

Massa Atomica

Tre problemi da risolvere!!

(1) Difetto di massa

(2) Quale unità di misura conviene adottare?

(3) Come tener conto della miscela isotopica naturale per ciascun elemento?

Il difetto di massa

In generale, si potrebbe pensare che conoscendo la massa delle particelle subatomiche citate prima (elettrone, neutrone, protone) e conoscendo numero di massa e numero atomico degli atomi sia possibile calcolare la massa atomica semplicemente sommandole masse delle particelle subatomiche che lo compongono.

Ciò non è possibile, perché protoni e neutroni vengono tenuti insieme nel nucleo grazie ad un'energia “di combinazione” che deriva dalla trasformazione di una piccola parte della loro massa in energia.

In altre parole parte della massa è trasformata in energia secondo la relazione $E = mc^2$.

La massa trasformata in energia è nota come **difetto di massa**.

Difetto di massa

Il difetto di massa è la massa che neutroni e protoni perdono quando entrano a far parte del nucleo. La differenza di massa si trasforma in energia necessaria alla combinazione di protoni e neutroni nel nucleo atomico.

Relazione Materia-Energia

$$E = m c^2$$

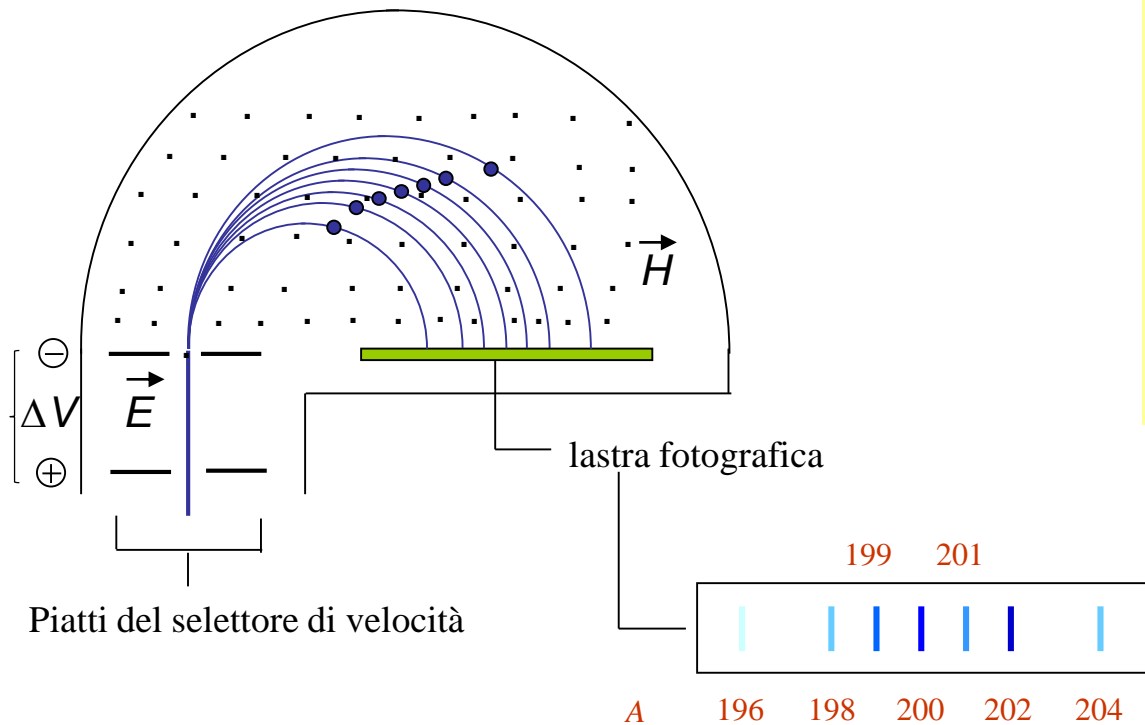
E = energia misurata in joule (1J = 1 Nm; 0,239 cal = 10^7 erg)

m = massa misurata in kg

c = velocità della luce misurata in m/s ($2,9979 \cdot 10^8$ m/s)

Lo spettrometro di massa

Lo spettrometro di massa è lo strumento che ionizzando gli atomi e facendoli passare in un campo magnetico riesce a separare gli isotopi in base alle loro masse



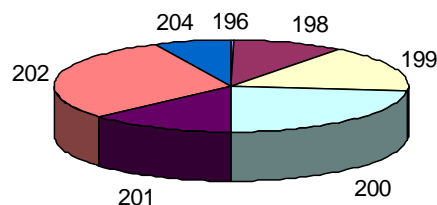
Rappresentazione schematica di uno spettrometro di massa.

Un fascio di ioni gassosi viene accelerato da un campo elettrico e deflesso da un campo magnetico perpendicolare al primo verso il rivelatore. Gli ioni leggeri sono deviati più di quelli pesanti.

Gli ioni aventi rapporto fra massa (m) e carica (q) superiore sono deviati in misura minore rispetto a quelli che ce l'anno inferiore, secondo l'equazione

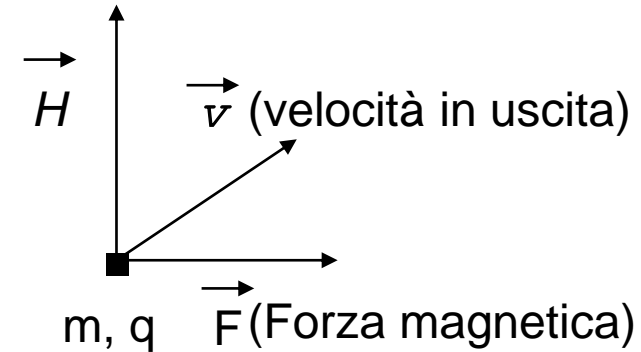
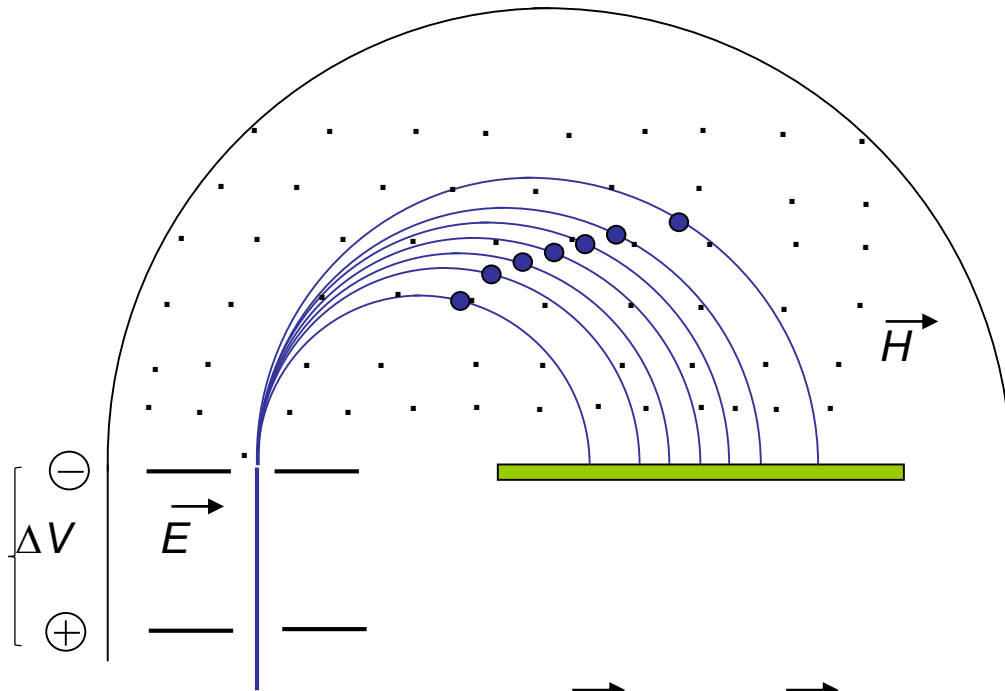
$$\frac{m}{q} = \frac{H^2 r^2}{2\Delta V}$$

dove H è l'intensità del campo magnetico, r è il raggio del percorso circolare seguito dallo ione e ΔV è il potenziale del campo elettrico acceleratore.



Rappresentazione "a torta" dello spettro di massa di un campione di mercurio

Approfondimento



$$\vec{F} = q \vec{v} \wedge \vec{H} = q v H \quad (\text{prodotto vettoriale})$$

(questa forza rende circolari le traiettorie degli ioni)

(1) $\frac{1}{2} m v^2 = q \Delta V$ Si ricava la velocità in uscita dal campo elettrico

(2) $q v H = m \frac{v^2}{r}$ Uguaglianza forza magnetica e forza centripeta

$$\frac{m}{q} = \frac{H^2 r^2}{2 \Delta V}$$

Soluzione dei primi due problemi:

Per **convenzione** è stato scelto come unità di massa atomica (MA) la dodicesima parte della massa dell'isotopo ${}^{12}_6\text{C}$ del carbonio.

$$1 \text{ (u.m.a.)} = 1 \text{ (dalton)} = \frac{1}{12} \text{ MA } {}^{12}_6\text{C} = 1,66054 \cdot 10^{-27} \text{ (kg)}$$

$$\text{MA}_r {}^{12}_6\text{C} = 12 \text{ (u.m.a.)}$$

$$\text{MA}_r {}^{13}_6\text{C} = 13,003354 \text{ (u.m.a.)}$$

MA_r = massa atomica relativa all'unità di massa atomica

massa = quantità di materia di cui è costituito un oggetto

peso = forza con cui l'oggetto in questione viene attratto dal campo gravitazionale

La massa di un oggetto non cambia al variare della collocazione di questo nello spazio; il corrispondente peso cambia

Massa atomica e peso atomico vengono spesso usati come sinonimi perché i rapporti tra le masse ed i pesi di due oggetti coincidono quando questi sono sottoposti alla stessa accelerazione di gravità.

$$F_1 = m_1 g \quad F_2 = m_2 g$$

$$\frac{F_1}{F_2} = \frac{m_1 g}{m_2 g} = \frac{m_1}{m_2}$$

g = accelerazione di gravità

$PA_r(^A E)$ peso atomico di un nuclide $^A E$ **relativo** a 1/12 del peso del nuclide ^{12}C

$MA_r(^A E)$ massa atomica di un nuclide $^A E$ **relativa** a 1/12 della massa del nuclide ^{12}C

$$PA_r(^A E) = \frac{\text{Peso}(^A E)}{\frac{1}{12} \text{Peso}(^{12}_6\text{C})} = \frac{\text{Massa}(^A E) \cdot g}{\frac{1}{12} \text{Massa}(^{12}_6\text{C}) \cdot g} = \frac{\text{Massa}(^A E)}{\frac{1}{12} \text{Massa}(^{12}_6\text{C})} = MA_r(^A E)$$

Abbondanza isotopica

Un campione naturale di zolfo contiene diversi isotopi aventi la seguente abbondanza

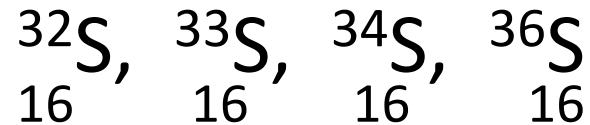
Isotopo % abbondanza

^{32}S 95.02

^{33}S 0.75

^{34}S 4.21

^{36}S 0.02



numero atomi di un determinato isotopo di
un elemento

Abbondanza isotopica (%) = $\frac{\text{numero atomi di un determinato isotopo di un elemento}}{\text{numero di atomi totali dell'elemento}} \times 100$

numero di atomi totali dell'elemento

Media ponderata

Si parla di media ponderata per una media i cui termini non pesano tutti nello stesso modo.

Ogni termine x_i ha un peso f_i nella media

$$\text{Media ponderata} = \frac{\sum_{i=1}^n x_i f_i}{\sum_{i=1}^n f_i}$$

Soluzione del terzo problema nella definizione della massa atomica:

Si definisce pertanto massa atomica relativa di un generico elemento X, la media ponderata delle masse atomiche relative dei suoi isotopi secondo le rispettive abbondanze isotopiche naturali.

$$MA_r(E) = \frac{\sum_i MA_r(^A E)_i \cdot (\%)_i}{100}$$

Esempio:

$$MA_r\left({}^{12}_6\text{C}\right) = 12 \text{ (u.m.a.)} \quad 98,89 \%$$

$$MA_r\left({}^{13}_6\text{C}\right) = 13,003354 \text{ (u.m.a.)} \quad 1,11 \%$$

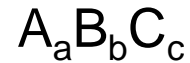
$$MA_r(\text{C}) = \frac{12 \text{ (u.m.a.)} \cdot 98,89\% + 13,003354 \text{ (u.m.a.)} \cdot 1,11\%}{100} = 12,0111 \text{ (u.m.a.)}$$

Periodic Table of the Elements

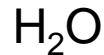
| | | | | | | | | | | | | | | | | | |
|----------------------|----------------------|----------------------|-----------------------|-----------------------|-----------------------|---------------------|--------------------|--------------------|--------------------|--------------------|--------------------|--------------------|--------------------|--------------------|----------------------|----------------------|----------------------|
| 1 H 1.01 | | | | | | | | | | | | | | | | | 18 He 4.00 |
| 3 Li 6.94 | 4 Be 9.01 | | | | | | | | | | | 5 B 10.81 | 6 C 12.01 | 7 N 14.01 | 8 O 16.00 | 9 F 19.00 | 10 Ne 20.18 |
| 11 Na 22.99 | 12 Mg 24.30 | | | | | | | | | | | 13 Al 26.98 | 14 Si 28.09 | 15 P 30.97 | 16 S 32.07 | 17 Cl 35.45 | 18 Ar 39.95 |
| 19 K 39.10 | 20 Ca 40.08 | 21 Sc 44.96 | 22 Ti 47.88 | 23 V 50.94 | 24 Cr 52.00 | 25 Mn 54.94 | 26 Fe 55.85 | 27 Co 58.93 | 28 Ni 58.69 | 29 Cu 63.55 | 30 Zn 65.39 | 31 Ga 69.72 | 32 Ge 72.61 | 33 As 74.92 | 34 Se 78.96 | 35 Br 79.90 | 36 Kr 83.80 |
| 37 Rb 85.47 | 38 Sr 87.62 | 39 Y 88.91 | 40 Zr 91.22 | 41 Nb 92.91 | 42 Mo 95.94 | 43 Tc (97.91) | 44 Ru 101.07 | 45 Rh 102.91 | 46 Pd 106.42 | 47 Ag 107.87 | 48 Cd 112.41 | 49 In 114.82 | 50 Sn 118.71 | 51 Sb 121.75 | 52 Te 127.60 | 53 I 126.90 | 54 Xe 131.29 |
| 55 Cs 132.91 | 56 Ba 137.33 | 57 La 138.91 | 72 Hf 178.49 | 73 Ta 180.95 | 74 W 183.85 | 75 Re 186.21 | 76 Os 190.23 | 77 Ir 192.22 | 78 Pt 195.08 | 79 Au 196.97 | 80 Hg 200.59 | 81 Tl 204.38 | 82 Pb 207.2 | 83 Bi 208.98 | 84 Po (208.98) | 85 At (209.99) | 86 Rn (222.02) |
| 87 Fr (223.02) | 88 Ra (226.03) | 89 Ac (227.03) | 104 Rf (261.11) | 105 Ha (262.11) | 106 Sg (263.12) | | | | | | | | | | | | |

| | | | | | | | | | | | | | |
|--------------------|--------------------|--------------------|----------------------|----------------------|----------------------|----------------------|----------------------|----------------------|----------------------|-----------------------|-----------------------|-----------------------|-----------------------|
| 58 Ce 140.12 | 59 Pr 140.91 | 60 Nd 144.24 | 61 Pm (144.91) | 62 Sm 150.36 | 63 Eu 151.97 | 64 Gd 157.25 | 65 Tb 158.93 | 66 Dy 162.50 | 67 Ho 164.93 | 68 Er 167.26 | 69 Tm 168.93 | 70 Yb 173.04 | 71 Lu 174.97 |
| 90 Th 232.04 | 91 Pa 231.04 | 92 U 238.03 | 93 Np (237.05) | 94 Pu (244.06) | 95 Am (243.06) | 96 Cm (247.07) | 97 Bk (247.07) | 98 Cf (251.08) | 99 Es (252.08) | 100 Fm (257.10) | 101 Md (258.10) | 102 No (259.10) | 103 Lr (262.11) |

Massa molecolare (Peso molecolare) relativo all'unità di massa atomica



$$PM_{rA_a B_b C_c} = a \cdot PA_A + b \cdot PA_B + c \cdot PA_C$$



$$\begin{aligned} PM_{rH_2O} &= 2 \cdot PA_H + 1 \cdot PA_O = 2 \cdot 1,0079 \text{ (u.m.a.)} + 1 \cdot 15,9994 \text{ (u.m.a.)} \\ &= 18,0152 \text{ (u.m.a.)} \end{aligned}$$

Nel caso di sostanze che non sono costituite da molecole discrete si parla di peso formula relativo all'u.m.a., PF, valutato sulla base della formula minima.

Esercizi con soluzione

- 1) Un atomo pesa 35,45 u.m.a. Quale è il suo peso in g? [5,89 10^{-23} g]
- 2) Un atomo pesa 28,086 u.m.a. Quale è il suo peso in kg? [4,66 10^{-26} kg]
- 3) Un atomo pesa 3,44 10^{-22} g. Quale è il suo peso in u.m.a.? [207,16 u.m.a.]
- 4) Quanti atomi di ossigeno sono presenti in 608 u.m.a. di ossigeno molecolare? [38]
- 5) Calcolare la massa in g di $1,2 \cdot 10^{21}$ molecole di Br_2 . [0.3184 g]
- 6) Il bromo ha due isotopi naturali: uno (A) di massa 78,918 u.m.a. e con abbondanza del 50,69%, l'altro (B) di massa 80,916 u.m.a. e con abbondanza del 49,31%. Calcolare il peso atomico del bromo in u.m.a. [79,90 u.m.a.]

Obiettivi minimi

- 1) Conoscere il significato del peso atomico e la sua definizione
- 2) Conoscere il significato di unità di massa atomica
- 3) Saper calcolare il peso atomico sapendo l'abbondanza isotopica e le masse isotopiche.
- 4) Conoscere il significato di peso molecolare