CHIMICA

- La Teoria atomica e la costruzione della Tavola Periodica degli Elementi.

Gli stati della materia cambiano in funzione di pressione e Temperatura.
- solido
- liquido
- gassoso

La tavola periodica: - elementi: sono costituiti da atomi aventi le stesse proprietà
- composti: sono costituiti da 2 o + elementi in proporzioni ben definite

Atomi: sono costituiti da: - elettroni ($9{,}10 \cdot 10^{-28}$ g) carica − (Millikan)
- protoni ($1{,}6 \cdot 10^{-24}$ g) carica +
- neutroni ($1{,}6\ 10^{-24}$ g) neutri (Chadwick)

Dalton → prima argomentazione sull'esistenza degli atomi, teoria atomica di Dalton.

Thomson → determinò il rapporto tra massa e carica dell'elettrone:

$$\frac{\text{massa}}{\text{carica}_e} = -5{,}68 \cdot 10^{-9}\ \frac{g}{C}$$

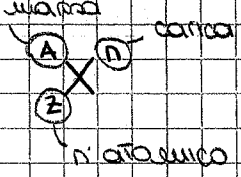
La massa di un atomo è concentrata nel nucleo in cui ci sono cariche + e neutroni. Gli elettroni - atomo si orbitè ad una certa distanza dal nucleo.

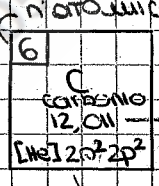
Raggio nucleo: 10^{-13} cm
Raggio atomo: 10^{-8} cm

MASTER COPY
Tel. 388/9837745

Numero atomico: (indicato con lettera Z) indica il n° di protoni nel nucleo = al n° di elettroni

Numero di massa: (indicato con lettera A) indica il n° di protoni + neutroni (Z + neutroni)





Ioni: - cationi (positivo) → ha ceduto un elettrone
- anioni (negativo) → ha acquistato un elettrone

Isotopi: atomi aventi lo stesso n° atomico (Z), ma con ≠ n° massa (A) (cioè stesso n° protoni ma ≠ n° di neutroni)

Massa atomica relativa: $\text{Ma} = \frac{\text{massa atomo}}{\frac{1}{12}\text{massa}\ {}^{12}_{6}C}$

Unità di massa atomica = $\frac{\text{massa di } {}^{12}C}{12} = 1{,}6605 \cdot 10^{-24}$ g

Peso molecolare: il peso molecolare di una sostanza è la somma dei pesi atomici di tutti gli elementi

Mole: quantità in grammi di un n di Avogadro di atomi o molecole

Numero di Avogadro: n di atomi / molecole contenuti in 1 mole di un elemento / composto

$N = 6{,}02 \cdot 10^{23}$ es: 10 g NaCl $\quad moli = \frac{10\ g}{(23+35)\ \frac{g}{mol}}$

Massa molare: quantità in grammi di 1 mole di sostanza = al peso atomico / molecolare della sostanza (massa molare numericamente = peso atomico)

Calcolo di moli: → • grammi → moli

10 g di C_2H_5OH moli?

$$moli = \frac{10\ g}{\text{massa molare}} = \frac{10\ g}{46\ g/mol} = 0{,}2\ moli$$

• moli → grammi

0,0654 moli di ZnI_2 grammi?

$$grammi = 0{,}0654\ \cancel{moli} \times 39{,}2\ \frac{g}{\cancel{mol}} = 20{,}9\ g$$

Tavola Periodica degli elementi: **struttura**

- gruppi: sono le colonne verticali e contengono elementi con proprietà simili
- periodi: sono le righe orizzontali di elementi, ogni nodo è identificato da 1 numero da 1 a 7

Elementi a sinistra (1^ e 2^ colonna) → metalli alcalini, metalli alcalino/terrosi
Elementi a destra (13^-17^ colonna) → non metalli
Elementi ultima colonna (18^ colonna) → gas nobili
Elementi al centro (3^-12^ colonna) → elementi di transizione

Thomson: modello a panettone dell'atomo.
Rutherford: modello planetario (quello attuale), ma le orbite potevano essere ∞.
Bohr: non tutte le orbite sono permesse. Devono soddisfare la relazione:

$$mvr = \frac{n \cdot h}{2\pi}$$

n = n quantico principale
h = n di Plank $h = 6{,}626 \cdot 10^{-34}\ J \cdot s$

Stato eccitato dell'elettrone
Spettro di emissione

De Broglie: un elettrone è un'onda stazionaria che possiede una lunghezza d'onda pari a: $\lambda = \frac{h}{mv}$ h = costante di Plank

Heisenberg: non si può conoscere la posizione esatta di una particella perché appunto sono onde.

Schrödinger: calcolo la probabilità di trovare la particella in una determinata regione di spazio. (elettrone)
Da qui, i numeri quantici.

I numeri quantici: identificano un orbitale atomico, cioè la regione di spazio in cui è possibile trovare l elettrone.

- r = distanza elettrone-nucleo

  Numero quantico principale: n $n = 1, 2, 3, \dots$
  più n è grande più la distanza è maggiore

- θ = forma degli orbitali

  Numero quantico secondario: ℓ (azimutale) $\ell = 0, 1, \dots n-1$
  rappresenta la forma degli orbitali

- φ = orientazione - posizione degli orbitali

  Numero quantico magnetico: m_ℓ $m_\ell = \ell, \ell-1, \ell-2, \dots -\ell$
  rappresenta l'orientazione degli orbitali

- Numero di Spin: $m_s = \pm \frac{1}{2}$

  rappresenta il moto di un elettrone intorno al suo asse:

  $m_s = +\frac{1}{2}$ → rotazione oraria $m_s = -\frac{1}{2}$ rotazione antioraria

Tipi di orbitale:
- $n=1$ $\ell=0$ → orbitale 1s
- $n=2$ $\ell=0$ $m_\ell=0$ → orbitale 2s; $\ell=1$ $m_\ell=\pm1, 0$ → orbitale 2p
- $n=3$ $\ell=0$ $m_\ell=0$ → orbitale 3s; $\ell=1$ $m_\ell=\pm1, 0$ → orbitale 3p; $\ell=2$ $m_\ell=\pm1, \pm2, 0$ → orbitale 3d

In ogni orbitale ci sono al massimo 2 elettroni, e con spin opposto.

Nella tavola periodica: riga 1 → n=1; riga 2 → n=2; riga 3 → n=3 ecc. ecc
bisogna vedere Z, il n° atomico

- La costruzione delle configurazioni elettroniche degli elementi e della tavola periodica.

(vedere quelle ordine)

La tavola periodica è formata da 7 righe, che corrispondono a n.
1^ periodo → n=1
2^ periodo → n=2 e così via

Inoltre, i gruppi rappresentano gli orbitali
1^ e 2^ gruppo → orbitale s
3^ - 12^ gruppi → orbitale d
13^ - 18^ gruppi → orbitale p
blocco in fondo → orbitale f

Proprietà periodiche degli elementi:

- Il raggio atomico: distanza media tra due atomi dello stesso elemento.

raggio atomico = distanza tra 2 nuclei / 2

Lungo un gruppo il raggio atomico aumenta ↓
Lungo un periodo il raggio atomico diminuisce →
Questo vale x il blocco s e p, invece nel d c'è l'effetto repulsivo.

- raggi ionici: se consideriamo un catione → raggio catione < raggio di neutro
se consideriamo un anione → raggio anione > raggio di neutro

catione: più forza attrattiva
anione: più forza repulsiva

- Energia di ionizzazione: è la capacità di un atomo di cedere elettroni, cioè di ossidarsi. È anche l'energia che deve fornire x strappare all'atomo 1 elettrone.

Lungo 1 periodo, l'energia di ionizzazione aumenta →
Lungo 1 gruppo l'energia di ionizzazione diminuisce ↓

- Affinità elettronica: energia che si libera quando 1 elettrone entra in un atomo neutro x formare un anione.
Cioè è la capacità di 1 atomo di acquistare 1 elettrone, cioè di ridursi.

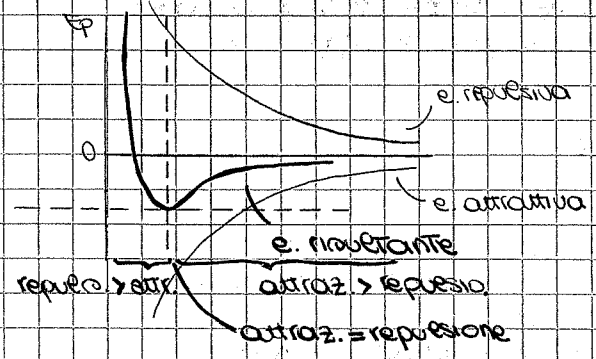
Lungo 1 periodo, l'affinità aumenta →
Lungo 1 gruppo, l'affinità diminuisce ↓

I gas nobili generalmente non cedono e non acquistano elettroni.
I gas nobili sono chiamati anche: inerti.

- Elettronegatività: capacità di un atomo di attrarre gli elettroni quando prende parte ad un legame chimico.

Segue la proprietà dell'energia di ionizzazione.

Legame chimico: si forma perché gli atomi raggiungono una situazione + stabile
Se 2 atomi si avvicinano, avremo interazione tra nucleo di 1 e elettroni dell'altro, e viceversa
→ sia forze repulsive, sia forze attrattive.



La curva dell'energia risultante ha un minimo. In quel punto, si ha max stabilità, in quanto:
e. repulsiva = e. attrattiva

energia di legame: energia che si guadagna quando si forma il legame chimico = energia necessaria per rompere il legame chimico

Tipi di legame:

- Legame ionico: tra atomi con alta affinità elettronica e (tra atomi ≠) bassa energia di ionizzazione, esempio tra metalli e non metalli
  Qnd si forma il legame ho separazione di carica
- Legame covalente: tra atomi con alta affinità elettronica, esempio tra non metalli. (tra atomi dello stesso tipo)
  - Non si ha separazione di carica, una è ben distribuita nei 2 atomi.
    → Legame covalente apolare (se atomi =)
  - Se abbiamo uno spostamento di legame verso l'atomo + elettronegativo
    → Legame covalente polare (se atomi ≠)
- Legame metallico: tra atomi con bassa energia di ionizzazione, esempio metalli.

Teoria di Lewis: secondo Lewis il legame covalente è dovuto alla condivisione tra due atomi di uno o + coppie elettroniche di legame, in modo che ciascun atomo raggiunga la configurazione di un gas nobile.

Da qui, la regola dell'ottetto: un atomo può formare tanti legami covalenti quanti sono i suoi orbitali semioccupati.