

# 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

$$MA \neq \sum_i M (\text{particelle costituenti})_i$$

## Relazione Materia-Energia

$$E = m c^2$$

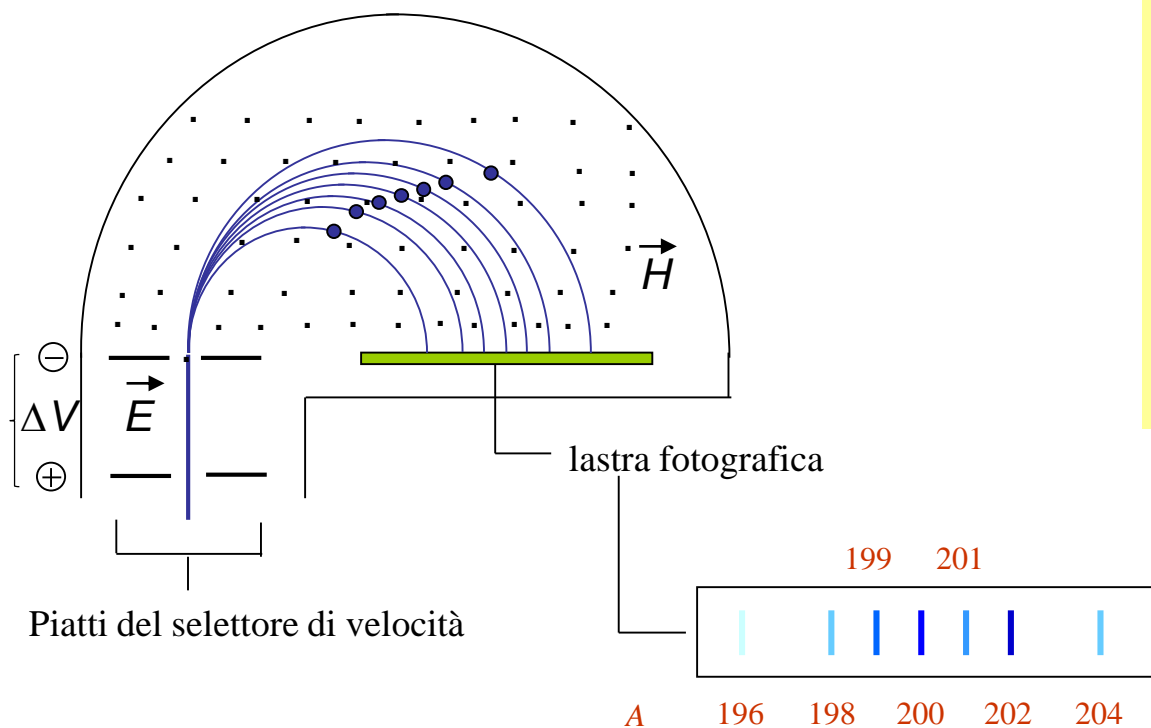
E = energia misurata in joule (1J = 1 Nm; 0,239 cal = 10<sup>7</sup> erg)

m = massa misurata in kg

c = velocità della luce misurata in m/s (2,9979 10<sup>8</sup> 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.



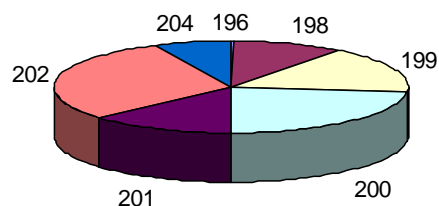
Rappresentazione schematica di uno spettrometro di massa.

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  $\Delta V$  è il potenziale del campo elettrico acceleratore.



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

## 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.

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

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

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

$\text{MA}_r$  = 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

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

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

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

# Abbondanza isotopica

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



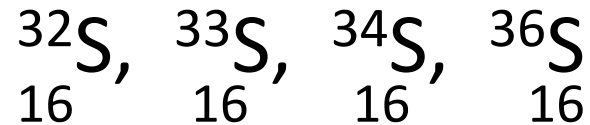
## Isotopo    % abbondanza

$^{32}\text{S}$             95.02

$^{33}\text{S}$             0.75

$^{34}\text{S}$             4.21

$^{36}\text{S}$             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

## 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

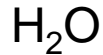
1 H 1.01																	18 He 4.00
3 Li 6.94	4 Be 9.01											5 B 10.81	6 C 12.01	7 N 14.01	8 O 16.00	9 F 19.00	10 Ne 20.18
11 Na 22.99	12 Mg 24.30											13 Al 26.98	14 Si 28.09	15 P 30.97	16 S 32.07	17 Cl 35.45	18 Ar 39.95
19 K 39.10	20 Ca 40.08	21 Sc 44.96	22 Ti 47.88	23 V 50.94	24 Cr 52.00	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

$A_aB_bC_c$  formula molecolare/minima

$$MM_r(A_aB_bC_c) = PM_r(A_aB_bC_c) = a \cdot MA_r(A) + b \cdot MA_r(B) + c \cdot MA_r(C)$$



$$\begin{aligned} MM_r(H_2O) &= 2 \cdot MA_r(H) + 1 \cdot MA_r(O) = 2 \cdot 1,0079 \text{ (u.m.a.)} + 1 \cdot 15,9994 \text{ (u.m.a.)} \\ &= 18,0152 \text{ (u.m.a.)} \end{aligned}$$

Nel caso di sostanze che non sono costituite da molecole discrete si parla di Massa o 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<sub>2</sub>. [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