Stati di aggregazione → pressione, temperatura

SOLIDO : volume, forma : struttura reticolare bloccata

LIQUIDO : volume, ~~forma~~

GASSOSO : ~~volume~~, ~~forma~~

aumento T : aumento K (energia cinetica) : si rompono i legami

aumento P : gli atomi sono forzatamente vicini : si possono creare legami

elemento : atomi tutti uguali

composto : atomi diversi in % definite (H_2O, NaCl)

atomo

elettroni	⊖	$m = 9,109 \cdot 10^{-28}$ g
protoni	⊕	$m = 1,673 \cdot 10^{-24}$ g
neutroni		$m = 1,675 \cdot 10^{-24}$ g

- Thomson : modello "a panettone"
- Rutherford : la materia è essenzialmente vuota, la massa è concentrata nel nucleo

  diametro medio nucleo : 10^{-14}

  diametro medio atomo : 10^{-10}

Z : numero atomico = numero di protoni (e elettroni, se è neutro)

A : Numero di massa = n° protoni + n° elettroni

es: Na (sodio) : A=23, Z=11 : 11 p, 12 n, 11 e

^{12}C : A=12, Z=6 : 6 p, 6 n, 6 e

ioni → cationi (Na^+)

↘ anioni (Cl^-)



isotopi : n° neutroni ≠ n° protoni

^1_1H (idrogeno) : A=1, Z=1 : 1p, 0n, 1e

^2_1H (deuterio) : A=2, Z=1 : 1p, 1n, 1e

^3_1H (trizio) : A=3, Z=1 : 1p, 2n, 1e

$^{12}_6C$: isotopo più comune del carbonio

$^{13}_6C$

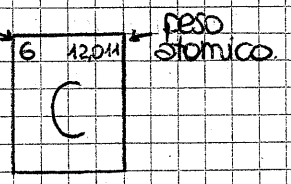
$^{14}_6C$: isotopo radioattivo

datazione al carbonio 14 : quando un organismo è vivo produce tutti gli isotopi di C in certe percentuali ; quando muore il ^{14}C diminuisce (essendo radioattivo) : conoscendo il tempo di dimezzamento si può fare la datazione

peso atomico

sistema di riferimento rispetto al ^{12}C

$\frac{^{12}C}{12}$ = u.m.a. (unità di massa atomica)



$$\text{massa atomica relativa} = \frac{\text{massa dell'atomo}}{\frac{^{12}C}{12}}$$

(numero puro)

m $^{12}C = 12$; m C = 12,011 (sulla tavola periodica compare la media ponderata: si considerano le % di ^{12}C, ^{13}C e ^{14}C)

protone: 1,007276 uma

neutrone: 1,0086 uma

elettrone: 0,000648 uma

Calcolare la massa atomica relativa:

- NaCl (cloruro di sodio): 23 + 35,5
- $CaCO_3$ (carbonato di calcio, calcare): 40 + 12 + 16·3
- K_4SO_4 (solfato di potassio): 2·39 + 32 + 4·16

MOLI

Avogadro: stessi volumi di gas diversi, a stesse condizioni di T e P, contengono lo stesso numero di molecole.

$6,022 \cdot 10^{23}$ = quantità in grammi equivalente al peso atomico

n° atomi di ^{12}C in 12 g,
n° atomi di S in 32 g ...

Vale per elementi, composti e ioni.

Esercizio

- $CaCO_{3(s)} \xrightarrow{900°} CaO_{(s)} + CO_{2(g)}$

  solido; ossido di calcio (calce viva); gas

  $\longrightarrow$: tutti i reagenti diventano composti (una sola freccia)

1 tonnellata $\longrightarrow$ 1 tonnellata

10^4 moli $\longrightarrow 10^4$ moli + 10^4 moli

peso atomico $CaCO_3$: 40 + 12 + 3·16 = 100 uma : 1 mole di $CaCO_3$ pesa 100 g/mol

$\frac{1T}{100\,g} = 10^4$ moli

$m = 10^4 (40+16)$ $\quad m = 10^4 (12+2 \cdot 16)$

Volume molare di un gas

- condizioni normali : 0°C, 1 atm → (22,4) L/mole
- condizioni standard : 25°C, 1 atm → (24,4) L/mole

• 1 m^3 di CO_2 a condizioni normali : $n°\ moli = \frac{1000\ L}{22,4\ L/mole}$

1000 L

• 1 m^3 di N_2 a condizioni normali, quanti Kg pesa?

$n°\ moli = \frac{1000\ L}{22,4\ L/moli} = 44,6\ moli$; $44,6\ moli \cdot (2 \cdot 14)\ g/moli = peso\ in\ g$

peso molecolare

DENSITÀ = $\frac{massa}{volume}$

• densità CH_4 (metano) a condizioni normali?

$d = \frac{(12+4 \cdot 1)\ g/moli}{22,4\ L/moli} = 0,716\ g/L$

TAVOLA PERIODICA

Bohr : ^1_1H ⊕ ⊙ ← orbite (maggiore raggio = maggiore K)

solo alcune orbite sono permesse

dell'elettrone si può conoscere l'energia e la posizione

questo modello entra in crisi

Heisenberg, meccanica quantistica

si passa da orbita a orbitale

circonferenza → porzione di spazio

Orbitali

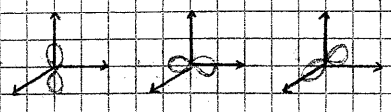
- orbitali (s) : sfera (2 e^-)



1S, 2S, 3S, ... → al crescere della distanza dal nucleo

su ciascuno c'è posto per 2 elettroni

- orbitali (p) : hanno due lobi, ce ne sono di 3 tipi (uno lungo x, uno lungo y, uno lungo z) (6 e^-)



2P, 3P, 4P, ...

C'è posto in tutto per 3·2 = 6 elettroni

- orbitali (d) : forma molto strana, ce ne sono di 5 tipi → 10 elettroni (10 e^-)

3d, 4d, 5d, ...

- orbitali (f) : forma troppo strana, ce ne sono di 7 tipi → 14 elettroni (14 e^-)

4f, 5f, 6f, ...

gruppo	tipo di orbitale esterno	n° gruppi
giallo	s	2
blu	p	6
arancione	d	10
verde	f	14

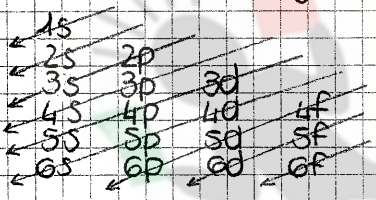
1° gruppo: metalli alcalini
Comportamento chimico simile: perdono un elettrone legandosi con chi può accettarlo. Cationi Li^+, Na^+, K^+

2° gruppo: metalli alcalino-terrosi
tendono a perdere entrambi gli elettroni dell'orbitale esterno
Cationi Mg^{2+}, Ca^{2+}

7° gruppo: alogenuri
accettano volentieri un elettrone per completare l'orbitale esterno
anioni Cl^-

8° gruppo: gas nobili
orbitali s e p completi (ottetto completo), sono molto stabili, non vogliono legarsi.

Ordine di riempimento degli orbitali:



con qualche eccezione: magari una certa configurazione è più stabile di un'altra.

Blocco s: gruppi 1 e 2
p: gruppi 3, 4, 5, 6, 7 e 8
d: metalli di transizione
f: lantanidi e attinidi

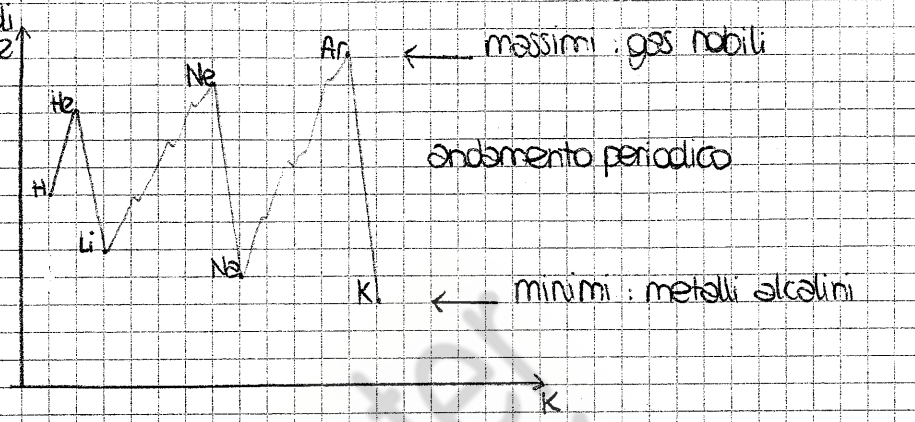
Raggio atomico
- scendendo lungo il gruppo il raggio aumenta (prevale l'aumento della distanza) ↓+
- spostandosi lungo il periodo il raggio diminuisce (prevale l'attrazione protonica) →−

master COPY COPISTERIA

Energia di ionizzazione

= energia necessaria per allontanare un elettrone : tendenza ad ossidarsi

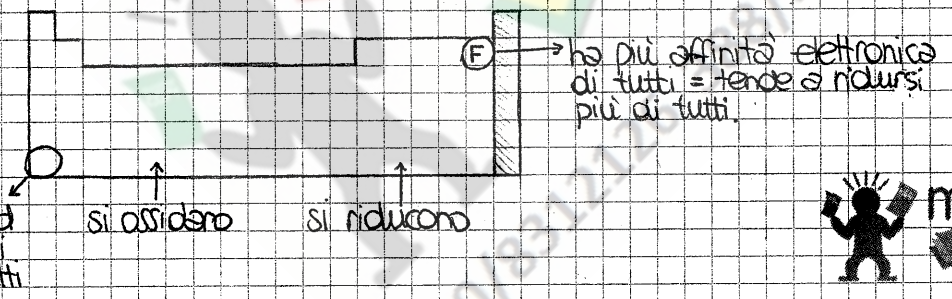
- scendendo lungo il gruppo l'energia di ionizzazione diminuisce (gli elettroni sono più distanti) ↓ −
- spostandosi lungo il periodo l'energia di ionizzazione aumenta (ci sono più protoni ad attirare gli elettroni) → +



Affinità elettronica

= energia che si libera dando un elettrone ad un atomo : tendenza a ridursi

- scendendo lungo il gruppo l'affinità diminuisce (si libera meno energia) ↓ −
- spostandosi lungo il periodo l'affinità aumenta (si libera più energia) → +



Elettronegatività

si parla di elettronegatività solo dopo che si è formato il legame

= capacità di attirare gli elettroni di legame

non è un valore assoluto, ma è rispetto agli altri atomi

F: 4 → i valori degli altri atomi sono riferiti al Fluoro, che è il più elettronegativo