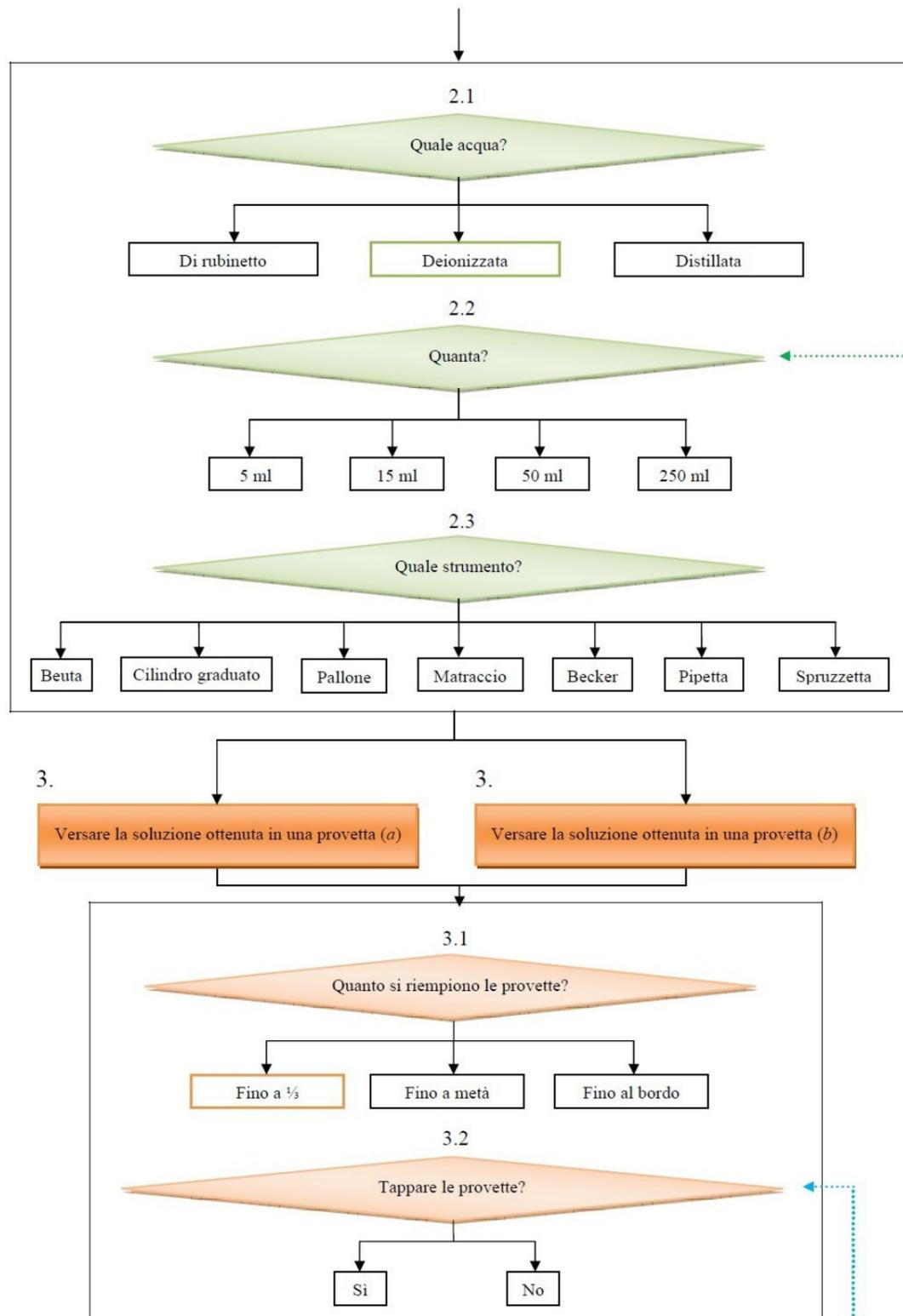
Nella didattica tradizionale la pratica laboratoriale consiste generalmente nell'esecuzione di procedure chiuse e standardizzate, che conducono a risultati univoci e indiscutibili. In questa prospettiva, nella quale non viene lasciato spazio all'imprevisto, il coinvolgimento emotivo è minimo se non del tutto assente, e lo studente vive con estraneità il processo di apprendimento perché tutto è prestabilito. L'esperienza di laboratorio può diventare un mezzo per attivare i sensi, le emozioni, la curiosità degli allievi, in un contesto nel quale tutto è solitamente preconfezionato e nessuno spazio è lasciato alla fantasia e all'iniziativa.

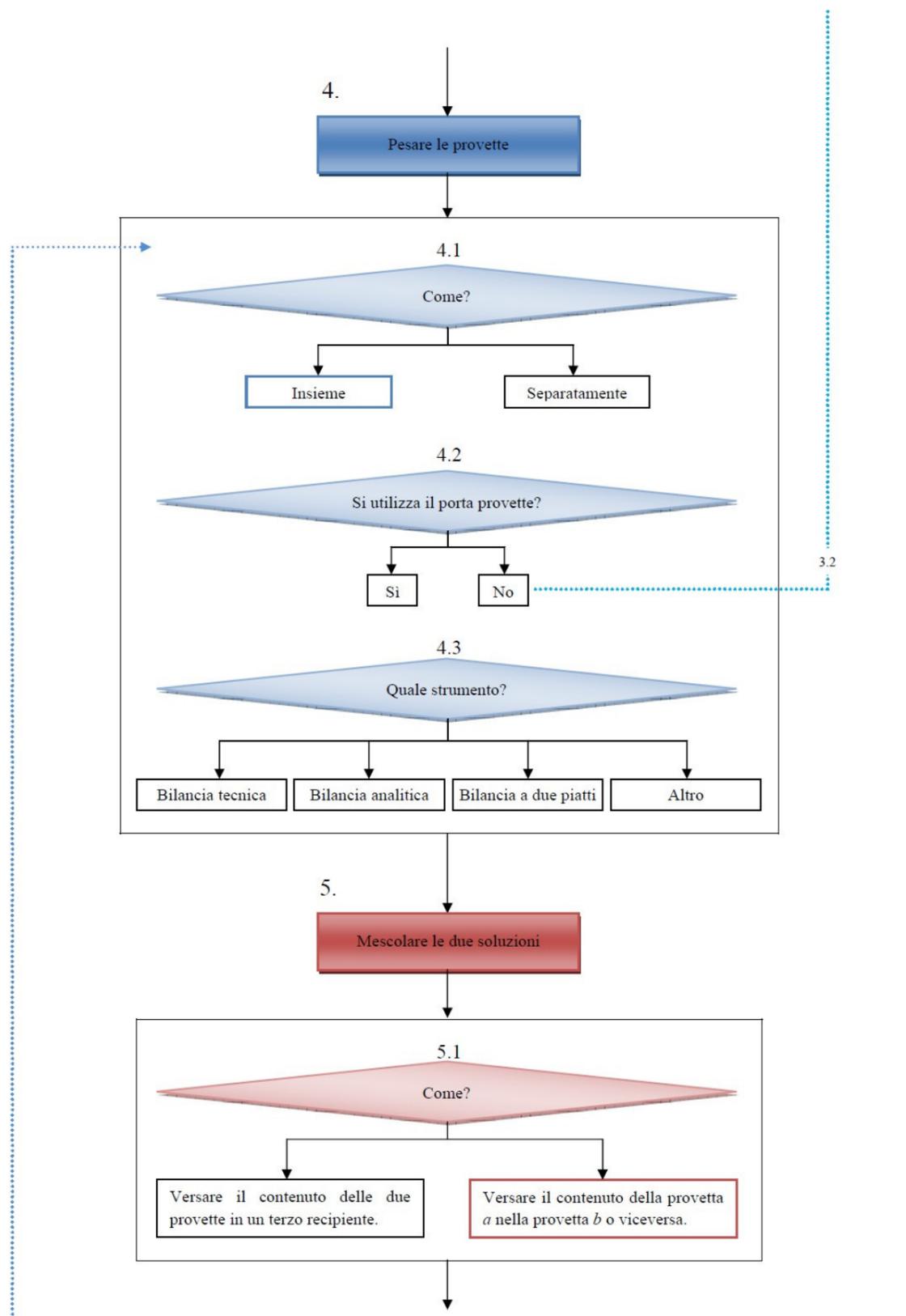
Si può passare dall'esperimento all'esperienza analizzando in modo parametrico ogni fase della procedura sperimentale standardizzata, al fine di individuarne le componenti e i perché che consentono di “aprire” l'esperimento a possibilità alternative. Si forzano i confini per permettere allo studente di divenire protagonista del proprio processo di apprendimento, di partecipare attivamente alla risoluzione dei problemi che si impongono nel momento in cui si apre un protocollo. L'esperienza si configura pertanto come un processo aperto non riproducibile, unico e irripetibile, nel quale lo studente ha la possibilità di costruire il suo sapere, conoscenza vissuta.

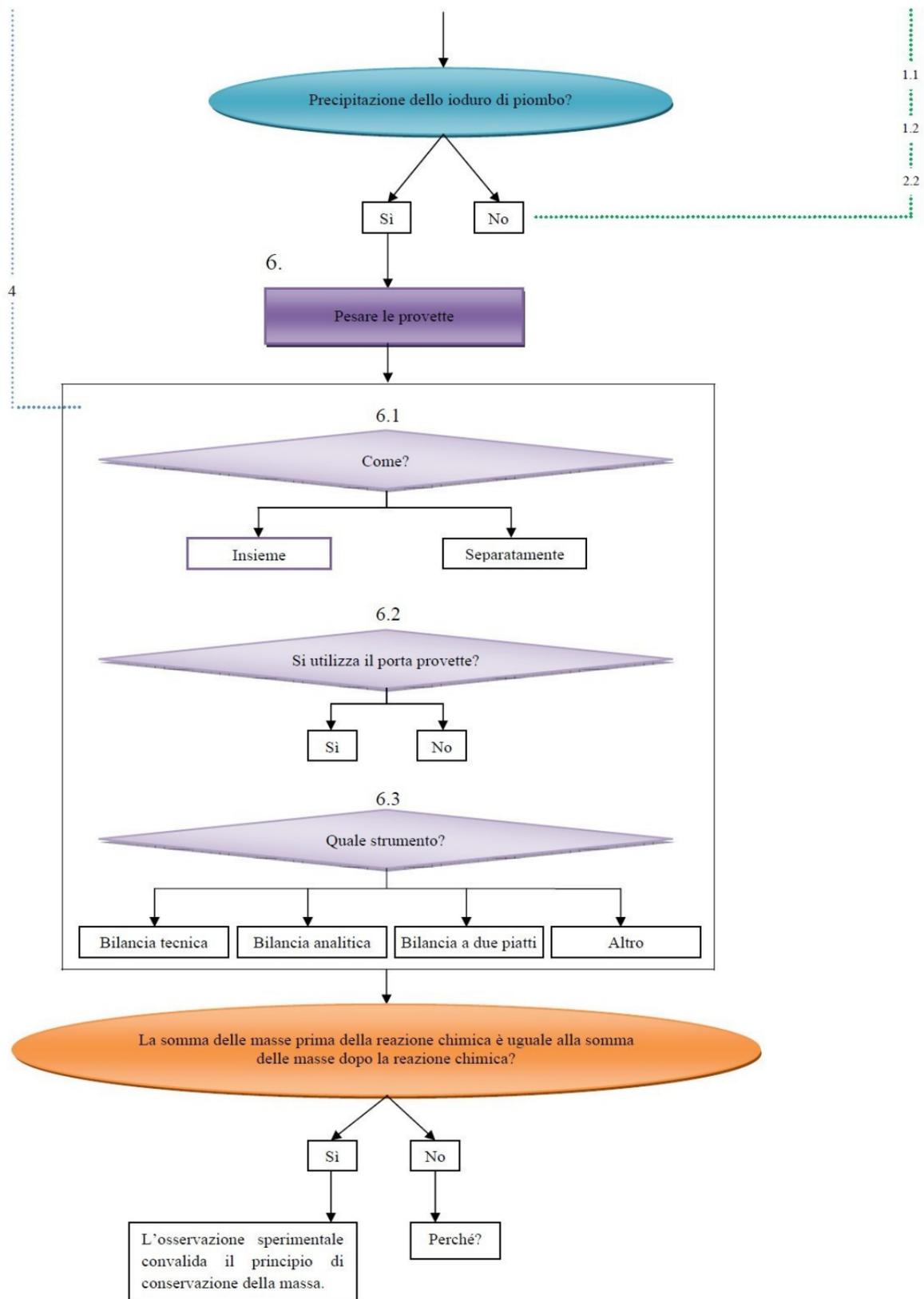
L'esperimento scelto per il presente lavoro è qui di seguito rielaborato in tre flow chart, pensati sulla base delle aperture precedentemente discusse per guidare alla costruzione di un'esperienza che possa essere significativa ai differenti livelli di scolarizzazione: scuola primaria, scuola secondaria di primo grado e scuola secondaria di secondo grado. Inoltre, per facilitare ulteriormente la concettualizzazione a livello della scuola primaria è stata pensata una favola.

FLOW CHART PER UN LIVELLO SUPERIORE

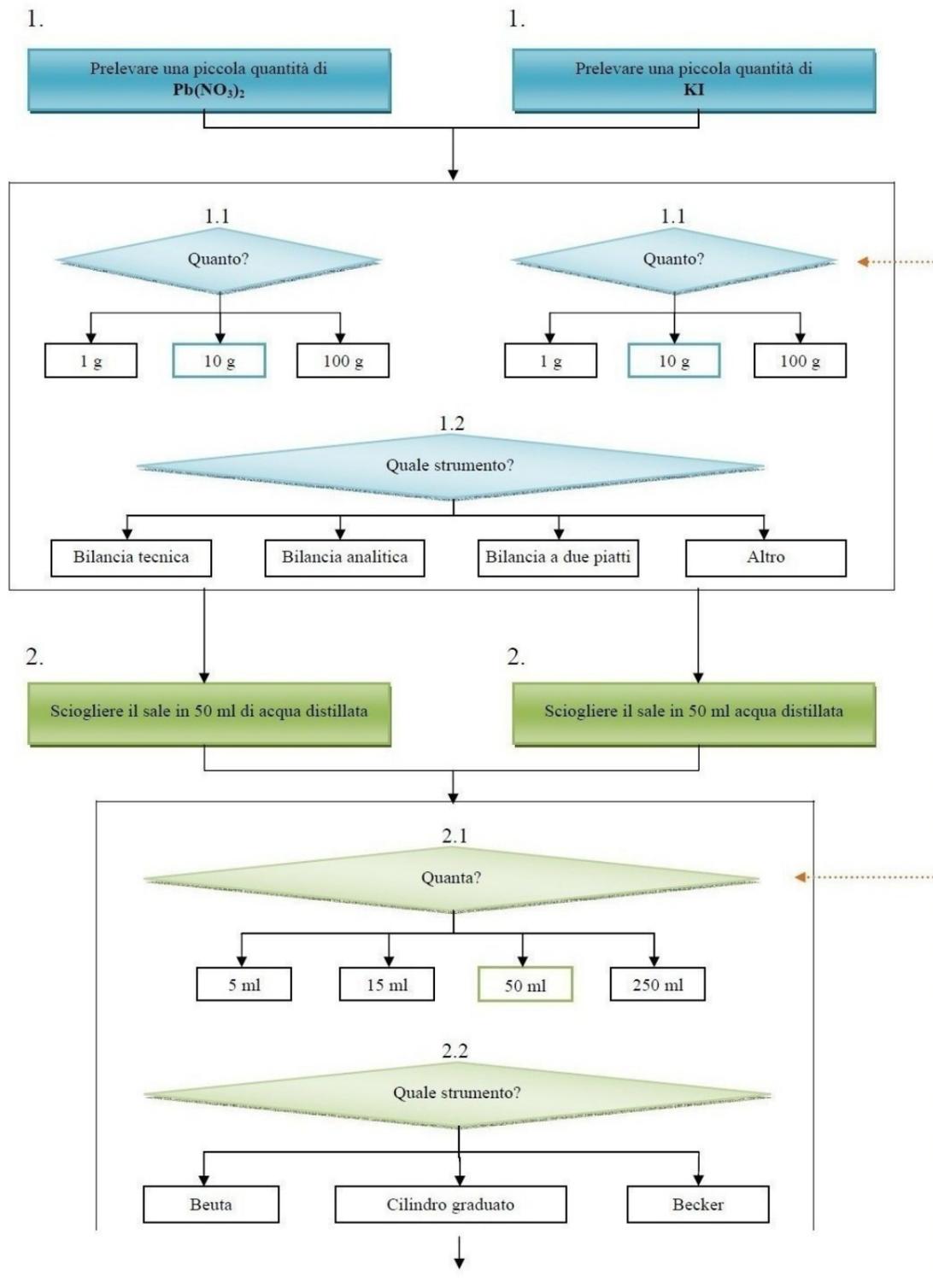


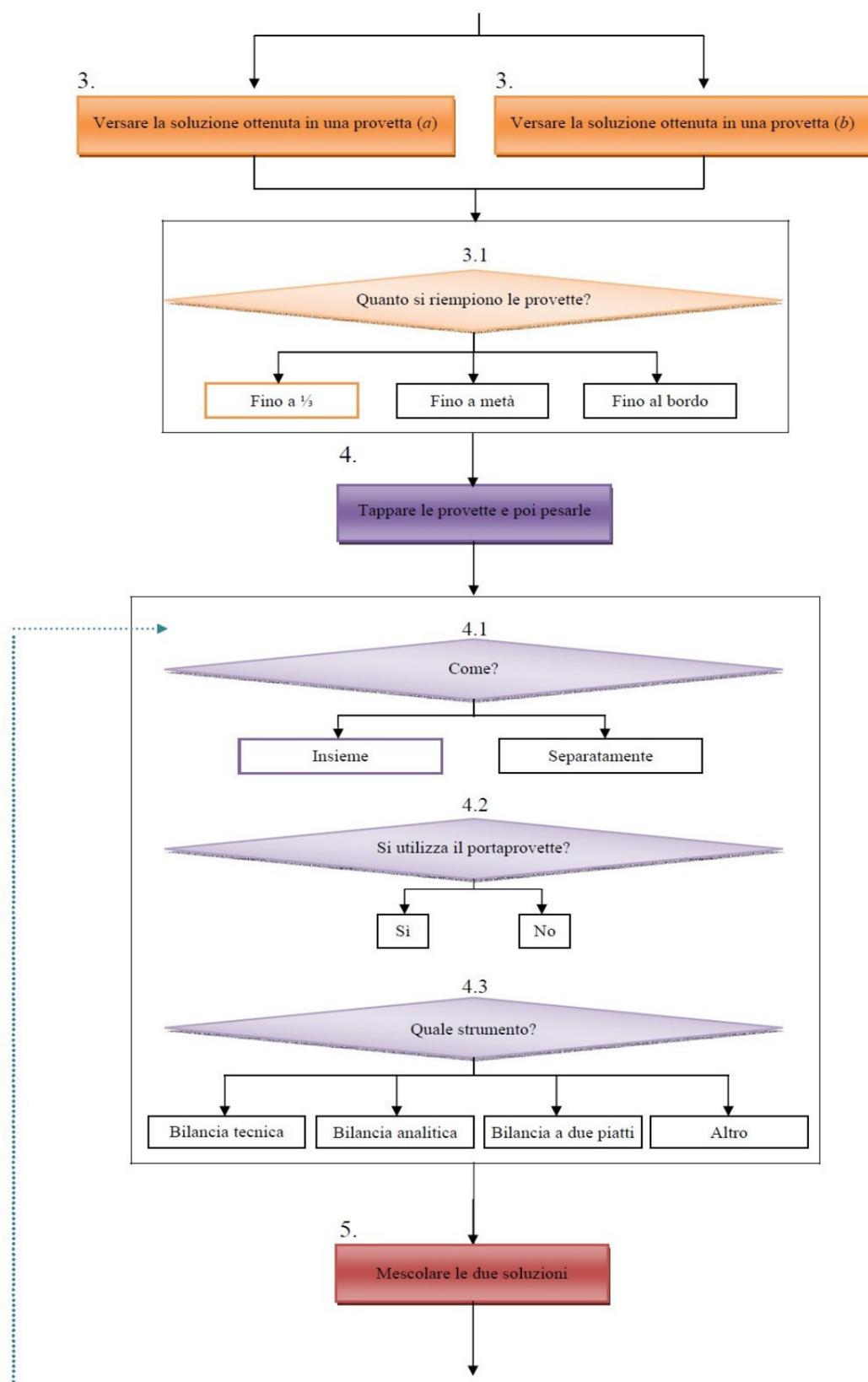


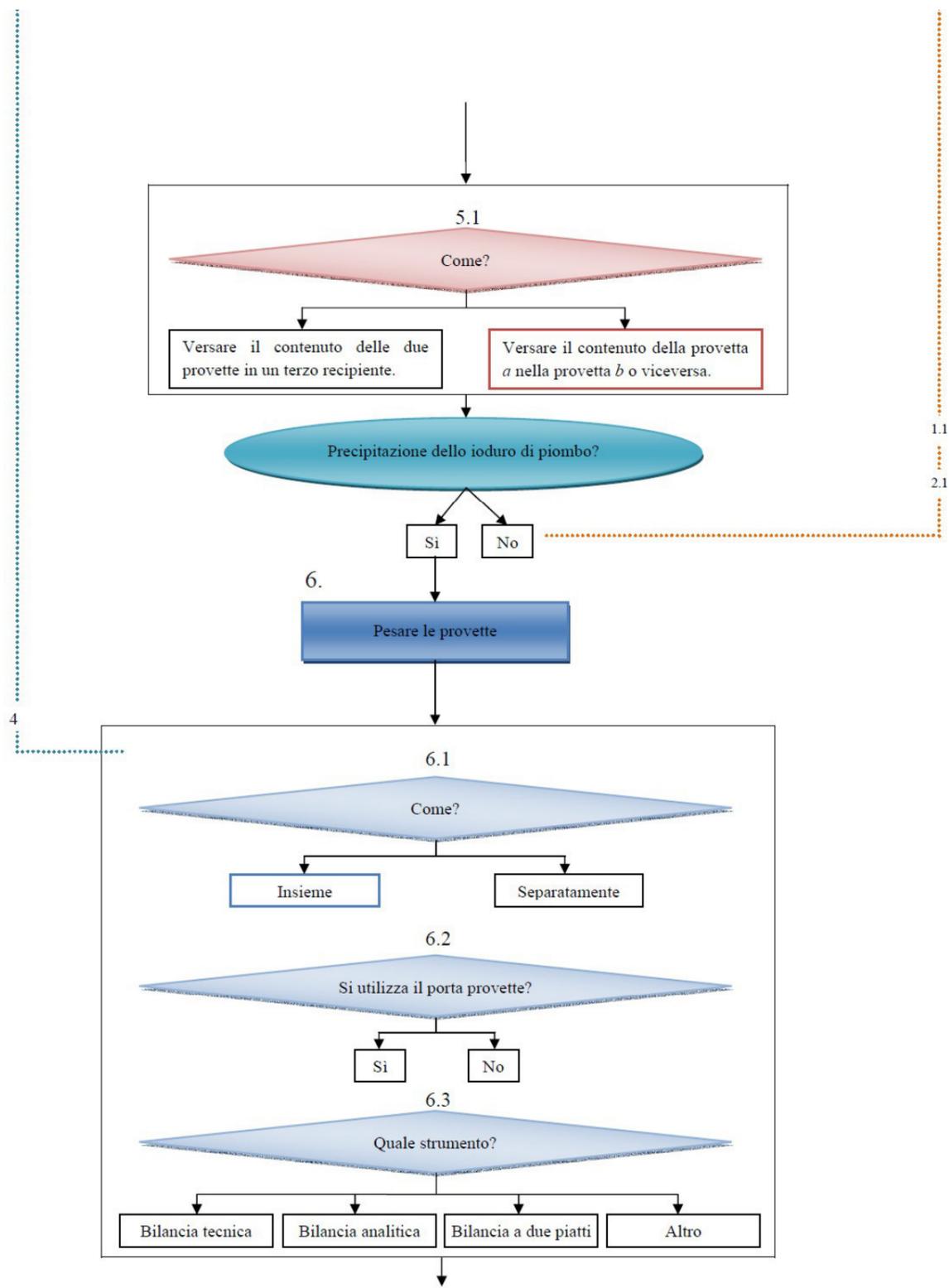




FLOW CHART PER UN LIVELLO MEDIO

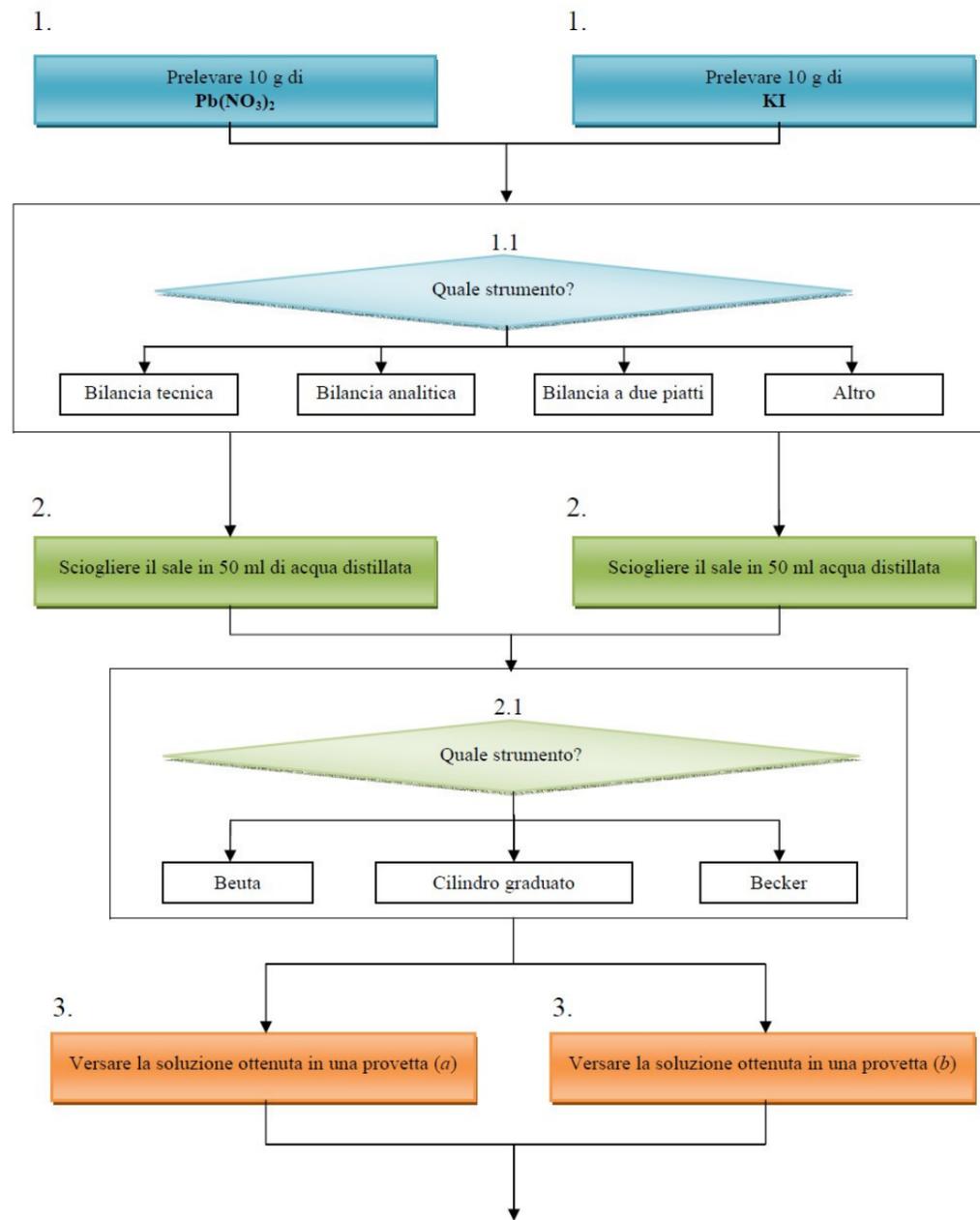


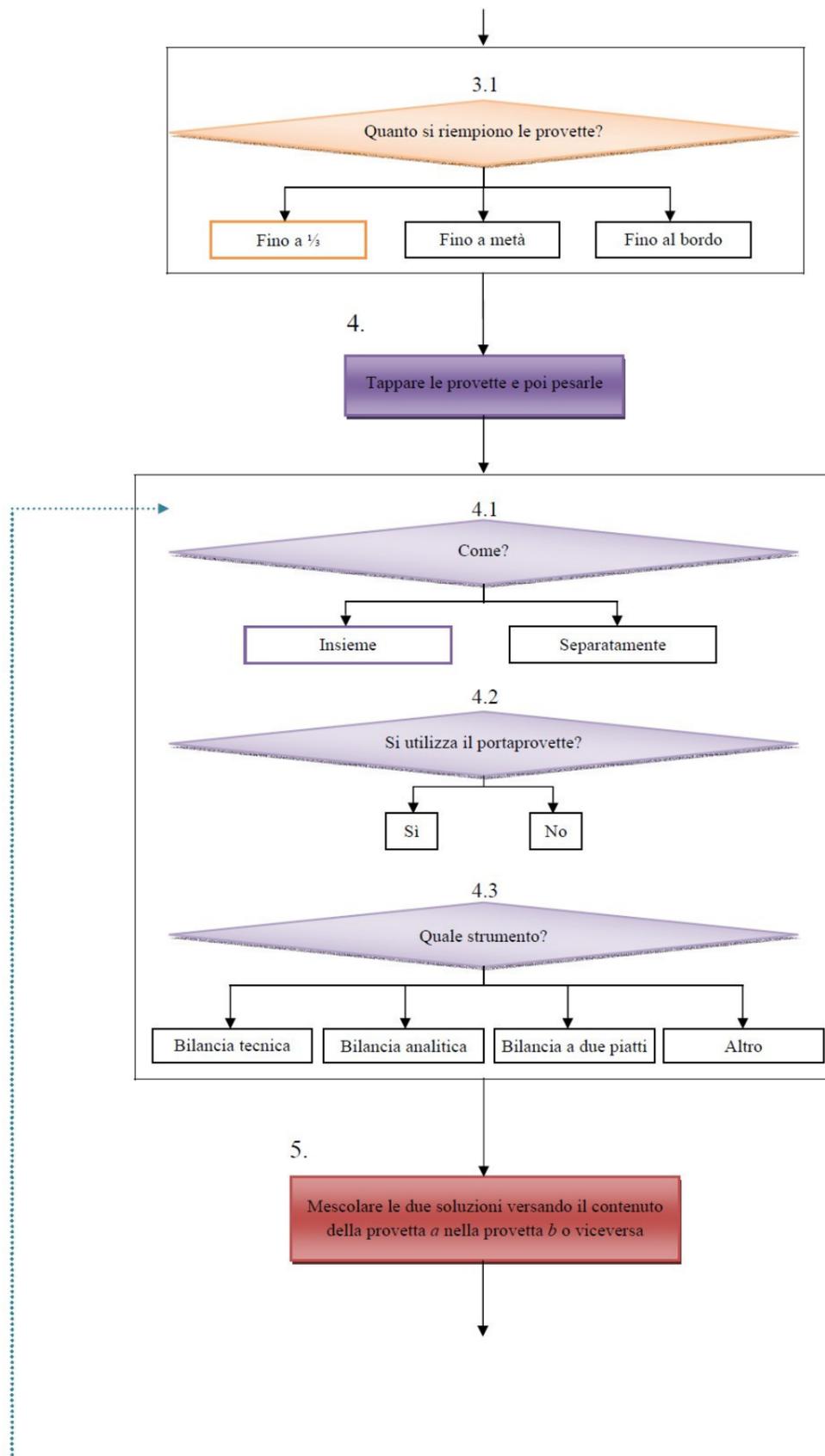


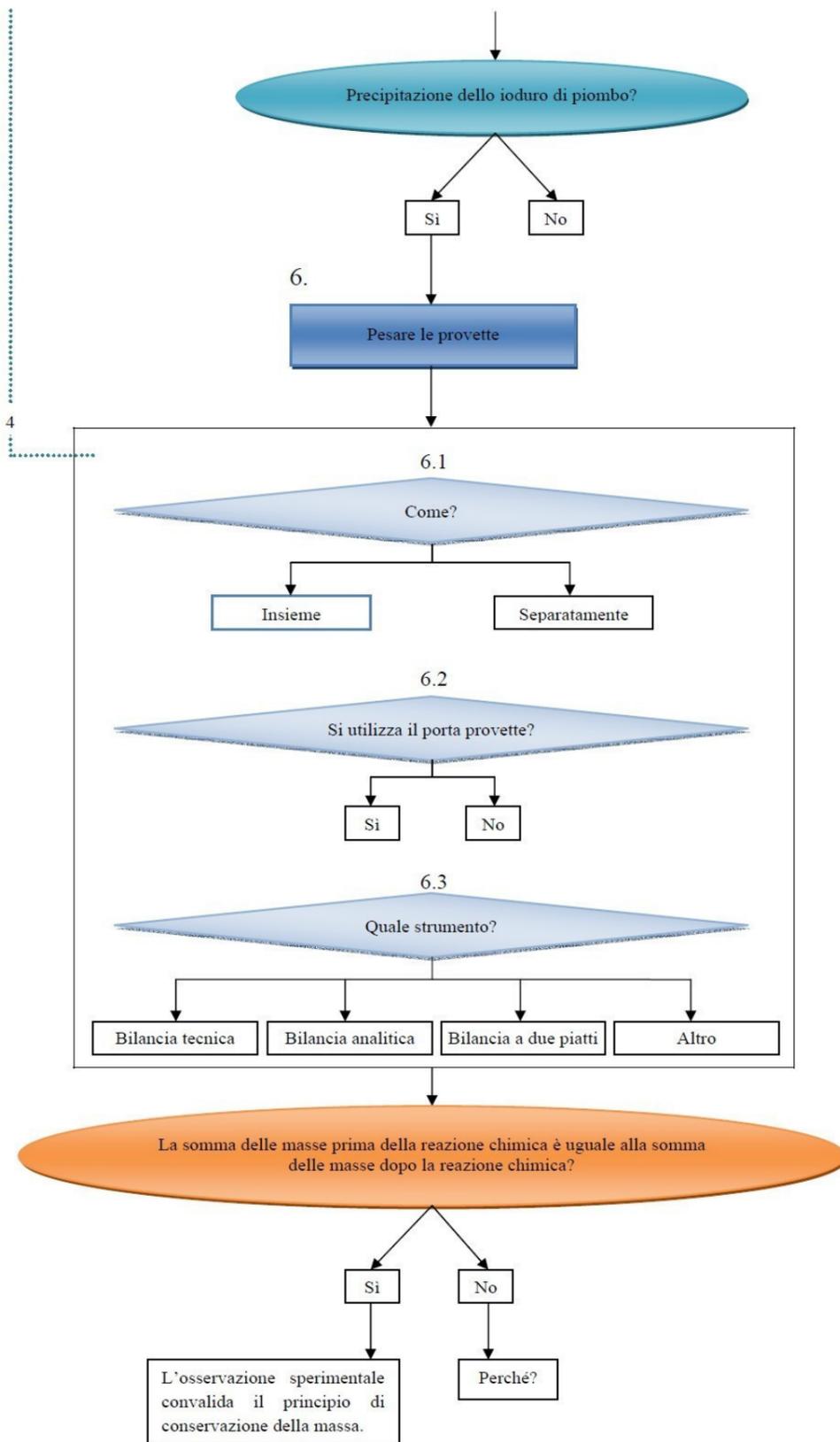




FLOW CHART PER UN LIVELLO ELEMENTARE







LA FAVOLA DEL MANGIAFRAGOLE

C'era una volta, nel regno di Molto Molto Lontano, un re ciccione e goloso il cui unico amore erano le fragole. Ne possedeva intere piantagioni e ne mangiava di continuo senza mai essere sazio, anzi, più ne mangiava e più desiderava mangiarne. Essendo anche molto avido, non sopportava l'idea di dover in continuazione pagare centinaia di contadini per avere i suoi prelibati frutti, così un bel giorno decise di licenziare tutti e di trovare il modo per avere sempre a disposizione un'infinità di fragole per riempire il suo pancione.

Fece allora chiamare a Castello la piccola Rosì La Vie che, si diceva, era in grado di fare qualunque trasformazione.

“La mia pancia sta iniziando a borbottare – le disse – significa che ho bisogno di fragole. Ora tu andrai nel magazzino e con una trasformazione le moltiplicherai...”

“Ma...” - intervenne Rosì La Vie - “Niente 'ma'! Non osare interrompere il re! Hai tempo fino a domattina per moltiplicare le fragole che sono nel magazzino. Voglio montagne di fragole! Mari di fragole! E sarà così ogni giorno!”.

“Ma, Sire, io veramente non...” “Piccola impertinente, fa ciò che ti ho detto e non discutere! Domattina al sorgere del sole verrò di persona a controllare il tuo lavoro”.

E così Rosì La Vie passò la notte nel magazzino.

La mattina seguente, all'alba, il re fu risvegliato da un delizioso odorino di fragole, così dolce e intenso come non l'aveva mai sentito. Prometteva bene! Si incamminò verso il magazzino, impaziente. Giunse alla porta e apertala trovò Rosì La Vie immersa in una montagna di profumatissimo impasto gelatinoso... si stava leccando le dita!

“Ma come! - sbottò il re - dove sono finite le mie fragole? E che cos'è questa poltiglia?”

Sorridente, Rosì La Vie si rivolse al re: “Sire, ho provato a dirvelo ieri, ma non mi avete voluta ascoltare... Io che sono esperta di trasformazioni lo so bene:

NELLE TRASFORMAZIONI LA MASSA RIMANE INVARIATA!

... però può far la marmellata!”

Il re, scettico, infilò un dito nella misteriosa gelatina e lo mise in bocca. Scoprì così di avere un nuovo amore.

Obiettivi di apprendimento

L'allestimento dell'esperienza di laboratorio così come illustrato nei flow chart sopra riportati permette di generare le condizioni predisponenti affinché gli studenti possano raggiungere i seguenti obiettivi di apprendimento.

OBIETTIVI COGNITIVI:

- acquisire conoscenze e capacità, ma anche strutture di interpretazione, di azione e di autoregolazione;
- apprendere una delle leggi ponderali della Chimica: la legge di conservazione della massa;
- apprendere il concetto di reazione chimica e riflettere in modo approfondito sulle reazioni di precipitazione;
- apprendere le conoscenze relative alle logiche stechiometriche delle reazioni chimiche;
- acquisire confidenza con la terminologia chimica e con la simbologia chimica;
- apprendere le conoscenze relative al processo di costruzione della conoscenza scientifica;
- apprendere le conoscenze relative alla strumentazione del laboratorio di Chimica;
- apprendere le conoscenze relative alla sicurezza nel laboratorio di Chimica.

OBIETTIVI TRASVERSALI:

- sviluppare senso critico nei confronti della procedura standardizzata dell'esperimento e della metodologia operativa nel laboratorio di Chimica;
- sviluppare eros nei confronti della conoscenza;
- sviluppare capacità di pensiero metacognitivo;
- sviluppare capacità relazionali e cooperative;
- sviluppare capacità di scelta e senso di responsabilità;
- sviluppare capacità manuale nel laboratorio di Chimica.