CHIMICA TEORIA

Z

NUMERI ATOMICI – NUMERI di MASSA (A)

↓ n° protoni, n° elettroni

↓ n° protoni + n° neutroni (Z) (N)

NB! $1\,m^3 = 1000\,L$

$^{A}_{Z}X$ → simbolo elemento

ISOTOPI → Atomi di uno stesso elemento che differiscono per il numero di massa A.

La SPETTROMETRIA di massa permette di determinare la massa degli atomi e delle molecole. e ha permesso di scoprire che ESISTONO ATOMI CON = Z e QUINDI APPARTENENTI ALLO STESSO ELEMENTO, MA CON ≠ A → (ISOTOPI)

MASSA ATOMICA RELATIVA = $\frac{\text{massa assoluta atomo}}{\text{dodicesima parte massa isotopo del carbonio con n° massa = 12}}$

$$1\text{ Unità di massa atomica} = \frac{\text{massa atomica di } ^{12}C}{12} = 1.6605 \times 10^{-24}\,g$$

NB! La M. atomica di ciascun elemento è ADIMENSIONALE

PESO ATOMICO → Massa atomica di un elemento allo stato naturale, pesata rispetto all'abbondanza dei suoi isotopi, espressa in unità di massa atomica

$$\text{Peso atomico di X} = \frac{\text{massa atomica di X pesata rispetto agli isotopi}}{\left(\text{massa atomica } ^{12}C/12\right)}$$

ES°) Carbonio naturale → comp. isotopica

^{12}C 98.89% → P.at. = 12 uma

^{13}C 1.11% → P.at = 13.0034 uma

→ P. atomico di C = $12 \times 0.9889 + 13.0034 \times 0.0111 = 12.011$ uma

MASTER COPY
Tel. 050 8312126
Cell. 388 9837745

PESO MOLECOLARE / MASSA MOLECOLARE RELATIVA → Somma dei pesi atomici di tutti gli atomi costituenti la molecola

MOLE → Quantità di sostanza che contiene tante particelle quanti sono gli atomi N_A contenuti in 12 g di $^{12}_{6}C$

$N_A = 6.022 \cdot 10^{23}$ particelle / mole

N° Avogadro

- MASSA MOLARE = massa in g di una mole di sostanza = numericamente è il peso atomico o molecolare della sostanza in esame

LEGAME CHIMICO

- Gli atomi formano legami chimici perché la molecola risultante è più stabile (= ha energia minore) degli atomi isolati
- La reattività chimica e il tipo di legami che può formare sono correlati con la struttura elettronica del guscio di valenza, ovvero le proprietà chimiche degli atomi degli elementi dipendono dalla reattività dei loro elettroni più esterni

GAS NOBILI Elementi più stabili
- meno reattivi (tranne Elio che ha configurazione $1S^2$)
- configurazione del tipo S^2p^6 => 8 elettroni nel guscio più esterno
- elevata stabilità

ELEMENTI ELETTROPOSITIVI
- elementi con natura metallica
- cedono elettroni nelle reazioni => cedono CATIONI
- 1°-2° gruppo => el. più elettropositivi (metalli alcalini + alcalino terrosi) → conf. elettr. gas nobile che li segue

ELEMENTI ELETTRONEGATIVI
- elementi con natura non metallica
- accettano elettroni nelle reazioni => producono ANIONI
- 6°-7° gruppo → più elettronegativi → raggiungono configurazione elettronica del gas nobile che li segue

NB: Gli atomi si legano perché il composto che ne deriva è più stabile degli atomi separati

ENERGIA di LEGAME = energia che si sviluppa quando si forma il legame chimico = energia necessaria per rompere il legame chimico

- Quando 2 atomi si avvicinano → forze repulsive tra nuvole elettroniche + forze attrattive tra elettroni di un atomo ed il nucleo dell'altro

MASTER COPY
Tel. 050 8312126

CHIMICA TEORIA

Z

NUMERI ATOMICI – **NUMERI di MASSA (A)**

↓ n° protoni, n° elettroni

↓ n° protoni + n° neutroni (Z) (N)

NB! 1 m³ = 1000 L

$^{A}_{Z}X$ → simbolo elemento

ISOTOPI → Atomi di uno stesso elemento che differiscono per il numero di massa A.

La SPETTROMETRIA di massa permette di determinare la massa degli atomi e delle molecole. e ha permesso di scoprire che ESISTONO ATOMI con = Z e QUINDI APPARTENENTI ALLO STESSO ELEMENTO, MA CON ≠ A → (ISOTOPI)

MASSA ATOMICA RELATIVA = $\frac{\text{massa assoluta atomo}}{\text{dodicesima parte massa isotopo del carbonio con n° massa = 12}}$

1 unità di massa atomica = $\frac{\text{massa atomica di } ^{12}C}{12} = 1.6605 \times 10^{-24}\ g$

NB! La M atomica di ciascun elemento è ADIMENSIONALE.

PESO ATOMICO → Massa atomica di un elemento allo stato naturale, pesata rispetto all'abbondanza dei suoi isotopi, espressa in unità di massa atomica

Peso atomico di X = $\frac{\text{massa atomica di X pesata rispetto agli isotopi}}{\left(\text{massa atomico } ^{12}C/12\right)}$

ES°) Carbonio naturale → comp. isotopica

^{12}C 98.89 % → P.at. = 12 uma

^{13}C 1.11 % → P.at = 13.0034 uma

→ P. atomico di C = 12 × 0.9889 + 13.0034 × 0.0111 = 12.011 uma

MASTER COPY
Tel. 050 8312126
Cell. 388 9837745

PESO MOLECOLARE / MASSA MOLECOLARE RELATIVA → Somma dei pesi atomici di tutti gli atomi costituenti la molecola

MOLE → Quantità di sostanza che contiene tante particelle quanti sono gli atomi N_A contenuti in 12 g di $^{12}_{6}C$

$N_A = 6.022 \cdot 10^{23}$ particelle / mole

M° Avogadro

MASTER COPY
Tel. 050 8312126
Cell. 388 9837745

- MASSA MOLARE = massa in g di una mole di sostanza = numericamente è il peso atomico o molecolare della sostanza in esame

LEGAME CHIMICO

- Gli atomi formano legami chimici perché la molecola risultante è più stabile (= ha energia minore) degli atomi isolati
- La reattività chimica e il tipo di legami che può formare sono correlati con la struttura elettronica del guscio di valenza, ovvero le proprietà chimiche degli atomi degli elementi dipendono dalla reattività dei loro elettroni più esterni

GAS NOBILI - Elementi più stabili
- meno reattivi (tranne Elio che ha configurazione $1S^2$)
- configurazione del tipo S^2p^6 => 8 elettroni nel guscio più esterno
- elevata stabilità

ELEMENTI ELETTROPOSITIVI
- elementi con natura metallica
- cedono elettroni nelle reazioni => cedono CATIONI
- 1°-2° gruppo => el. più elettropositivi (mer. alcalini + alcalino terrosi) → conf. elettr. gas nobile che li segue

ELEMENTI ELETTRONEGATIVI
- elementi con natura non metallica
- accettano elettroni nelle reazioni => producono ANIONI
- 6°-7° gruppo → più elettronegativi → raggiungono configurazione elettronica del gas nobile che li segue

NB: Gli atomi si legano perché il composto che ne deriva è più stabile degli atomi separati

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

- Quando 2 atomi si avvicinano → forze repulsive tra nuvole elettroniche + forze attrattive tra elettroni di un atomo ed il nucleo dell'altro

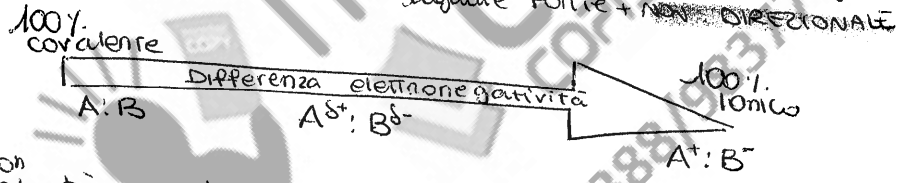
- Forze attrattive > F. repulsive → • i 2 atomi possono avvicinarsi
  • energia del sistema diminuisce
  • distanza π tra 2 atomi = (DISTANZA DI LEGAME)

• ENERGIA D ⇒ energia di legame
(quella che si guadagna con formazione legame chimico)
↳ energia di dissociazione
(necessaria per rompere il legame)

NB! [> Energia Legame ⇒ < distanza di legame tra atomi]

3 Legami! → dipendono dall'AFFINITÀ ELETTRONICA + ENERGIA IONIZZAZIONE

- **covalente**: • atomi di el. non met. • legame DIREZIONALE
- **ionico**: • atomi con elevata aff. elettronica (non met.) + atomi con bassa en. ionizzazione (met.) • legame FORTE + NON DIREZIONALE
- **metallico**: • atomi di el. met. • condivisione delocalizzata degli elettroni • legame FORTE + NON DIREZIONALE



- 2 atomi con elettronegatività UGUALE ($\Delta\chi < 0.4$) → Leg. covalente puro
- 2 atomi con elettronegatività un pò diversa ($0.4 < \Delta\chi < 1,7$) → Leg. covalente polare
- 2 atomi con elettronegatività DIVERSA ($\Delta\chi > 1.7$) → Legame IONICO

LEGAME IONICO (NaCl)

• Legame di natura ELETTROSTATICA → ADIREZIONALE

NaCl
- met. alcalino
- bassa en. ionizzazione
- forma catione Na^+
- conf. gas nobile che lo precede = Neon

- elevata affinità elettronica
- forma anione Cl^-
- conf. gas nobile che lo segue = Argon

NB! Nel reticolo cubico del NaCl ogni catione Na^+ è circondato da 6 anioni Cl^- e viceversa

www.master copy COPISTERIA 050/3121126 388/9837745