Chimica Generale

Riassunti

MASTER COPY
Tel. 050 8312126
Cell. 388 9837745

Ingegneria Gestionale, Pisa
Virginia B.

MASTER COPY
Tel. 050 8312126
Cell. 388 9837745

La materia: insieme di atomo

Stato solido: forma e volume proprio; incompressibili.

Stato liquido: forma non propria, volume proprio; incompressibili.

Stato gassoso: né forma né volume proprio; altamente compressibili.

Le proprietà della materia dipendono dal tipo di atomi che la compongono e dal tipo di legami presenti tra gli atomi.

Proprietà fisiche: intrinseche alla sostanza → le presenta sempre.

Proprietà chimiche: una sostanza le manifesta come conseguenza di una certa situazione.

Trasformazioni fisiche: non modificano la composizione della sostanza ma possono modificare il suo stato di aggregazione. Sono reversibili.

Trasformazioni chimiche: comportano un cambiamento della composizione della sostanza. Sono irreversibili.

Le trasformazioni sono accompagnate da una variazione di energia.

Reazioni esotermiche → liberano calore Reazioni endotermiche → assorbono calore

Energia := capacità di compiere un lavoro.

L'energia non si crea né si distrugge, ma si trasforma. Più bassa è l'energia, maggiore è la solubilità della sostanza.

L'energia che possiede una sostanza è l'energia meccanica: energia cinetica + energia potenziale.

- Miscugli: eterogenei o omogenei (soluzioni)
- Sostanze: elementi o composti

Miscugli eterogenei: i componenti sono identificabili e conservano le loro caratteristiche. Mescolabili in tutte le proporzioni. Posso sperarli senza modificare le loro caratteristiche.

Miscugli omogenei, o soluzioni: i componenti non sono ben identificabili. Potrebbero non conservare le loro caratteristiche, non sono mescolabili in tutte le proporzioni. Posso separarli.

Elementi: sostanze pure che non possono essere scomposte. Identificabili da simboli. Sono 118. Si trovano in natura sotto forma di atomi o come molecole biatomiche, esatomiche o aggregati.

- → Metalli: duttili, malleabili, buoni conduttori di calore e energia, a temperatura ambiente sono solidi tranne Hg.
- → Non Metalli: proprietà contrarie ai metalli. A temperatura ambiente sono gas o solidi tranne il Br che è liquido.
- → Semimetalli: hanno caratteristiche intermedie tra i metalli e i non metalli.

Composti: sostanze pure che possono essere scomposte in altre più semplici. Si rappresentano con formule chimiche.

- → Molecolare: molecole aggregate di 2 o più atomi.
- → Ionico: aggregati di ioni che stanno insieme grazie all'attrazione elettrostatica
- → Polimerico, o Macromolecole: molecole giganti dove più monomeri formano ramificazioni.

Ione: atomo che ha perso (A^+: catione) o ha acquistato (A^-: ione negativo, o anione) cariche negative; e^-.

La formula chimica può essere: → Formula Molecolare: rappresenta la molecola per com'è fatta.

→ Formula Minima: Talvolta è uguale alla molecolare. Mi dice il minimo rapporto tra gli atomi che costituiscono la molecola.

→ Formula di Struttura: è un modo per rappresentare la struttura di una sostanza.

Leggi chimiche

Legge di Lavoasier, o **legge di conservazione della massa** (1785): in una qualunque reazione chimica la massa totale dei prodotti deve essere uguale alla massa totale dei reagenti. → è una legge valida ma non rigorosa ($\Delta E = \Delta m c^2$, ma Δm è molto piccola (trascurabile))

Teoria atomica di Dalton (1808): partì dalla legge di Lavoasier e dalla teoria atomica della materia.

Punti fondamentali:

- La materia è formata da atomi, particelle non divisibili → smentito
- Gli atomi di uno stesso elemento hanno la stessa massa e proprietà → smentito
- Elementi diversi hanno atomi diversi con masse e proprietà diverse.
- I composti derivano dalla composizione di atomi secondo rapporti proporzionali (di numeri interi e piccoli)
- Durante il corso di una reazione chimica non ci sono atomi che si creano o si distruggono, ma sono sempre gli stessi.

Legge della composizione costante: la composizione di una certa sostanza chimica è costante indipendentemente da come essa è stata trovata o ottenuta. → ha introdotto il concetto di peso atomico.

Peso atomico relativo: è quel numero che mi dice quante volte il mio atomo pesa più dell'atomo di riferimento.

L'*UMA* (unità di massa atomica) è cambiata nel tempo:

1. H → ma non era in grado di legarsi con alcune sostanze.
2. Isotopo 16 dell'O: ${}^{16}_{8}O \rightarrow$ UMA $^{1}/_{16}$ ${}^{16}_{8}O$
3. Isotopo 12 del C : ${}^{12}_{6}C \rightarrow$ UMA $^{1}/_{12}$ ${}^{12}_{6}C$

Sempre molto simile all'iniziale: PA $(H)_{in}$ = 1 PA$(H)_{oggi}$ = 1,007

Peso molecolare: serve per determinare il peso di una molecola. Si ottiene sommando i pesi atomici moltiplicati per il n° di atomi.

Peso formula: quando parlo di composti ionici non parlo di peso molecolare ma di peso formula. È la somma dei pesi atomici facendo riferimento alla formula della sostanza.

Mole: quantità in grammi di una sostanza pari al peso atomico o al peso molecolare.

: quantità di sostanza pari a 6,022 10^{23} atomi o molecole. → 6,022 10^{-23} : Numero di Avogadro

$$\frac{Mole}{Peso\ Atomico} = n°\ di\ Avogadro = 6{,}022\ 10^{23}$$

MASTER COPY
Tel. 050 8312126
Cell. 388 9837745

Atomo

Struttura dell'atomo: sistema di forma sferica. Raggio medio ~ 10^{-10}m. La massa è concentrata nel nucleo che è fatto da nucleoni (neutroni e protoni). Il nucleo ha forma sferica r~ 10^{-14} /10^{-15} m.

massa protone = 1,007 u.m.a. massa neutrone = 1,008 u.m.a.

Gli e^- stanno fuori dal nucleo: massa e^- = $^1/_{1836}$massa p^+ . Protoni: carica negativa Elettroni: carica negativa.

Neutroni: carica neutra.

$|e^-|$ = 1,6 10^{-19} → carica elettrica elementare |carica e^-| = |carica p^+|

Siccome l'atomo è neutro: n° protoni = n° elettroni

Ione: atomo che ha perso o acquistato un elettrone

Ogni atomo è caratterizzato da n° atomico *Z* (n° di p^+, o e^-, in un atomo) e n° di massa *A* (p^+ + neutroni di un atomo)

$$^A_Z X$$

Isotopi: atomi di uno stesso elemento che hanno lo stesso *Z* ma diverso *A*-

Con la scoperta degli isotopi è stato smentito Dalton.

Idrogeno: $\begin{cases} Prozio\ ^1_1H \\ Deuterio\ ^2_1H \\ Trizio\ ^3_1H \rightarrow \text{radioattivo} \end{cases}$ Ossigeno: $\begin{cases} ^{11}_8O \\ ^{13}_8O \\ ^{16}_8O \rightarrow \text{u. m. a precedente} \end{cases}$ Carbonio: $\begin{cases} ^{12}_6C \rightarrow \text{u. m. a.} \\ ^{13}_6C \\ ^{16}_6C \rightarrow \text{radioattivo} \end{cases}$

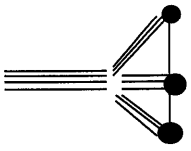
Gli isotopi influiscono sul peso atomico ⇒ devo fare una media che tiene conto dell'abbondanza percentuale e relativa: *abbondanza relativa = abbondanza percentuale / 100*

Media: Miscela: A ; Isotopi: B PA medio = X PA(A) + (1-X) PA(B)

Abbondanza relativa di A Abbondanza relativa di B

Spettrometria di massa: ha permesso di pesare in grammi l'H e la scoperta degli isotopi.

1) Vaporizzazione
2) Ionizzazione (gli atomi diventano ioni positivi grazie al bombardamento con e^- ad elevata energia che provoca l'allontanamento degli e^-)
3) Formazione di un fascio (attraverso un collimatore)
4) Accelerazione (campo elettrico)
5) Campo magnetico



→rivelatore

MASTER COPY
Tel. 050 8312126
Cell. 388 9837745

Spot → in base alla sua grandezza determino la % dell'isotopo.

Il fascio viene sottoposto all'azione perpendicolare del campo magnetico → scomposizione del fascio in fasci minori corrispondenti al rapporto massa/carica che determinano gli isotopi.

Radioattività: nasce da un'instabilità del nucleo. L'atomo va in decadimento per cercare stabilità.

Nuclei con: z=20 stabili se n°p^+ = n°e^-

z>20 più stabili se n°neutroni > n° protoni

i p^+ si respingono e i neutroni la attenuano stabilizzando il nucleo.

3 tipi di **decadimento radioattivo**:

→ α : nuclei con eccesso di p^+. Emettono particelle α con carica +2: nuclei di He (2 p^+ e 2 neutroni)

$$^A_ZX \rightarrow {}_{Z-2}{}^AY + {}^0_{-1}e + Q$$ → energia emessa

→ β: emissione di particelle β: e^- carica -1. Atomi con eccesso di neutroni. L'atomo tende spontaneamente a far si che il neutrone si scinda in un p^+ + un e^-: A non cambia, Z aumenta di 1:

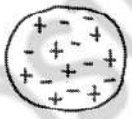
$$^A_ZX \rightarrow {}_{Z+1}{}^AY + {}^0_{-1}e + Q$$

→ γ : emissione di raggi γ: radiazioni elettromagnetiche con carica nulla. Decadimento secondario rispetto a α e β (li succede). È l'energia di eccitazione che viene emessa sotto forma di raggi.

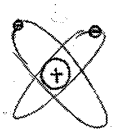
MASTER COPY
Tel. 050 8312126
Cell. 388 9837745

Scoperta delle particelle subatomiche: primi scoperti: p^+.

Thompson scoprì le cariche negative, e^-, con esperimenti con i raggi catodici e determinò il rapporto massa/carica. Siccome era stata dimostrata la neutralità dell'atomo ci devono essere anche particelle positive.

Modello atomico di Thompson (1904)  "Modello a Panettone"

Rutheford: modello atomico planetario



→ bombardò lamine d'oro sottilissime con particelle α. Si accorse che quasi tutte le particelle attraversavano la lamina indisturbate, alcune subivano una deflessione (deviate prima di attraversare); pochissime tornavano indietro. Da qui affermò che l'atomo è fondamentalmente vuoto e il nucleo, siccome veniva deviato, doveva avere carica positiva.

L'atomo è prettamente vuoto, il nucleo rappresenta la massa al centro dell'atomo e ha carica positiva, e gli e^- ruotano attorno al nucleo descrivendo orbite circolari (come i pianeti).

In poco tempo il modello andò in crisi perché si scontrava con le leggi classiche dell'elettromagnetismo. (→ gli e^- dovevano cadere sul nucleo).

Bhor, 1913. → prese di riferimento l'atomo di H → più semplice.

Fra tutti i possibili stati in cui e^- si può trovare (stati stazionari) in corrispondenza dei quali e^- può ruotare attorno al nucleo senza perdere energie e senza rischiare di cadere sul nucleo garantendo stabilità → *condizione necessaria*→ perché e^- si trovi nello stato stazionario. Il valore del momento angolare (m v r) deve essere multiplo di $\frac{h}{2\pi}$.

$$m\,v\,r = n\frac{h}{2\pi}$$

h → costante di Plank n → numero quantico principale n= 1,2,3,....∞

Bhor ha quantizzato m v r ⇒ *quantizzazione del raggio*: l' e^- non può ruotare su un'orbita qualcunque ma solo ad una certa distanza dal nucleo: $r = n^2\frac{h^2}{4\pi^2 m^2 e^2}$

Atomo di H → n=1: r_1 = 0,053 nm → **stato fondamentale**.

Quantizzazione dell'energia: $E = -\frac{1}{n^2}\frac{2\pi^2 me^2}{h^2}$

Ad ogni valore di *n* corrisponde una quantità di energia ed uno stato stazionario. Il fatto che l' e^- si muove su un'orbita invece che su un'altra dipende dall'energia.