

UNIVERSITA' DEGLI STUDI DI NAPOLI FEDERICO II
SCUOLA INTERUNIVERSITARIA CAMPANA
DI SPECIALIZZAZIONE ALL'INSEGNAMENTO
A.N.I.S.N. – ASSOCIAZIONE NAZIONALE INSEGNANTI
SCIENZE NATURALI – SEZIONE CAMPANIA



Vincenzo Boccardi
supervisore del tirocinio per la classe
A060 – scienze naturali, chimica e geografia, microbiologia

**L'importanza della dimensione storico -
epistemologica nell'insegnamento delle
scienze naturali**

**Parte Terza – Alcuni nodi concettuali
della Chimica**

Accadueo

La dimensione storico - epistemologica

Tra i requisiti culturali e professionali che il docente deve possedere vi sono la padronanza dei “***fondamenti epistemologici***” della disciplina che insegna¹ e la consapevolezza del suo sviluppo storico, due competenze che devono essere alla base del suo lavoro di progettazione didattica.

In questa parte tenteremo di individuare alcuni **nodi concettuali** della Chimica, concetti chiave che attraversano tale disciplina in modo trasversale, facendo da sfondo un po' a tutti i suoi contenuti.

La teoria atomico – molecolare: ricostruzione storica

La teoria atomico-molecolare rappresenta il modello di base della chimica. Essa è andata costituendosi nel tempo sulla base delle seguenti evidenze sperimentali:

- **La legge della conservazione della massa (1789)**: è dovuta ad A. Lavoisier: essa afferma che in una reazione chimica la massa delle sostanze rimane invariata. La massa dei Reagenti è pertanto uguale a quella dei Prodotti.
- **La legge delle proporzioni definite e costanti (1799)**: è dovuta a J. Proust e afferma che nei composti chimici gli elementi si combinano sempre nello stesso rapporto di massa.
- **La legge delle proporzioni multiple**: risale a Dalton: essa afferma che il rapporto delle masse di un elemento che si combina con una massa costante di un altro elemento si può esprimere mediante numeri interi e piccoli.
- **La legge dei volumi di combinazione di Gay-Lussac (1804-1808)**: afferma che quando due gas nelle stesse condizioni di temperatura e pressione si combinano insieme dando luogo ad un prodotto gassoso, i volumi di combinazione stanno tra loro secondo numeri interi e piccoli
- **L'ipotesi di Avogadro (1811)**: afferma che volumi uguali di gas diversi, nelle stesse condizioni di temperatura e pressione, contengono lo stesso numero di molecole.

¹ Avvertenze Generali dei Programmi e prove d'esame per le classi di concorso a cattedre (D.M. dell' 11 – 8 – 98).

Dalton, sulla base dei risultati ottenuti da Lavoisier e da Proust, pose le basi dell'attuale **teoria atomica**. Essa può essere così schematizzata:



Il “modello” atomico

Che cos'è un atomo? Come è fatto?

A queste domande la chimica risponde mediante la costruzione di un modello che consente di spiegare il maggior numero di fenomeni osservati. L'avvicinarsi nel tempo dei diversi modelli atomici costituisce un ottimo esempio del modo di progredire della scienza.

- Il modello atomico di **Thomson** (1904)
- Il modello atomico di **Rutherford** (1911)
- Il modello atomico di **Bohr – Sommerfeld** (1915)
- L'atomo secondo la **meccanica quantistica** (1926)

Ripercorre tale percorso offre spunti per considerazioni volte ad evidenziare un cammino della scienza sia di tipo cumulativo (ogni modello ingloba e amplia il precedente) sia di tipo discontinuo (alcuni concetti, come quello di orbitale, vengono totalmente modificati nel passaggio da una teoria all'altra).

La Tavola Periodica

La Tavola Periodica è un singolo e conciso documento che racchiude in sé buona parte delle conoscenze della Chimica: nessuna altra disciplina può vantare una cosa simile.

Il concetto di legame e la molecola

Gli atomi possono unirsi tra loro a formare un composto in due modi fondamentali: il **legame ionico** e il **legame covalente**. Solo nel secondo caso si ottengono molecole.

Ma perché gli atomi si legano?

- Gli atomi, legandosi insieme, raggiungono una **maggiore stabilità** (**regola dell'ottetto**). L'**energia di legame** è l'energia che si libera quando si forma un legame.
- Nel **legame ionico** si ha il **trasferimento** di elettroni da un atomo all'altro, con formazione di ioni carichi di segno opposto che si attraggono elettrostaticamente. Nel **legame covalente** si ha una **condivisione** di uno o più doppietti elettronici tra due atomi.

Cosa decide il tipo di legame?

- Il **fattore discriminante** per la formazione dei due tipi di legame è la **differenza di elettronegatività**. L'elettronegatività è una misura della forza con la quale un atomo attrae gli elettroni in un legame chimico. Se $\Delta E > 1,9$ il legame è ionico; se $\Delta E < 1,9$ è covalente.

Legame ionico e covalente sono davvero così diversi?

- E' possibile descrivere tutto uno "spettro" di situazioni che vanno dal **legame covalente puro** (i due atomi hanno uguale elettronegatività), al **legame covalente polare** (i due atomi hanno diversa elettronegatività ma $\Delta E < 1,9$) al **legame misto** (50% di carattere ionico e 50% di carattere covalente: $\Delta E = 1,9$), a quello con **prevalente carattere ionico** ($\Delta E > 1,9$).
- Ricondurre la diversità ad un unico principio generale è un modo di procedere tipico del metodo deduttivo e favorisce lo sviluppo della capacità di inquadrare questioni diverse in un medesimo schema logico.

La grandezza di atomi e molecole

Quanto è grande un atomo? E una molecola?

Atomo di **H** = 0,5 Angstrom
Molecola di **H₂O** = 0,2 nm

Se potessimo distribuire le molecole contenute in una goccia di acqua fra tutti gli abitanti della Terra ciascuno ne riceverebbe circa 200 miliardi!

La forma delle molecole

Formula bruta / Formula molecolare / Formula di struttura / Geometria molecolare

costituiscono le tappe di un percorso durante il quale l'oggetto "molecola" è via via meglio definito.

Il rapporto macro – micro: il concetto di mole

Il concetto di mole costituisce un "ponte" tra il mondo macroscopico e il mondo ultramicroscopico, una sorta di "interprete" tra la bilancia (i grammi) e gli atomi e le molecole.

Il rapporto macro – micro: solidi, liquidi, gas e soluzioni

Gli stati fisici della materia possono essere ricondotti alla loro struttura microscopica:

- solidi : particelle legate insieme disposte ordinatamente
- liquidi: particelle legate insieme disposte in modo disordinato
- gas: particelle non legate insieme
- soluzioni: particelle di soluto e solvente omogeneamente disperse

Un po' di ordine: La nomenclatura chimica

Gli elementi si combinano tra loro in base alla loro valenza che è funzione del numero di elettroni esterni. In riferimento al numero di elettroni esterni, gli elementi si classificano in 8 gruppi.

I primi 3 gruppi (**Metalli**) hanno rispettivamente valenza 1,2,3. I gruppi dal 4 al 7 (**Non Metalli**) hanno rispettivamente valenza 4,3,2,1. L'ottavo gruppo (gas inerti) ha valenza 0.

Nomenclatura chimica: uno schema generale

Metallo + Ossigeno



Ossido (ossido basico) + acqua



Idrossido



I

Non Metallo + Ossigeno



Anidride (ossido acido) + acqua



Acido (ossiacido)



I



Sale (sale ternario) + Acqua

Metallo + Idrogeno



Idruro

Non Metallo + Idrogeno



Acido (idracido)



Idrossido



I

Acido (idracido)



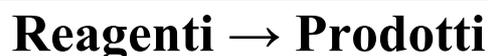
I



Sale (sale binario) + Acqua

Le reazioni chimiche

Le reazioni chimiche comportano la rottura e le formazione di nuovi legami. Esse possono essere schematizzate nella forma:



Perché avvengono le reazioni chimiche?

Il concetto di **spontaneità**

- Il **fattore energetico** (entalpia)
- Il **fattore disordine** (entropia)
- La loro sintesi: l'**energia libera**

Il fattore “tempo”: la cinetica

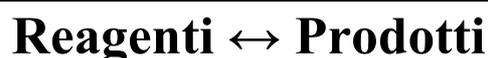
Il concetto di spontaneità non contempla il “fattore tempo”.
Il concetto di **velocità di reazione** e i fattori che la influenzano.

L'equilibrio

Processi **reversibili** e **irreversibili**.

L'**equilibrio dinamico**.

Il concetto di **equilibrio chimico** e i fattori che lo influenzano.



Alcuni esempi:

- Tensione di vapore
- Solubilità di un soluto
- Il principio dell'equilibrio mobile di Le Chatelier

Protoni ed elettroni in transito: le coppie

Molti processi chimici comportano il transito di elettroni o di protoni da una specie all'altra. Le due specie costituiscono una coppia. Alcuni esempi:

- Formazione di un legame dativo (doppietto elettronico)
- Acidi e Basi secondo Bronsted e Lowry (protoni)
- Acidi e basi secondo Lewis (coppia di elettroni)
- Ossido – riduzioni (elettroni)

La chimica del Carbonio

La versatilità dell'atomo di Carbonio e le peculiarità della sua chimica fanno della chimica organica una parte a se' della disciplina.

Per saperne di più:

V. Balzani e M. Venturi, "**Chimica**", Collana Professione Docente, Editrice La Scuola, 2000.