



9. LA CLASSIFICAZIONE PERIODICA DEGLI ELEMENTI CHIMICI

*“La nobiltà dell’uomo, acquisita in cento secoli di prove e di errori,
era consistita nel farsi signore della materia,
e io mi ero iscritto a Chimica perché a questa nobiltà mi volevo mantenere fedele.
Vincere la materia è comprenderla, e comprendere la materia è necessario
per comprendere l’universo e noi stessi:
e quindi il Sistema Periodico di Mendeleev [...] era una poesia.”
(Il sistema periodico, Ferro, Primo Levi)*

ALLA RICERCA DELLE REGOLARITÀ

Introduzione

L'elaborazione del sistema periodico degli elementi è il prodotto finale di una lunga serie di tentativi, compiuti da diversi scienziati, per cercare di «mettere ordine» nel mondo delle sostanze semplici, organizzando quelle conosciute in base alle loro proprietà fisiche e chimiche. Se formalmente la nascita del sistema periodico viene attribuita a Mendeleev, ciò dipende dal fatto che egli non si limitò a classificare gli elementi conosciuti verso la fine del diciannovesimo secolo, ma propose un «modello di periodicità» di cui analizzò le conseguenze e che gli permise anche di ipotizzare l'esistenza di nuovi elementi e di avanzare previsioni relative alle proprietà delle corrispondenti sostanze semplici

La portata razionalizzatrice della tavola periodica è espressa in modo mirabile da Oliver Sacks¹ che, richiamando i propri ricordi di adolescente appassionato di chimica, scrive:

All'improvviso fui travolto al pensiero di quanto la tavola periodica dovesse essere sembrata sorprendente ai chimici che la videro per primi, chimici che avevano una profonda familiarità con alcune famiglie di elementi, ma che non avevano mai compreso la base di quelle famiglie, né come esse potessero confluire a comporre un unico schema di ordine superiore.

L'aver percepito un'organizzazione generale, un principio di ordine superiore che univa e metteva in relazione tutti gli elementi, aveva qualcosa di miracoloso e di geniale.

Le espressioni entusiastiche di Sacks nei riguardi del sistema periodico sono pienamente giustificate, se si tiene conto che, dal momento della sua elaborazione, le basi teoriche su cui si regge non sono mai state messe in discussione². Questa proposta didattica per l'insegnamento della classificazione periodica presenta due aspetti interessanti. In primo luogo, il fatto di condurre gli allievi a costruire essi stessi la struttura portante della tavola periodica, il che consente loro di appropriarsene in quanto oggetto di un cammino personale di elaborazione di strumenti di conoscenza e non di considerarla semplicemente come una classificazione già confezionata. In secondo luogo, l'adozione di un approccio «storico epistemologico» nel quale il concetto di

¹ O. Sacks, *Zio tungsteno*. Adelphi, Milano, 216, 2001.

² E. Scerri, L'evoluzione del sistema periodico. *Le Scienze*, n. 363, 94, 1998.

periodicità viene costruito sulla base di dati empirici.³ Tale approccio risulta, dal punto di vista educativo, enormemente più ricco di quello tradizionale che presenta le varie conoscenze ormai sistematizzate e porta spesso a trascurare, nella costruzione del sapere, le diverse ipotesi e le incongruenze iniziali che, dopo vari tentativi, portano a un principio generale, sia questo una legge, una teoria o, come in questo caso, una classificazione. Come ha scritto Teichmann⁴ a proposito delle varie possibilità di usare la storia delle scienze a fini didattici: *Lo sviluppo di un problema contribuisce a una maggior chiarezza rispetto alla trattazione sistematica del problema, poiché le difficoltà emerse e succedutesi nella storia possono essere considerate analoghe alle difficoltà di comprensione degli allievi.*

La sequenza illustrata mira essenzialmente a portare gli allievi a «ricostruire» la struttura portante della tavola periodica, ragionando sulle informazioni chimiche di cui disponeva Mendeleev. Questa affermazione deve essere intesa in modo corretto. Non è possibile che gli allievi dispongano dell'insieme di conoscenze chimiche che gli studiosi avevano elaborato alla metà del diciannovesimo secolo. È però possibile portarli a porsi gli stessi interrogativi che si pose Mendeleev, mettendo a loro disposizioni alcune delle informazioni di cui disponeva il chimico russo: i pesi atomici degli elementi e le proprietà fisiche e chimiche delle sostanze semplici e di alcune sostanze composte. L'approccio storico presenta il vantaggio di far ripercorrere agli allievi il cammino intellettuale seguito da Mendeleev, evidenziando le difficoltà e le varie ipotesi che sono state successivamente ritenute accettabili o scartate.

Formulazioni di riferimento (Tavola periodica degli elementi secondo Mendeleev)

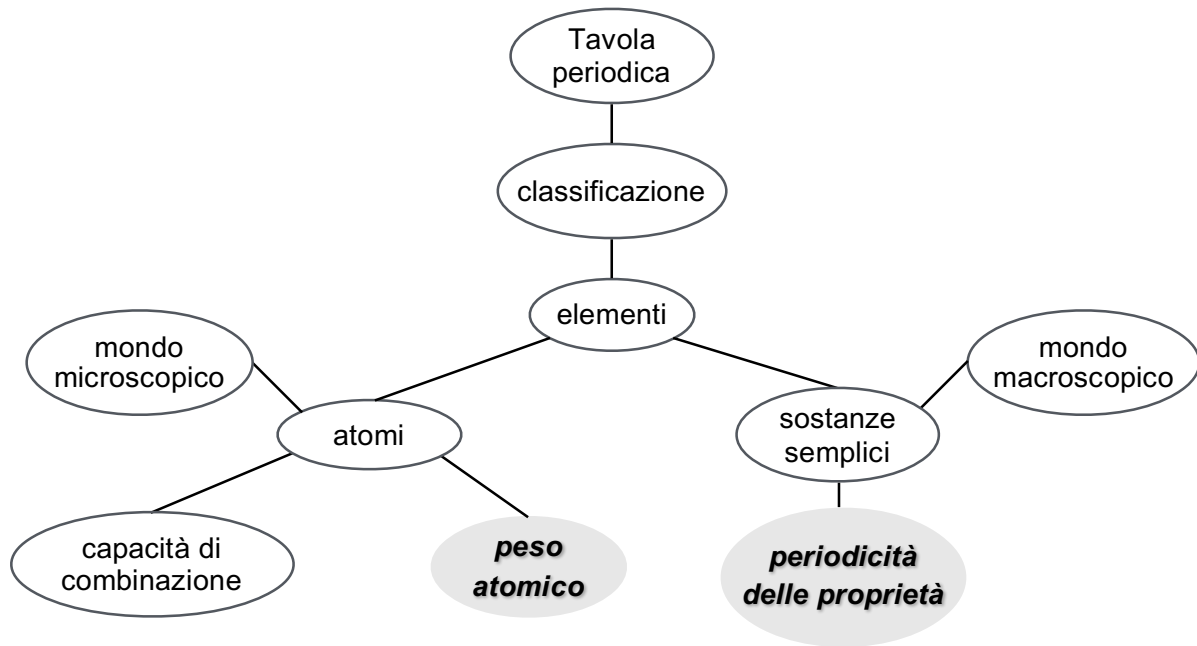
- La classificazione degli elementi chimici prende il nome di Tavola periodica degli elementi
- Nella Tavola periodica, gli elementi sono classificati in famiglie o gruppi in base a due criteri: il valore crescente del peso atomico (livello microscopico); la periodicità delle proprietà chimiche delle relative sostanze semplici (livello macroscopico)
- Gli elementi le cui sostanze semplici hanno comportamento chimico simile, presentano pesi atomici vicini (Pt, Ir, Os) o crescenti in modo regolare (K, Rb, Cs).
- La disposizione degli elementi o dei loro gruppi secondo il valore del peso atomico corrisponde alla capacità di combinazione⁵ dei loro atomi.
- La disposizione degli elementi o dei loro gruppi secondo il valore del peso atomico corrisponde, in una certa misura, alle proprietà chimiche delle relative sostanze semplici
- I corpi semplici più diffusi sulla Terra hanno un basso valore di peso atomico e tutti gli elementi con basso peso atomico sono caratterizzati da proprietà ben definite. Si tratta di elementi tipici.
- Alcune analogie tra elementi possono essere individuate tenendo conto del “valore del peso dei loro atomi”.

³ In una prossima sequenza il concetto di periodicità potrà essere interpretato a livello microscopico in base alla struttura degli atomi degli elementi.

⁴ J. Teichmann, *L'esperienza storica nell'insegnamento della fisica*. In: F. Bevilacqua, *Storia della fisica*. Franco Angeli, Milano, 31, 1983.

⁵ Si è preferito evitare di introdurre la parola valenza, poiché viene spesso usata facendo riferimento a quadri concettuali diversi che vengono mischiati e sovrapposti. La confusione di significati che ne deriva è all'origine di difficoltà di comprensione da parte degli allievi.

Reticolo di concetti (Tavola periodica degli elementi secondo Mendeleev)



Si ricorda che il reticolo di concetti e le relative formulazioni di riferimento che vengono proposte all'insegnante all'inizio delle sequenze didattiche costituiscono una guida progettuale e non devono **mai** essere fornite agli allievi. A ciascuno di questi verrà richiesto di costruire il proprio reticolo di concetti al termine di ogni sequenza o di una serie di sequenze. Questo reticolo permetterà a ogni studente di rappresentare con questo strumento l'evoluzione della propria rete concettuale. L'insegnante avrà così modo di confrontare i reticoli costruiti dagli allievi con quelli forniti nel testo. Sarà quindi possibile, come già detto, sia verificare la significatività dell'apprendimento e valutare la qualità delle attività di insegnamento/apprendimento, sia ricavare informazioni sulle concezioni degli studenti e scoprire la presenza di concezioni difformi.

Sequenza didattica

La sequenza consta di una serie di attività di apprendimento, nel corso delle quali si richiede agli allievi di reinventare e ricostruire la struttura portante della tavola periodica.

Nel corso della redazione del trattato di chimica destinato ai propri studenti, Mendeleev cercò di identificare un qualche concetto unificante che gli permettesse di riunire tutti gli elementi conosciuti in un numero limitato di famiglie: in questo modo, avrebbe potuto evitare ai propri studenti di studiare a memoria le proprietà chimiche e le principali reazioni di ogni singolo elemento. Dopo molti tentativi, ordinò gli elementi in base ai pesi atomici crescenti, poiché era stato vivamente impressionato dalle argomentazioni di Cannizzaro, le cui idee consentirono di attribuire valori dei pesi atomici che permettevano di pervenire a una generalizzazione che non ammetteva compromessi. Le prime due attività della sequenza sono quindi dedicate alla ricostruzione delle ipotesi e dei procedimenti che consentirono a Cannizzaro di assegnare un peso agli atomi dei vari elementi.

ATTIVITÀ 1: FACCIAMO IL PUNTO

Prima di affrontare le attività previste in questa sequenza, è necessario verificare come e quanto gli studenti abbiano acquisito e strutturato i concetti trattati nella sequenza 4. A tal fine, l'insegnante chiede agli studenti di rivedere insieme il modello particellare condiviso al termine di quella sequenza.

1. Le particelle di cui è costituita una sostanza (molecole) sono divisibili, poiché sono formate da altre particelle (atomi)
2. Una molecola non può cambiare forma
3. Una molecola ha sempre le stesse dimensioni
4. Una molecola di una certa sostanza ha sempre la stessa quantità di materia (massa) che cambia al cambiare della sostanza
5. Un solo tipo di molecola individua una sostanza
6. Un determinato numero di molecole dello stesso tipo equivale sempre alla stessa quantità di sostanza
7. Tra le molecole esistono spazi vuoti più o meno grandi a seconda dello stato fisico della sostanza
8. Le molecole sono più o meno stipate tra loro e più o meno vincolate le une alle altre secondo lo stato fisico della sostanza
9. Le molecole sono più o meno libere di muoversi e/o spostarsi secondo lo stato fisico della sostanza
10. Le molecole sono disposte in modo più o meno ordinato secondo lo stato fisico della sostanza

L'insegnante propone anche di raccogliere in una tabella (Tabella 1) le definizioni, sia a livello macroscopico sia a livello microscopico, dei concetti affrontati nella sequenza 4.

Tabella 1	livello macroscopico - FENOMENI	livello microscopico - MODELLI
sostanza	porzione di materia (corpo) con composizione chimica definita e costante (Proust), caratterizzata da punti fissi definiti (punto di fusione, punto di ebollizione, densità, ecc..)	porzione di materia (corpo) costituita da unità chimiche tutte dello stesso tipo, esprimibili in linguaggio simbolico chimico mediante una formula
sostanza semplice	sostanza non decomponibile (con trasformazioni chimiche) in altre sostanze più semplici	sostanza costituita da atomi dello stesso elemento; esprimibile in linguaggio simbolico chimico mediante una formula
sostanza composta	sostanza decomponibile (con trasformazioni chimiche) in altre sostanze più semplici	Sostanza costituita da atomi di elementi differenti; esprimibile in linguaggio simbolico chimico mediante una formula
miscela	porzione di materia costituita da più sostanze in proporzioni variabili, priva di punti fissi definiti	porzione di materia costituita da unità chimiche di diverso tipo; non è esprimibile in linguaggio simbolico chimico mediante una formula
interfaccia	superficie di separazione tra due sistemi individuabile con mezzi ottici (occhio nudo, lente, microscopio ottico)	
fase	porzione di un sistema, individuabile con mezzi ottici, grazie alla la presenza di interfacce	
miscela omogenea	miscela costituita da una sola fase, priva cioè di interfacce	
miscela eterogenea	miscela costituita da più fasi, separate tra loro da interfacce	
trasformazione fisica	processo nel quale le sostanze conservano la propria identità.	processo nel quale le unità chimiche delle sostanze non mutano di composizione; cambia invece la loro posizione relativa (possono allontanarsi, disporsi in modo disordinato, ecc.)
trasformazione chimica	processo nel quale una o più sostanze iniziali interagiscono per produrre una o più sostanze differenti dalle prime	
reazione chimica		processo nel quale le unità chimiche delle sostanze mutano la loro composizione, poiché gli atomi degli elementi di cui sono costituite si ricombinano in modo diverso; gli elementi conservano la propria identità
molecola		termine specifico che viene assegnato alle unità chimiche le cui caratteristiche (livello microscopico) determinano le proprietà della sostanza (livello macroscopico).
atomo		termine specifico che viene assegnato alle particelle che costituendo le molecole ne determinano le caratteristiche
Elemento		È l'invariante di una trasformazione chimica. Rappresenta un'entità immateriale priva di proprietà fisiche o chimiche. Viene individuato da un nome e da un simbolo.

La rivisitazione del modello particellare e dei concetti contenuti nella tabella non è un semplice ripasso, ma impegna gli studenti in una vivace discussione, al termine della quale viene proposto il FOL 9.1; dopo averne discusso le risposte, gli studenti affrontano i quesiti del FOL 9.2.

FOL 9.1

Hai a disposizione le sostanze gassose diossigeno e diidrogeno nelle stesse condizioni di temperatura e pressione.

1. Secondo te, come bisogna operare per prelevare un campione di diidrogeno e uno di diossigeno che contengano lo stesso numero di molecole?

.....
.....
.....
.....

2. Secondo te, la massa di diossigeno che hai prelevato è:

- uguale a quella del diidrogeno minore di quella del diidrogeno
 maggiore di quella del diidrogeno

Giustifica la tua risposta

.....
.....
.....
.....

In genere, le risposte ai quesiti del FOL 9.1 rivelano che solo pochi studenti stentano a riconoscere la situazione proposta; ben presto, però, le argomentazioni dei compagni fanno sì che tutti convergano sull'idea che prelevare volumi uguali dei due gas, nelle stesse condizioni di temperatura e di pressione, significa prelevare lo stesso numero di molecole dei due gas, secondo l'ipotesi di Avogadro. L'insegnante deve prestare maggiore attenzione alle risposte che riguardano il secondo quesito, poiché qualche studente tende a confondere l'idea di volumi uguali con quella di masse uguali. Si tratta di concezioni difformi che gli allievi hanno strutturato negli anni precedenti; l'insegnante deve essere consapevole che, ogni volta che si dimostri necessario, occorre aiutare gli allievi a destrutturare concezioni errate per ricostruire nuove strutture mentali e questo lavoro non è mai definitivo.

I concetti chiariti nel FOL 9.1, sono ripresi nel FOL 9.2. Gli allievi condividono l'idea che in un volume unitario di gas diossigeno e di gas diidrogeno è contenuto lo stesso numero di molecole e che la massa complessiva dei due corpi gassosi è diversa. Nel FOL 9.2 vengono fornite le masse di 1 dm^3 di gas diossigeno e di 1 dm^3 di gas diidrogeno che si trovano alla stessa pressione e temperatura.

ATTENZIONE: molti allievi non riconoscono ancora che questi sono i valori delle masse volumiche, ossia delle densità dei gas; è necessario che l'insegnante *costringa* gli studenti a soffermarsi e riflettere su questo concetto. La densità di un corpo, qualunque sia il suo stato fisico, è una grandezza macroscopica ricavabile dalla misura della sua massa e del suo volume. Al termine della discussione del FOL 9.4, è fondamentale che lo studente

comprenda che le misure vengono effettuate su sostanze semplici allo stato gassoso (livello macroscopico) e che solo l'accettazione delle ipotesi di Avogadro da parte di Cannizzaro ha permesso di ottenere i valori dei pesi delle molecole costituenti i gas e degli atomi costituenti le molecole (livello microscopico).

FOL 9.2

Un campione di diossigeno avente il volume di 1 dm^3 ha massa 1,92 g. Nelle stesse condizioni di temperatura e pressione la massa di 1 dm^3 di diidrogeno è 0,12 g.

1. Secondo te, la **massa** della **molecola** di **diidrogeno** rispetto alla **massa** della **molecola** di **diossigeno** è:

- più grande più piccola uguale non so rispondere

Giustifica la tua risposta

.....

2. Secondo te, la **massa** dell'**atomo** di **idrogeno** rispetto alla **massa** dell'**atomo** di **ossigeno** è:

- più grande più piccola uguale non so rispondere

Giustifica la tua risposta

.....

Parecchi allievi suggeriscono che se il numero di molecole dei due gas considerati è lo stesso allora il rapporto esistente tra le masse dei due corpi gassosi deve corrispondere al rapporto esistente tra le masse della molecola di diossigeno e della molecola di diidrogeno. Affermano che questa conclusione è resa possibile se si accetta l'assioma del modello particellare che recita: *Le molecole di una determinata sostanza hanno sempre la stessa massa.* È sufficiente dunque dividere i valori delle due masse riportati nel FOL 9.2 per ottenere il rapporto tra la massa di una molecola di diossigeno e la massa di una molecola di diidrogeno. $1,92 \text{ g} : 0,12 \text{ g} = 16$. Dunque una molecola di diossigeno pesa sedici volte di più di una molecola di diidrogeno.

Il secondo quesito estende questo risultato agli atomi che costituiscono le due molecole. Gli studenti sanno che queste sono entrambe diatomiche e quindi condividono che un atomo di ossigeno pesa sedici volte di più di un atomo di idrogeno.

Ma quanto pesa un atomo di idrogeno?

Durante la discussione, è molto probabile che gli allievi utilizzino espressioni che rimandano a conoscenze già condivise. Di seguito ne vengono esplicitate alcune:

- In tutte le attività che utilizzano il modello particellare per spiegare e interpretare i fenomeni fisici e le trasformazioni chimiche si è sempre parlato di particelle molto piccole.
- In più occasioni è stato sottolineato che una porzione piccolissima di sostanza (pochi milligrammi) è costituita da un numero enorme di particelle; risulta pertanto impossibile determinare con una bilancia la massa di una singola particella.

ATTIVITÀ 2: MA COME SI FA A PESARE UN ATOMO?

- Ora non resta che pesare gli atomi e si trovano le formule -

Non è infrequente, al termine della sequenza 4, che uno studente esprima questa idea. Tra i suoi compagni c'è sempre qualcuno che risponde: - *Ma come si fa a pesare un atomo?*

È giunto il momento di affrontare questo problema che era rimasto in sospeso.

Dopo aver accettato l'idea dell'esistenza degli atomi, i chimici si trovarono di fronte al problema di determinare la massa⁶ di ogni singolo atomo, ossia la massa atomica. L'impresa non fu facile, dato che gli atomi sono così piccoli che non era possibile isolarne uno e determinarne la massa.

Nei FOL 9.3 e 9.4 si intende condurre gli allievi a ricostruire un cammino concettuale analogo a quello che Cannizzaro propose ai suoi studenti per giungere a calcolare i pesi atomici. Fu proprio la procedura proposta da Cannizzaro che permise a Mendeleev di attribuire a ogni elemento un peso atomico; egli scelse poi quest'ultimo come criterio per costruire la classificazione che conosciamo come Tavola Periodica degli elementi. Riconoscere l'importanza di individuare i rapporti esistenti tra le masse dei vari atomi per stabilire il valore delle masse atomiche relative, ossia dei pesi atomici, è un passaggio ineludibile per comprendere come si è giunti a superare le difficoltà derivanti dall'impossibilità di misurare la massa di ogni atomo. Affrontare e discutere i quesiti proposti nei FOL 9.3 e 9.4, da una parte dovrebbe permettere agli allievi di comprendere come si è operato per determinare i pesi atomici, i quali sono il primo criterio che ha permesso di costruire la Tavola periodica degli elementi. D'altra parte, queste attività consentiranno agli studenti di affrontare gli aspetti quantitativi relativi alle trasformazioni chimiche, disponendo delle strutture concettuali necessarie per comprendere i concetti di quantità di sostanza e di mole.

Parecchi allievi sono ora in grado di disporre in ordine crescente le masse atomiche dei vari gas elencati nella Tabella 1 del FOL 9.3. La discussione che segue permette anche agli altri allievi di utilizzare le considerazioni elencate all'inizio del foglio di lavoro per concludere che, nelle stesse condizioni di temperatura e pressione, le sostanze gassose che hanno maggiore densità sono costituite di molecole aventi massa più elevata. Inoltre, si può affermare che, essendo tutte le molecole diatomiche, anche gli atomi seguono lo stesso ordine. Qualche allievo afferma che il peso degli atomi è la metà del valore misurato per la densità. Altri sostengono che non è possibile che un atomo pesi alcuni grammi. Gli studenti trovano un accordo e stabiliscono che il rapporto tra i pesi delle varie molecole è lo stesso che esiste tra i valori delle densità dei corrispondenti gas. Non tutti gli studenti mostrano di essere convinti. L'insegnante deve porre molta attenzione a non imporre conclusioni definitive. Egli può suggerire di accettare che i pesi delle varie molecole siano proporzionali alle densità delle varie sostanze semplici considerate; si prova a utilizzare questa idea e se ne verifica la plausibilità.

⁶ Nella seconda sequenza si è chiarita la differenza tra le grandezze massa e peso. Per evitare confusioni, l'insegnante deve chiarire agli allievi che in questa sequenza la grandezza considerata è sempre la massa. Tuttavia, per rispettare la scelta di ripercorrere il cammino concettuale percorso da Cannizzaro e Mendeleev viene usata l'espressione *peso atomico* per indicare la *massa atomica relativa*. Sarà di aiuto alla comprensione la cura che l'insegnante porrà nel corso della discussione prevista nella attività 4, dove viene messa in evidenza l'idea che Mendeleev ha reso esplicita nei *Principi di chimica* (1871): *Il peso dell'atomo esprime la massa relativa dell'atomo ...* (Allegato 2).

Nelle attività precedenti siamo giunti a condividere le seguenti idee:

- La massa volumica o densità di un corpo è la quantità di materia di quel corpo, espressa in chilogrammi, corrispondente al volume di un metro cubo.
- A una determinata temperatura e pressione, la massa volumica di una sostanza semplice è un valore costante.
- Volumi uguali di gas diversi nelle stesse condizioni di temperatura e di pressione, contengono lo stesso numero di molecole (ipotesi 1 di Avogadro).
- Le molecole di una determinata sostanza hanno sempre la stessa massa.
- Le molecole delle sostanze semplici possono essere costituite da un solo atomo (molecole monoatomiche) o da due (molecole diatomiche) o più atomi (molecole poliatomiche) (ipotesi 2 di Avogadro).

Una delle strade percorse dai chimici (Cannizzaro) per determinare le masse atomiche fu quella di misurare la densità di sostanze semplici gassose diatomiche a pressione e temperature prefissate e costanti. Nella Tabella 1 sono riportati i valori sperimentali della densità di alcune sostanze semplici gassose.

Tabella 1

Sostanza	Simbolo chimico	Densità in g/dm ³
Diossigeno	O ₂	2,08
Difluoro	F ₂	2,47
Dicloro	Cl ₂	4,61
Diidrogeno	H ₂	0,13
Diazoto	N ₂	1,82

1. Secondo te, quale singola molecola delle sostanze elencate in tabella ha la massa più elevata?

.....

2. Secondo te, quale singola molecola delle sostanze elencate in tabella ha la massa più piccola?

.....

Giustifica la tua risposta

.....

3. Quale atomo delle sostanze elencate in tabella ha massa più elevata?

.....

4. Quale atomo delle sostanze elencate in tabella ha massa più piccola?

.....

Giustifica la tua risposta

.....

5. Nella Tabella 2, ordina, le sostanze gassose indicate nella Tabella 1, secondo la massa atomica crescente.

Tabella 2

Elemento	Simbolo chimico	Sostanza	Simbolo chimico della sostanza	Densità della sostanza in g/dm ³

Siamo giunti a condividere l'idea che i pesi delle molecole sono proporzionali alle densità delle sostanze semplici.

1. Non potendo misurare la massa dei singoli atomi, è possibile determinare il rapporto che esiste tra la massa degli atomi dei vari elementi?

sì no non so rispondere

Giustifica la tua risposta

.....

2. Utilizzando i dati della Tabella 2 dell'attività precedente, indica nella quarta colonna della Tabella 3 il rapporto esistente tra le densità delle sostanze gassose in essa elencate. Indica ora, nella colonna 5, quale valore assegneresti alla massa di ciascuno degli atomi che formano le sostanze.

Tabella 3

Sostanza	Simbolo chimico della sostanza	Densità in g/dm ³	Rapporto tra le densità	Massa dell'atomo

Spiega quali criteri hai adoperato per ricavare il rapporto tra le densità

.....

Spiega quali criteri hai adoperato per assegnare un valore alle masse degli atomi

.....

Per rispondere alle domande del FOL 9.4, gli allievi devono fare ricorso alle conoscenze che hanno strutturato e condiviso durante le discussioni seguite alla compilazione dei precedenti fogli di lavoro. Buona parte degli allievi ripete l'operazione già effettuata nelle attività previste dal FOL 9.2. Dividendo il valore della densità dei gas diossigeno, difluoro, dicloro, diazoto, per il valore della densità del gas diidrogeno, ottengono i rapporti esistenti tra la densità di quest'ultimo e tutte le altre (proposta 1).

Proposta 1

Sostanza	Simbolo chimico della sostanza	Densità in g/dm ³	Rapporto tra le densità	Massa dell'atomo
Diossigeno	O ₂	2,08	16,00	
Difluoro	F ₂	2,47	19,00	
Dicloro	Cl ₂	4,61	35,46	
Diidrogeno	H ₂	0,13	1	
Diazoto	N ₂	1,82	14,00	

Alcuni studenti eseguono la stessa operazione utilizzando un altro valore di densità come riferimento, per esempio usando quella dell'ossigeno (proposta 2). In questo caso, si ottiene:

Proposta 2	Sostanza	Simbolo chimico della sostanza	Densità in g/dm³	Rapporto tra le densità	Massa dell'atomo
	Diossigeno	O ₂	2,08	1	
	Difluoro	F ₂	2,47	1,19	
	Dicloro	Cl ₂	4,61	2,22	
	Diidrogeno	H ₂	0,13	0,06	
	Diazoto	N ₂	1,82	0,88	

Può capitare anche che qualche allievo scelga di prendere il valore più elevato, in questo caso quello del dicloro, e dividerlo per tutti gli altri, ricavando la proposta 3.

Proposta 3	Sostanza	Simbolo chimico della sostanza	Densità in g/dm³	Rapporto tra le densità	Massa dell'atomo
	Diossigeno	O ₂	2,08	2,31	
	Difluoro	F ₂	2,47	1,87	
	Dicloro	Cl ₂	4,61	1	
	Diidrogeno	H ₂	0,13	35,46	
	Diazoto	N ₂	1,82	2,53	

Però gli allievi hanno già stabilito che i rapporti tra le densità delle sostanze devono corrispondere ai rapporti esistenti tra le masse delle relative molecole. La proposta 3 viene presto scartata perché riconosciuta come priva di senso. La proposta 1 viene preferita alla proposta 2, poiché il valore assegnato alla molecola più piccola è 1. A questo punto, qualcuno fa presente che la consegna richiede di assegnare dei valori alla massa degli atomi, mentre si sono stabiliti solo i rapporti tra le masse delle molecole. C'è chi ricorda che tutte le molecole esaminate sono diatomiche e suggerisce di dividere per due i rapporti della proposta 1. Altri pensano che i rapporti sono gli stessi e non bisogna dividere per due. La discussione si fa accesa, l'insegnante ha solo il compito di moderare. Non è semplice stabilire che i rapporti tra le masse possono essere utilizzati come masse degli atomi. Occorre attribuire alla massa più piccola, quella dell'atomo di idrogeno, il valore 1. Tutte le altre, calcolate in rapporto a questa, diventano dunque **masse atomiche relative**. È alle masse atomiche relative che Mendeleev attribuisce il nome di pesi atomici. Può anche accadere che gli allievi si dividano in due gruppi: quelli che ritengono di dover attribuire il valore 1 alla massa dell'atomo di idrogeno e quindi il valore 2 alla massa della molecola di diidrogeno; quelli che preferirebbero assegnare il valore 1 alla molecola di diidrogeno, così che l'atomo assumerebbe il valore 0,5. Gli allievi, in genere, si accordano per la prima ipotesi. La tabella condivisa al termine di questa discussione dovrebbe essere la seguente:

Tabella condivisa	Sostanza	Simbolo chimico della sostanza	Densità in g/dm³	Rapporto tra le densità	Massa dell'atomo
	Diossigeno	O ₂	2,08	16,00	16,00
	Difluoro	F ₂	2,47	19,00	19,00
	Dicloro	Cl ₂	4,61	35,46	35,46
	Diidrogeno	H ₂	0,13	1	1
	Diazoto	N ₂	1,82	14,00	14,00

Durante l'evolvere delle argomentazioni degli allievi, l'insegnante può verificare il livello di comprensione del gruppo classe. Non può sfuggire che:

- è possibile ragionare a proposito della densità dei corpi solo se è chiaro il concetto di massa volumica;
- per riconoscere la proporzionalità tra i valori delle densità delle sostanze gassose e i valori delle masse delle relative molecole occorre avere metabolizzato l'ipotesi di Avogadro e dunque saper distinguere il livello macroscopico relativo alle densità dei gas e il livello microscopico relativo al numero di molecole presenti in un volume unitario di sostanza gassosa;
- è necessario avere chiara la differenza tra atomo e molecola

ATTIVITÀ 3 – METTERE ORDINE, UN PRIMO TENTATIVO

In questa attività, viene proposto agli allievi di operare in modo analogo a quello di Mendeleev. Egli aveva raccolto le proprietà individuali degli elementi su una serie di cartellini, usandone uno per ogni elemento. Aveva quindi cercato di ordinare le schede secondo diversi criteri, più o meno plausibili. Tutti i tentativi si rivelarono infruttuosi sino a quando le ordinò in base ai pesi atomici crescenti, si rese allora conto che le proprietà delle sostanze si ripetevano a intervalli, anche se di ampiezza variabile⁷.

Al termine della lezione precedente, l'insegnante deve avvertire gli allievi che, per affrontare questa attività, devono procurarsi un foglio da disegno in formato A2, un paio di forbici, della colla adatta a incollare carta

Al fine di porre gli allievi di fronte a un problema, si fornisce a ognuno un foglio di carta di formato A2⁸ e un insieme di diciannove tessere relative ai seguenti elementi: potassio, idrogeno, litio, boro, berillio, magnesio, alluminio, bromo, cloro, zolfo, sodio, calcio, silicio, ossigeno, fluoro, arsenico, carbonio, azoto, fosforo (Allegato 1). Viene poi assegnata la seguente consegna: *Ognuno di voi ordini, nel modo che ritiene più opportuno, le tessere che ha ricevuto incollandole sul foglio di carta. Sullo stesso foglio espliciti, in ordine di importanza, i criteri adottati per ordinare le tessere.*

Vengono messe a confronto le scelte operate dagli studenti. Il peso atomico viene scelto come primo criterio da una parte degli studenti: alcuni lo usano come primo criterio, altri come secondo. Possono essere utilizzati vari criteri, per esempio non è infrequente che il primo sia lo stato fisico: in questo caso, la disposizione delle tessere sul foglio A2 presenta tre zone ben distinte che corrispondono ai tre stati fisici; può darsi che all'interno di ciascuna zona, l'allievo disponga le tessere in ordine di peso atomico. Ci sono allievi che, una volta scelto un criterio (può anche trattarsi dell'ordine alfabetico), incollano le tessere l'una accanto all'altra; naturalmente, in questo caso, dopo avere affiancato sette tessere sul foglio da disegno, è necessario «andare a capo»: si ricorre così a un criterio implicito di periodicità, che viene legata alla mancanza di spazio sul foglio. Per altro, questa situazione è comune a tutti gli allievi che fanno ricorso unicamente al criterio del peso atomico crescente. Capita che qualche allievo scelga di considerare come elementi «fondamentali» carbonio, ossigeno e idrogeno; si può pensare che l'incontro con i composti organici in un corso precedente o parallelo di biologia pesi fortemente su questa scelta.

⁷ L. Cerruti, *Il sistema e i modelli*. Atti del Convegno: La formazione scientifica nella scuola media superiore. Venezia, novembre 1986, p.110.

⁸ La scelta di tale formato non è casuale: infatti la larghezza del foglio A2, disposto orizzontalmente, consente di allineare al massimo sette tessere della larghezza di circa 6,2 cm. Questa è dunque la dimensione da rispettare nella preparazione delle tessere da distribuire agli studenti.

In genere, la discussione collettiva dei risultati pone in evidenza che gli allievi non solo hanno difficoltà a esplicitare la differenza tra «ordinare» e «classificare», ma ritengono che costruire una classificazione non sia un'attività scientifica degna di nota. L'insegnante non deve spingere gli allievi a scegliere una classificazione, né tanto meno deve fornire la "giusta" Tavola Periodica. Al termine della discussione e della lezione, egli consegna a ogni studente un testo (Allegato 2), tratto dagli scritti di Mendeleev, nel quale lo scienziato mette in evidenza le ragioni per cui è opportuno scegliere il «peso atomico» e le proprietà delle «sostanze semplici» come criteri per la loro classificazione. Si è preferito usare l'espressione "peso atomico" anziché "massa atomica relativa", poiché, privilegiando l'aspetto storico, non è parso opportuno entrare in contraddizione con le affermazioni di Mendeleev riportate nell'allegato 2: un breve estratto dei "Principi di chimica" nell'edizione del 1871. Tuttavia, è bene che l'insegnante metta in evidenza l'affermazione "*Il peso dell'atomo esprime la massa relativa dell'atomo...*" in esso riportata. La consegna è di leggere attentamente il testo a casa in quanto servirà per l'attività successiva.

ATTIVITÀ 4 – METTERE ORDINE O CLASSIFICARE?

L'insegnante distribuisce una nuova serie delle tessere usate per l'attività precedente. Gli allievi vengono invitati a ordinarle nuovamente, su di un nuovo foglio di formato A2, aiutandosi con le indicazioni ricavate dalla lettura del testo di Mendeleev; inoltre sono invitati a esplicitare, sullo stesso foglio, i criteri utilizzati per eseguire la consegna.

La maggior parte degli studenti accetta le conclusioni cui Mendeleev era pervenuto nel 1871; tuttavia, nonostante Mendeleev faccia esplicitamente riferimento ai due criteri che combinati tra loro «creano» la struttura della classificazione, alcuni allievi continuano a utilizzare schemi personali i quali prevalgono sulle regole suggerite da un'altra persona. Può accadere che alcuni introducano un terzo criterio, sostenendo che l'idrogeno e il bromo vanno classificati in modo indipendente da tutti gli altri elementi; essi giustificano questa scelta affermando che si tratta di due elementi dotati di caratteristiche così diverse da quelle degli altri, che non possono appartenere ad alcuna delle famiglie individuate dai primi due criteri. In effetti, l'idrogeno è gassoso e non possiede certo le caratteristiche del litio, del sodio e del potassio; diversa è la situazione del bromo, la cui similitudine con fluoro e cloro viene negata solo per il differente stato fisico. Tuttavia, questa scelta può essere spiegata tenendo presente che, come si visto nell'attività precedente, quest'ultima caratteristica è tenuta in grande considerazione da un buon numero di studenti.

ATTIVITÀ 5 – DUE CRITERI PER CLASSIFICARE

Prima di Mendeleev, altri scienziati avevano tentato di organizzare in qualche modo gli elementi conosciuti. Al fine di porre gli allievi nel contesto in cui operò lo scienziato russo, è opportuno richiamare le proposte avanzate da Döbereiner e Newlands che certamente Mendeleev non ignorava.

In questa attività gli allievi vengono riuniti in piccoli gruppi di lavoro. Viene quindi fornita a ogni allievo una copia del testo che figura nell'allegato 3. La consegna impartita a ogni gruppo è sempre la stessa: *Ordinate, nel modo che ritenete più opportuno, le tessere che vi sono state consegnate, dopo avere letto e discusso i testi che avete a disposizione (allegati 2 e 3). Sullo stesso foglio, esplicitate, in ordine di importanza, i criteri utilizzati.*

A questo punto, gli allievi si trovano a disporre di informazioni analoghe a quelle di cui disponeva Mendeleev quando si pose l'obiettivo di individuare un criterio che gli permettesse di ordinare in un qualche modo gli elementi allora conosciuti.

In questa attività, ogni allievo porta, come contributo al lavoro del gruppo, le classificazioni elaborate nelle attività precedenti; in questo modo viene favorita, se non assicurata, la partecipazione attiva di ogni allievo alla costruzione della classificazione richiesta. Può sembrare illogico il fatto che gli studenti ricevano prima il testo di Mendeleev (allegato 2) e successivamente informazioni anteriori a questo (allegato 3), ma l'adesione stretta al decorso storico degli eventi non è un criterio vincolante e può cadere di fronte alle esigenze didattiche. A questo punto, il peso atomico e le proprietà fisiche e chimiche sono i due criteri ritenuti prioritari da tutti gli studenti, anche se qualche gruppo potrebbe invertire la loro gerarchia; capita che alcuni gruppi siano ben convinti che l'idrogeno costituisca gruppo a sé, mentre è usuale che il bromo venga disposto sotto al fluoro e al cloro. Durante la discussione collettiva, in genere, emerge che quest'ultima scelta è conseguenza della forte influenza esercitata dalla proposta delle triadi di Döbereiner.

Rimane però aperto il problema della posizione dell'arsenico. Gli allievi scelgono di collocarlo in parte nel gruppo del boro e, in parte, nel gruppo dell'azoto. Nel primo caso, essi giustificano la scelta appellandosi alle formule delle sostanze composte riportate sulle tessere. Gli studenti che scelgono il gruppo dell'azoto giustificano la loro decisione affermando di tenere conto anche degli intervalli di peso atomico tra un elemento e il successivo: essi ritengono troppo grande il salto tra il valore 40 del calcio e il valore 75 dell'arsenico. Alcuni allievi, sempre sulla base di questo criterio, scelgono di collocare l'arsenico sotto lo zolfo; altri, preferiscono posizionarlo sotto il silicio, giustificando la decisione con il fatto che l'arsenico presenta anche caratteristiche metalliche.

ATTIVITÀ 6 – I CRITERI PER CLASSIFICARE

Le difficoltà incontrate nell'attività 5 e la successiva discussione sono originate da un problema interessante: i posti disponibili per collocare l'arsenico e il bromo sono cinque, in base a quale criterio (o a quali criteri) si deve decidere la loro posizione? Per Newlands, gli inconvenienti più gravi vennero proprio dal fatto che egli cercò di occupare tutte le caselle disponibili; al contrario, Mendeleev credette a tal punto nella propria ipotesi da lasciare libere alcune posizioni, prevedendo non solo l'esistenza di nuovi elementi, ma anticipandone le proprietà. Per porre gli allievi in una situazione capace di simulare i problemi concettuali che dovette affrontare Mendeleev, a ognuno viene consegnata una copia dell'allegato 4 e le tessere degli elementi arsenico, bromo, cloro e alluminio con la seguente consegna: *Ognuno di voi collochi nella posizione che ritiene più opportuna gli elementi As (peso atomico 75), Se (peso atomico 79,4) e Br (peso atomico 80).* Nell'allegato 4 gli elementi sono disposti come nella tavola periodica moderna. Dato che non è ancora stata proposta alcuna versione della tavola periodica, gli allievi non mostrano difficoltà a discutere delle classificazioni seguenti.

All'arsenico e al bromo viene dunque aggiunto il selenio; dei cinque posti disponibili, due devono restare vuoti. Nel corso degli anni, gli studenti hanno dato tutte le risposte possibili. Seguendo esclusivamente il criterio del peso atomico crescente, alcuni hanno proposto questa configurazione:

1	Al	Si	P	S	Cl
Zn	As	Se	Br		

Immediata è la critica da parte dei compagni, poiché non si rispetta il criterio delle proprietà fisiche e chimiche delle sostanze semplici. Qualche allievo ripropone comunque l'arsenico sotto l'alluminio

dato che le rispettive proprietà non sono totalmente diverse (si possono individuare alcune similitudini) e d'altra parte le proprietà di cloro e bromo sono simili.

2	Al	Si	P	S	Cl
Zn	As	Se	*	*	Br

Resterebbe da sistemare il selenio di cui gli studenti non hanno la tessera (dispongono solamente del suo peso atomico). Vengono scartate intanto le due proposte che seguono, poiché sono parecchi gli allievi che ritengono non corretto porre l'arsenico sotto il silicio.

3	Al	Si	P	S	Cl
Zn	*	As	*	Se	Br

4	Al	Si	P	S	Cl
Zn	*	As	Se	*	Br

Rimangono due sole configurazioni alternative alla **2**: quelle indicate con i numeri **5** e **6**. Nella configurazione **6**, il selenio è collocato sotto lo zolfo come nella configurazione **5** la quale ha in comune con la configurazione **2** la posizione dell'arsenico.

5	Al	Si	P	S	Cl
Zn	As	*	*	Se	Br

6	Al	Si	P	S	Cl
Zn	*	*	As	Se	Br

Se gli allievi si rendono conto che la classificazione di un elemento dipende anche da quelli che ha accanto, essi richiederanno le carte d'identità del selenio (Figura 1), dello zolfo, del fosforo. Il professore può fornire queste carte, ma può anche invitare gli allievi a sfruttare fino in fondo il criterio del peso atomico: nelle classificazioni **2** e **5**, tra il peso atomico dello zinco e quello dell'arsenico c'è un «salto» di 10 unità. In nessun'altra parte della tavola si osserva un divario di tale entità tra due elementi consecutivi sulla stessa riga. Se, come Mendeleev, crediamo nella regolarità della legge periodica (ma va sottolineato che si tratta di una fiducia, quasi di una fede razionale), questa irregolarità deve essere un argomento per preferire altre classificazioni tra quelle possibili. Si esamina allora la classificazione **6**, a favore della quale depongono le seguenti considerazioni:

- l'intervallo tra i valori di peso atomico dell'arsenico e dello zinco è notevole, da 65 si passa a 75;
- l'intervallo tra i valori di peso atomico tra arsenico, selenio e bromo sono simili a quelli riscontrabili nel resto della classificazione;
- le proprietà degli elementi arsenico e fosforo erano state ritenute simili nella attività precedente;

- le proprietà degli elementi bromo e cloro sono simili.

Se non è stato fatto in precedenza, è il momento di distribuire le tessere del fosforo, del selenio e dello zolfo: gli studenti vedranno così confermate le loro supposizioni.

A questo punto, l'insegnante consegna agli allievi la riproduzione della classificazione di Mendeleev nella sua versione originale del 1869 (Allegato 5). Si noterà che la presentazione è inversa rispetto alle Tavole divenute classiche: i gruppi di elementi simili stanno sulla stessa riga, e i «periodi» sono ordinati in verticale; questo mostra che la funzione periodica può essere rappresentata nello spazio in vari modi, e storicamente sono state proposte le forme più diverse, in due o tre dimensioni.

NOME: SELENIO	simbolo: Se
Peso atomico: 79	
Proprietà della sostanza semplice selenio: il selenio nativo è rarissimo, si presenta in cristalli di colore grigio o rossastro con lucentezza semimetallica	
Tf = 220 °C	Te = 685 °C
<ul style="list-style-type: none"> • reagisce a caldo con H₂ • brucia in atmosfera di ossigeno • reagisce con F₂, Br₂ e Cl₂ • reagisce con la maggior parte dei metalli 	
Formule delle sostanze composte: SeO ₂ , SeO ₃ , H ₂ Se	

Figura 1 - La tessera del selenio non è compresa nell'allegato 1

Conviene portare l'attenzione soprattutto sui due elementi incogniti che Mendeleev ha posto tra i pesi atomici 65 e 75; in questo caso, gli allievi saranno messi nella condizione di confrontare il proprio lavoro con quello di Mendeleev, cogliendo il ruolo che la sua classificazione può svolgere a livello di previsioni. È consigliabile che l'insegnante proponga anche la versione della Tavola pubblicata nel 1871 (Allegato 6). La discussione dovrebbe portare su due aspetti: le variazioni che vengono proposte rispetto alla precedente; l'introduzione dei rapporti di combinazione tra gli elementi dei vari gruppi con l'ossigeno e l'idrogeno. Quest'ultimo dato permette di rendere chiaro come mai, utilizzando solamente le proprietà dell'arsenico (senza contemporaneamente tenere conto degli intervalli nei valori di peso atomico) questo elemento poteva anche essere inserito nel terzo gruppo. I rapporti di combinazione disponibili allora erano gli stessi per i gruppi 3 e 5.

ATTIVITÀ 7 – STRUTTURAZIONE DELLE CONOSCENZE

Prima di affrontare il problema della Tavola periodica, gli studenti erano già stati impegnati in attività di apprendimento volte alla costruzione dei concetti di sostanza semplice e composta, elemento, atomo, molecola. Il modo di operare di Mendeleev per classificare gli elementi nella Tavola periodica, e le caratteristiche che egli prese in considerazione, sono l'occasione per portare

nuovamente l'attenzione degli allievi sulla distinzione tra sostanza semplice ed elemento. Durante le discussioni, viene sottolineato che le proprietà riportate sulle tessere, utilizzate dagli studenti nelle varie attività, sono riferite, tranne il peso atomico, alle proprietà fisiche e chimiche delle sostanze semplici; in particolare, si mette in evidenza che sia la sostanza semplice sia l'elemento possiedono un nome e un simbolo appropriati.

Con le attività proposte, si offre agli allievi l'opportunità di sperimentare direttamente un modo di procedere, per tentativi ed errori, che è tipico del lavoro degli scienziati. Di tale modo di lavorare non vi è alcuna traccia nelle pubblicazioni nelle quali gli scienziati espongono i risultati delle loro ricerche. Il ricercatore che presenta i risultati delle proprie ricerche, non riporta le incertezze, i passi falsi, i tentativi non riusciti, i risultati negativi, ossia tutta la fase della ricerca in cui egli «brancola nel buio». Nel resoconto finale, egli ricostruisce uno svolgimento logico e rigoroso. I due aspetti, i tentativi e il rigore, coesistono nella «scienza che si fa», ma solo il secondo viene messo in evidenza a posteriori, nel momento in cui un ricercatore rende pubblici i risultati del proprio lavoro. Gli studenti si possono rendere conto di questo fatto mettendo a confronto la riproduzione di una pagina di appunti di Mendeleev (allegato 7) con la classificazione del 1869 (allegato 5). L'insegnante ha così la possibilità di sottolineare il contrasto tra la difficoltà e la tortuosità dell'effettivo svolgersi della ricerca e il cammino apparentemente facile e diretto che la lettura del testo suggerisce. A questo proposito, qualche allievo chiede il significato dei punti interrogativi che sono presenti nella Tavola dell'Allegato 5. La loro posizione rispetto ai simboli chimici e al valore dei pesi atomici indica la varietà dei dubbi di Mendeleev. In particolare, i punti interrogativi⁹:

- posti davanti al simbolo di un elemento, indicano incertezza sulla posizione dell'elemento;
- posti dopo il valore di un peso atomico, l'incertezza riguarda il valore numerico del peso atomico.
- dopo il Ca e lo Sr evidenziano due gruppi di elementi che violano il principio del peso atomico crescente: questi valori di peso atomico verranno raddoppiati nelle successive versioni

Inoltre:

- Mendeleev conservò sempre incerta la posizione dei lantanidi
- a Ni e Co viene attribuito lo stesso valore di peso atomico
- il peso atomico del Te è maggiore rispetto a quello dell'elemento successivo, cioè lo iodio.

Gli studenti non mancano poi di notare che le Tavole periodiche presenti nei manuali e nei laboratori hanno un aspetto diverso da quelle proposte da Mendeleev, anche se l'ordine degli elementi è comunque riconoscibile. L'insegnante informa che per comprendere quelle rappresentazioni occorre affrontare lo studio della struttura degli atomi.

Dunque, nel modo di procedere proposto, la tavola periodica viene prima costruita tenendo conto unicamente delle proprietà macroscopiche delle sostanze semplici; soltanto in seguito, dopo aver affrontato con gli allievi il problema della struttura dell'atomo, si affronterà il concetto di periodicità a livello microscopico, prendendo in considerazione le proprietà degli atomi degli elementi. Operando in questo modo, l'insegnante sottolinea con forza la differenza che si deve sempre tenere presente tra realtà empirica e modello interpretativo.

⁹ Tali problemi rimarranno senza soluzione fino alla determinazione sperimentale del numero atomico (Moseley, 1913)



<p>NOME: POTASSIO simbolo: K</p> <p>Peso atomico: 39</p> <p>Proprietà della sostanza semplice potassio: metallo bianco argenteo, morbido come la cera a T ambiente, poco denso</p> <p>Tf = 63,6 °C Te = 760 °C</p> <ul style="list-style-type: none"> • si ossida rapidamente all'aria • reagisce energicamente con acqua formando H₂ • reagisce con Cl₂ <p>Formule delle sostanze composte: K₂O, KCl</p>	<p>NOME: IDROGENO simbolo: H</p> <p>Peso atomico: 1</p> <p>Proprietà della sostanza semplice diidrogeno: il meno denso dei gas, difficilmente diventa liquido, scarsamente solubile in acqua</p> <p>Tf = - 260 °C Te = - 253 °C</p> <ul style="list-style-type: none"> • può reagire in modo esplosivo con O₂ • reagisce con Cl₂, S, N₂ e C • reagisce con ossidi di metalli, come CuO, e con ossidi di non metalli, come SO₂ <p>Formule delle sostanze composte H₂O, CH₄, HCl</p>	<p>NOME: LITIO simbolo: Li</p> <p>Peso atomico: 7</p> <p>Proprietà della sostanza semplice litio: metallo bianco-argenteo malleabile e morbido, il meno denso dei metalli: galleggia sull'olio</p> <p>Tf = 180 °C Te = 1342 °C</p> <ul style="list-style-type: none"> • reagisce a freddo con acqua, dando sviluppo di H₂ • non reagisce con O₂ secco al di sotto di 100 °C • reagisce con diversi acidi con formazione di H₂ • reagisce con Cl₂ <p>Formule delle sostanze composte LiH, LiCl, Li₂O</p>
<p>NOME: BORO simbolo: B</p> <p>Peso atomico: 11</p> <p>Proprietà della sostanza semplice boro: solido nero, leggero e molto duro, cattivo conduttore di calore, semiconduttore elettrico</p> <p>Ts = 2079 °C Te = 2550 °C</p> <ul style="list-style-type: none"> • si ossida ad alta T • reagisce con acido nitrico e acido solforico bollenti a caldo e suddiviso, reagisce con Cl₂ <p>Formule delle sostanze composte B₂O₃, B₂H₆, BCl₃</p>	<p>NOME: BERILLIO simbolo: Be</p> <p>Peso atomico: 9</p> <p>Proprietà della sostanza semplice berillio: metallo bianco brillante, poco denso</p> <p>Tf = 1278 °C Te = 2970 °C</p> <ul style="list-style-type: none"> • si ossida all'aria con emissione luminosa intensa • reagisce facilmente con acido cloridrico e acido solforico sviluppando H₂ • reagisce con una soluzione di idrossido di sodio concentrato <p>Formule delle sostanze composte BeCl₂, BeO</p>	<p>NOME: MAGNESIO simbolo: Mg</p> <p>Peso atomico: 24</p> <p>Proprietà della sostanza semplice magnesio: metallo bianco-argento, malleabile e duttile</p> <p>Tf = 651 °C Te = 1107 °C</p> <ul style="list-style-type: none"> • brucia in O₂ producendo luce sfolgorante • reagisce con acido cloridrico e acido solforico producendo H₂ • reagisce con Cl₂ <p>Formule delle sostanze composte MgCl₂, MgO</p>
<p>NOME: ALLUMINIO simbolo: Al</p> <p>Peso atomico: 27</p> <p>Proprietà della sostanza semplice alluminio: metallo bianco, buon conduttore di calore e di elettricità</p> <p>Tf = 660 °C Te = 2467 °C</p> <ul style="list-style-type: none"> • si ossida all'aria • reagisce facilmente con acido cloridrico e lentamente con acido solforico diluito formando H₂ • reagisce con Cl₂ <p>Formule delle sostanze composte AlCl₃, AlH₃, Al₂O₃</p>	<p>NOME: BROMO simbolo: Br</p> <p>Peso atomico: 80</p> <p>Proprietà della sostanza semplice dibromo: liquido volatile di colore rosso scuro</p> <p>Tf = -7,2 °C Te = 58,8 °C</p> <ul style="list-style-type: none"> • reagisce con H₂ • reagisce con i metalli: Na, Ca, Al... • reagisce con il fosforo bianco <p>Formule delle sostanze composte NaBr, HBr</p>	<p>NOME: CLORO simbolo: Cl</p> <p>Peso atomico: 35,5</p> <p>Proprietà della sostanza semplice dicloro: gas verdastro, poco solubile in acqua</p> <p>Tf = -101 °C Te = -34,6 °C</p> <ul style="list-style-type: none"> • reagisce in modo violento con H₂ • reagisce con i metalli Na, Ca, Al • reagisce con il fosforo bianco in Cl₂ l'arsenico brucia spontaneamente dando incandescenza <p>Formule delle sostanze composte NaCl, HCl</p>



<p>NOME: ZOLFO simbolo: S</p> <p>Peso atomico: 32</p> <p>Proprietà della sostanza semplice zolfo: solido giallo, isolante elettrico</p> <p>Tf = 113 °C Te = 445 °C</p> <ul style="list-style-type: none"> • reagisce con H₂ • si infiamma in O₂ • reagisce con F₂, Br₂ e Cl₂ • reagisce con la maggior parte dei metalli e con fosforo, arsenico, carbonio <p>Formule delle sostanze composte SO₂, SO₃, H₂S</p>	<p>NOME: SODIO simbolo: Na</p> <p>Peso atomico: 23</p> <p>Proprietà della sostanza semplice sodio: metallo bianco argenteo, morbido</p> <p>Tf = 97,8 °C Te = 893 °C</p> <ul style="list-style-type: none"> • si ossida all'aria • reagisce in modo violento con acqua, formando H₂ • reagisce con Cl₂ <p>Formule delle sostanze composte Na₂O, NaCl</p>	<p>NOME: CALCIO simbolo: Ca</p> <p>Peso atomico: 40</p> <p>Proprietà della sostanza semplice calcio: metallo bianco brillante</p> <p>Tf = 839 °C Te = 1484 °C</p> <ul style="list-style-type: none"> • a caldo, brucia in O₂ • reagisce con acqua formando H₂ • reagisce con Cl₂ <p>Formule delle sostanze composte CaO, CaCl₂</p>
<p>NOME: SILICIO simbolo: Si</p> <p>Peso atomico: 28</p> <p>Proprietà della sostanza semplice silicio: solido blu acciaio, semiconduttore</p> <p>Tf = 1410 °C Te = 2680 °C</p> <ul style="list-style-type: none"> • scaldato in presenza di aria, brucia dando incandescenza • non reagisce con gli acidi • reagisce a caldo con idrossido di sodio (NaOH), con produzione di H₂ • si combina con carbonio a caldo <p>Formule delle sostanze composte SiO₂, SiH₄, SiCl₄</p>	<p>NOME: OSSIGENO simbolo: O</p> <p>Peso atomico: 16</p> <p>Proprietà della sostanza semplice diossigeno: gas inodore ed incolore, poco solubile in acqua, più denso dell'aria</p> <p>Tf = -218,4 °C Te = -183 °C</p> <ul style="list-style-type: none"> • si combina con la maggior parte delle sostanze semplici portando alla formazione degli ossidi <p>Formule delle sostanze composte Na₂O, CaO, H₂O</p>	<p>NOME: FLUORO simbolo: F</p> <p>Peso atomico: 19</p> <p>Proprietà della sostanza semplice difluoro: gas giallo meno denso dell'aria</p> <p>Tf = -219 °C Te = -188 °C</p> <ul style="list-style-type: none"> • reagisce violentemente con l'acqua con formazione di H₂ • reagisce con H₂ • reagisce con tutti i metalli • reagisce con il fosforo <p>Formule delle sostanze composte NaF, HF</p>
<p>NOME: ARSENICO simbolo: As</p> <p>Peso atomico: 75</p> <p>Proprietà della sostanza semplice arsenico: si presenta sotto forma di un solido giallo o di un solido grigio di aspetto metallico, quest'ultimo tipo, più stabile, è buon conduttore di calore e di elettricità</p> <p>Tf = 817 °C (sotto pressione) Te = 613 °C</p> <ul style="list-style-type: none"> • non si ossida all'aria secca, ma si ossida in presenza di umidità • brucia in aria secca a 200°C (fiamma blu) • reagisce con acido solforico concentrato a caldo e produce SO₂ • reagisce con acido nitrico • reagisce poco con acido cloridrico • prende spontaneamente fuoco in Cl₂ <p>Formule delle sostanze composte As₂O₃, AsH₃, AsCl₃</p>	<p>NOME: CARBONIO simbolo: C</p> <p>Peso atomico: 12</p> <p>Proprietà della sostanza semplice carbonio: si presenta in diverse forme, solido nero (grafite, mediocre conduttore di calore e di elettricità) - solido trasparente bianco (diamante, isolante)</p> <p>Tf = 3652 °C Te = 4827 °C</p> <ul style="list-style-type: none"> • si ossida all'aria per dare monossido di carbonio o diossido di carbonio • reagisce con gli ossidi metallici, come CuO (ossido di rame) • se precedentemente scaldato, reagisce con acido solforico con formazione di SO₂ <p>Formule delle sostanze composte CO, CO₂, CH₄, CCl₄</p>	<p>NOME: AZOTO simbolo: N</p> <p>Peso atomico: 14</p> <p>Proprietà della sostanza semplice diazoto: gas inodore e incolore poco solubile in acqua, meno denso dell'aria</p> <p>Tf = -210 °C Te = -196 °C</p> <ul style="list-style-type: none"> • a T e P ordinarie presenta una certa inerzia chimica. Ad alta T o in presenza di scintille elettriche, può combinarsi con le seguenti sostanze semplici: <ul style="list-style-type: none"> ○ O₂ ○ metalli ○ H₂ <p>Formule delle sostanze composte NO, NO₂, NH₃</p>



<p>NOME: FOSFORO simbolo: P</p> <p>Peso atomico: 31</p> <p>Proprietà della sostanza semplice fosforo: può presentarsi sotto forma di solido bianco luminoso al buio. Alla luce ingiallisce e si copre di uno strato di fosforo rosso</p> <p>Tf = 44,1 °C Te = 280 °C (per il fosforo bianco)</p> <p>Il tipo bianco reagisce con:</p> <ul style="list-style-type: none"> • O₂ a partire da 60°C (semplicemente per sfregamento con un corpo scaldato) • Cl₂ (reazione intensa) • soluzioni basiche • tutti i metalli, compresi argento e platino <p>Formule delle sostanze composte PH₃, P₂O₅, PCl₃</p>		
---	--	--



Da molto tempo sono noti vari gruppi di elementi simili. Esistono corpi semplici analoghi dell'ossigeno, dell'azoto, del carbonio, ecc. e l'esistenza di tali analogie ci porta necessariamente a questo interrogativo: qual è la causa di queste analogie e in quale rapporto stanno tra di loro i gruppi di elementi?

Se non si è in grado di rispondere a queste domande, non è assolutamente possibile raggruppare gli elementi analoghi senza incorrere in errori grossolani, dato che le analogie non sempre sono evidenti e non sempre sono rigorose. Così, ad esempio, il litio assomiglia per certi versi al potassio, mentre, da altri punti di vista, è vicino al magnesio. Il glucinio* somiglia all'alluminio e al magnesio. Il tallio, come vedremo in seguito, e com'è stato evidenziato al momento della sua scoperta, somiglia al piombo e al mercurio, ma possiede contemporaneamente alcune proprietà del litio e del potassio. È certo che, laddove non sia possibile effettuare misure, dobbiamo giocoforza limitarci a operare accostamenti o a fare confronti basati sulle proprietà più evidenti, le quali, a volte, sono ben lungi dal presentare una precisione soddisfacente.

Gli elementi hanno però una proprietà determinabile in modo esatto: il loro peso atomico. Il peso dell'atomo esprime la massa relativa dell'atomo e noi sappiamo, in base a tutte le nozioni precise che possediamo sui fenomeni della natura, che tutte le proprietà di una sostanza dipendono proprio dalla sua massa, in quanto tutte sono funzione delle stesse condizioni o delle stesse forze che determinano il peso del corpo; quest'ultimo è quindi direttamente proporzionale alla massa della sostanza. È dunque del tutto naturale cercare una relazione tra proprietà analoghe degli elementi, da una parte, e il loro peso atomico, dall'altra.

Questa è l'idea fondamentale che obbliga a disporre tutti gli elementi secondo il valore del loro peso atomico. Fatto questo, si nota immediatamente la ripetizione delle proprietà nei periodi degli elementi. Conosciamo già alcuni esempi

F = 19	Cl = 35,5	Br = 80	I = 127
Na = 23	K = 39	Rb = 85	Cs = 133
Mg = 24	Ca = 40	Sr = 87	Ba = 137

Questi tre esempi permettono di cogliere l'aspetto essenziale del problema. Gli alogeni hanno pesi atomici inferiori a quelli dei metalli alcalini che, a loro volta, hanno pesi atomici inferiori a quelli dei metalli alcalino-terrosi. Ecco perché, disponendo gli elementi secondo il peso atomico crescente, si ottiene una ripetizione periodica delle proprietà. Noi chiamiamo questa legge, *legge periodica: le proprietà dei corpi semplici, come i tipi e le proprietà delle combinazioni, sono funzione periodica del valore del peso atomico*.

La legge periodica e il sistema periodico, come sono stati qui esposti, sono stati pubblicati nella prima edizione di quest'opera, cominciata nel 1868 e terminata nel 1871. All'inizio del 1869 ho inviato a molti chimici il mio "Saggio su un sistema di classificazione degli elementi basato sul loro peso atomico e sulla loro somiglianza chimica" e nella sessione del marzo 1869 della Società Chimica Russa ho presentato una relazione relativa al "rapporto tra le proprietà e il peso atomico degli elementi". Ecco le conclusioni di quella relazione:

1. Gli elementi disposti secondo il valore del loro peso atomico presentano una periodicità nelle proprietà.
2. Gli elementi che hanno comportamento chimico simile presentano pesi atomici vicini (Pt, Ir, Os) o crescenti in modo regolare (K, Rb, Cs).
3. La disposizione degli elementi o dei loro gruppi secondo il valore del peso atomico corrisponde alla loro valenza.
4. I corpi semplici più diffusi sulla Terra hanno un peso atomico basso e tutti gli elementi con basso peso atomico sono caratterizzati da proprietà ben definite. Si tratta di elementi tipici.
5. Il valore del peso atomico determina il carattere dell'elemento.
6. Bisogna attendersi la scoperta di molti corpi semplici ancora sconosciuti, simili, per esempio, ad Al e Si, e aventi peso atomico compreso tra 65 e 75.
7. Il valore del peso atomico di un elemento può, a volte, venire corretto se si conoscono gli elementi a lui simili. Così, il peso atomico del Te non è 128, ma deve essere compreso tra 123 e 126.
8. Alcune analogie tra elementi possono essere scoperte tenendo conto del "valore del peso dei loro atomi".

In questi punti è racchiuso tutto il significato della legge periodica.

* L'attuale berillio

I chimici hanno sempre tentato di organizzare le sostanze oggetto di studio in base a somiglianze e a sovrastrutture che, in qualche modo, permettessero di ordinarle, di sistamarle in uno schema organizzativo. Questi tentativi si sono intensificati quando il numero delle sostanze semplici conosciute ha cominciato a crescere grazie ai progressi delle tecniche di analisi: ad esempio, l'introduzione, al principio del 1800, della pila di Volta mise a disposizione dei chimici una tecnica potente, l'elettrolisi, che permise di raddoppiare il numero delle sostanze semplici note nel giro di pochi anni. In seguito, verso il 1860, l'analisi spettrale diede la possibilità di aggiungere altre sostanze a quelle già note.

All'inizio del XIX secolo, Johann Wolfgang Döbereiner (1780-1849), grande amico di Goethe, professore di chimica e farmacia all'Università di Jena, mise in evidenza che molti elementi conosciuti potevano essere riuniti in gruppi di tre elementi simili; tali gruppi furono da lui chiamati triadi. Tra le triadi di Döbereiner figuravano quelle costituite da *litio, sodio e potassio* e da *cloro, bromo e iodio*. Döbereiner mise in evidenza che, quando i tre elementi di una triade venivano disposti in ordine crescente di peso atomico (oggi massa atomica relativa), le proprietà dell'elemento centrale risultavano intermedie rispetto a quelle degli altri due; inoltre, cosa ancora più interessante, il peso atomico dell'elemento centrale era molto vicino alla media aritmetica degli altri due. Per esempio, nella triade cloro, bromo, iodio il peso atomico (la massa atomica relativa) del bromo è 79,9, valore molto vicino a 81,2 che è la media aritmetica di 35,5 (cloro) e 126,9 (iodio).

Questa relazione tra le proprietà degli elementi e i corrispondenti pesi atomici fu presa in considerazione da altri chimici. Nel 1866, John Newlands, un chimico inglese, presentò alla Chemical Society una memoria nella quale metteva in evidenza che, quando gli elementi erano sistemati in ordine crescente di peso atomico, ogni elemento aveva proprietà simili a quelle degli elementi che stavano otto posti avanti e otto posti indietro. Newlands chiamò questa relazione Legge delle ottave, sostenendo che l'ottavo elemento era una specie di ripetizione del primo, analogamente a quanto si verifica per l'ottava nota nella scala musicale. Nella Tabella sono riportate le prime cinque ottave di Newlands.

Tabella – Le ottave di Newlands

H	Li	Be	B	C	N	O
F	Na	Mg	Al	Si	P	S
Cl	K	Ca	Cr	Ti	Mn	Fe
Co, Ni	Cu	Zn	Y	In	As	Se
Br	Rb	Sr	Ce, La	Zr	Di, Mo	Ro, Ru

Le idee di Newlands furono accolte con notevole scetticismo e la classificazione da lui proposta venne criticata per tre ragioni importanti. In primo luogo, Newlands partiva dal presupposto che tutti gli elementi fossero stati scoperti, per cui l'eventuale scoperta di un nuovo elemento poteva far crollare tutta la costruzione; questo era un argomento critico molto importante, in quanto ben quattro elementi (tallio, indio, cesio e rubidio) erano stati scoperti pochi anni prima che Newlands formulasse la sua proposta. In secondo luogo, per far sì che le proprietà si ripetessero nell'arco di un'ottava, Newlands era stato talvolta obbligato a sistemare due elementi nella stessa casella (per esempio, cobalto e nichel, cerio e lantanio, etc.). Infine, la classificazione proposta da Newlands raggruppava alcuni elementi le cui proprietà erano ben diverse. Ad esempio, cobalto e nichel venivano a trovarsi nella stessa famiglia di fluoro, cloro e bromo; il rame apparteneva alla famiglia costituita anche da litio, sodio, potassio e rubidio. Per tutte queste ragioni, le idee di Newlands furono respinte dai suoi colleghi scienziati, alcuni dei quali non esitarono a ridicolizzarle. In effetti, uno dei suoi critici più caustici gli domandò se non avesse mai preso in considerazione la possibilità di classificare gli elementi in base alla lettera iniziale del loro nome.

Allegato 5 - La prima classificazione periodica di Mendeleev (1869)



I	II	III	IV	V	VI
			Ti = 50	Zr = 90	? = 180
			V = 51	Nb = 94	Ta = 182
			Cr = 52	Mo = 96	W = 186
			Mn = 55	Rh=104,4	Pt = 197,4
			Fe = 56	Ru=104,4	Ir = 198
			Ni= Co= 59	Pd=106,6	Os = 199
H = 1			Cu = 63,4	Ag = 108	Hg = 200
	Be = 9,4	Mg = 24	Zn = 65,2	Cd = 112	
	B = 11	Al = 27,4	? = 68	Ur = 116	Au = 197?
	C = 12	Si = 28	? = 70	Sn = 118	
	N = 14	P = 31	As = 75	Sb = 122	Bi = 210?
	O = 16	S = 32	Se = 79,4	Te = 128?	
	F = 19	Cl = 35,5	Br = 80	J = 127	
Li = 7	Na = 23	K = 39	Rb = 85,4	Cs = 133	Tl = 204
		Ca = 40	Sr = 87,6	Ba = 137	Pb = 207
		? = 45	Ce = 92		
		?Er = 56	La = 94		
		?Yt = 60	Di = 95		
		?In = 75,6	Th = 118?		



VI. ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ЭЛЕМЕНТОВ

в статье 1871 г. дать развернутое изложение периодического закона и мало отличающуюся от современной форму периодической системы:

	Группа I	Группа II	Группа III	Группа IV	Группа V	Группа VI	Группа VII	Группа VIII переходная к группе I
	H 1							
Типические элементы	Li 7	Be 9,4	B 11	C 12	N 14	O 16	F 19	
Первый период	Ряд 1 Na 23	Mg 24	Al 27,3	Si 28	P 31	S 32	Cl 35,5	
	" 2 K 39	Ca 40	— 44	Ti 50?	V 51	Cr 52	Mn 55	Fe Co Ni Cu 56 59 59 63
Второй период	" 3 (Cu) 63	Zn 65	— 68	— 72	As 75	Se 78	Br 80	
	" 4 Rb 85	Sr 87	(Y) (88?)	Zr 90	Nb 94	Mo 96	— 100	Ru Rh Pd Ag 104 104 104 108
Третий период	" 5 (Ag) 108	Cd 112	In 113	Sn 118	Sb 122	Te 128?	I 127	
	" 6 Cs 133	Ba 137	— 137	Ce 138?	—	—	—	—
Четвертый период	" 7 —	—	—	—	—	—	—	
	" 8 —	—	—	—	Ta 182	W 184	—	Os Ir Pt Au 199? 198? 197 197
Пятый период	" 9 (Au) 197	Hg 200	Tl 204	Pb 207	Bi 208	—	—	
	" 10 —	—	—	Th 232	—	U 240	—	
Высшая соляная окись	R ₂ O	R ₂ O ₂ или RO	R ₂ O ₃	R ₂ O ₄ или RO ₂	R ₂ O ₅	R ₂ O ₄ или RO ₃	R ₂ O ₇	R ₂ O ₈ или RO ₄
Высшее водородное соединение			(RH ₅ ?)	RH ₄	RH ₃	RH ₂	RH	

Letture Mendeleev

$\frac{47,5}{17,5}$
 $\frac{30}{83,0}$
 2. 75
 $34,60$
 $6,56$
 $4,44$
 $3,11$
 $2,22$
 $1,33$
 $0,44$
 $0,11$
 $0,02$
 $0,00$

$E_1 = 56,3$
 $Z_2 = 35,7$
 $H = 1,00$
 $O = 8,00$
 $N = 14,00$
 $C = 12,00$
 $S = 32,00$
 $P = 31,00$
 $K = 39,10$
 $Ca = 40,00$
 $Mg = 24,30$
 $Al = 27,00$
 $Si = 28,00$
 $Fe = 55,85$
 $Co = 58,93$
 $Ni = 58,71$
 $Cu = 63,54$
 $Zn = 65,37$
 $As = 74,97$
 $Se = 78,96$
 $Br = 79,90$
 $Kr = 83,80$
 $Rb = 85,47$
 $Sr = 87,62$
 $Y = 88,91$
 $Zr = 91,22$
 $Nb = 92,91$
 $Mo = 95,94$
 $Ta = 181,94$
 $W = 183,84$
 $Mn = 54,94$
 $Cr = 51,99$
 $V = 50,94$
 $Ti = 47,88$
 $Sc = 44,96$
 $Yt = 88,91$
 $La = 138,90$
 $Ce = 140,12$
 $Pr = 140,90$
 $Nd = 144,24$
 $Pm = 145,00$
 $Sm = 150,36$
 $Eu = 151,96$
 $Gd = 157,25$
 $Tb = 158,93$
 $Dy = 162,50$
 $Ho = 164,93$
 $Er = 167,26$
 $Tm = 168,93$
 $Yb = 173,05$
 $Lu = 174,97$

$C_1 = 12,00$
 $F_1 = 19,00$
 $Cl_1 = 35,46$
 $Br_1 = 79,90$
 $I_1 = 126,90$
 $At_1 = 210,00$
 $Li = 7,00$
 $Na = 22,99$
 $K = 39,10$
 $Rb = 85,47$
 $Cs = 132,91$

$251,6$
 $61,3$
 $210,3$

Handwritten notes in Cyrillic script, likely a title or introduction to the periodic table work.

Vertical handwritten notes on the left side of the page, possibly identifying the author or context.

			Li=30	Sc=90	?=120
			V=51	Nb=94	Ta=122
			Ce=52	Mo=96	W=136
			Mn=55	Rh=104	Pt=127.4
			Fe=56	Os=107.4	Ir=128
			Ni=59	Pd=106.6	Ct=127
H=1	?=8	?=22	Cu=63.4	Ag=108	Au=197
	Be=9	Mg=24	Zn=65.2	Cd=112	Hg=200
	B=11	Al=27	?=68	U=116	La=138.9
	Ca=40	Sr=87.6	?=70	Sm=147	Pr=140.9
	N=14	P=31	As=75	Sb=122	Bi=208
	O=16	S=32	Se=78.9	Te=127.6	Po=209
	F=19	Cl=35.5	Br=80	I=126.9	At=210
	Na=23	K=39	Rb=85.4	Cs=132.9	Fr=223
		Ra=226	Ac=227	Th=232	Pa=231
			U=238	Th=232	
			Pa=231	U=238	
			Th=232	Pa=231	
			U=238	Th=232	
			Pa=231	U=238	
			Th=232	Pa=231	
			U=238	Th=232	

Essai d'une système des éléments d'après leurs poids atomiques et fonctions chimiques par D. Mendeleev

Handwritten notes in Cyrillic script, likely a preface or introduction to the periodic table work.

18 ^{II}/₁₇ 69.

Additional handwritten notes at the bottom of the page.