

CHIMICA GENERALE

per il

Corso di Laurea triennale in
BIOTECNOLOGIE Facoltà di Scienze
UNIVERSITA' DI VERONA

6 CFU (18 Ottobre - 28 gennaio 2011)

Prof. Ulderico MAZZI

Orario:

Lunedì dalle 15.30 alle 17.30, Martedì dalle 8.30 alle 10.30
AULA Gino Tessari

Testo Consigliato:

CHIMICA: La natura molecolare della materia e delle sue trasformazioni

Martin S. Silberberg , Seconda Edizione

Casa Editrice: McGraw-Hill

CHIMICA GENERALE

Peter Atkins, Loretta Jones, Seconda Edizione

Casa Editrice: Zanichelli

**CHIMICA : Scienza che studia le proprietà
della materia e le sue trasformazioni**

La Scienza usa il metodo Scientifico (ipotesi-tesi)

L'osservazione dei fenomeni porta alla formulazione delle leggi, che poi vengono confermate da ulteriori esperimenti.

Se un esperimento è in contrasto con una legge, questa non è più valida, e se ne deve formulare un'altra

Argomenti del corso:

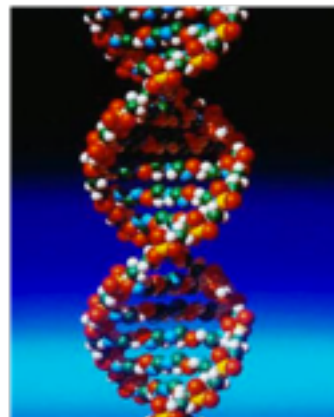
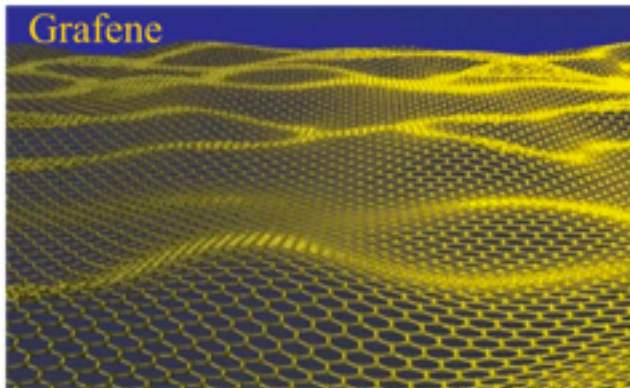
- PROPRIETA' della MATERIA
- TRASFORMAZIONI della MATERIA

MATERIA

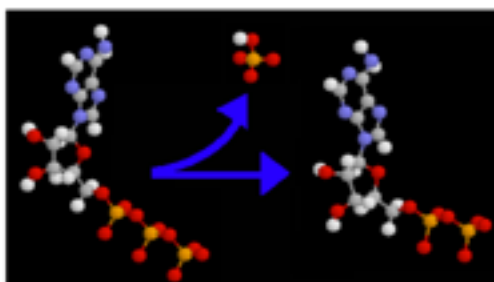


RECENTI RISULTATI CHIMICI

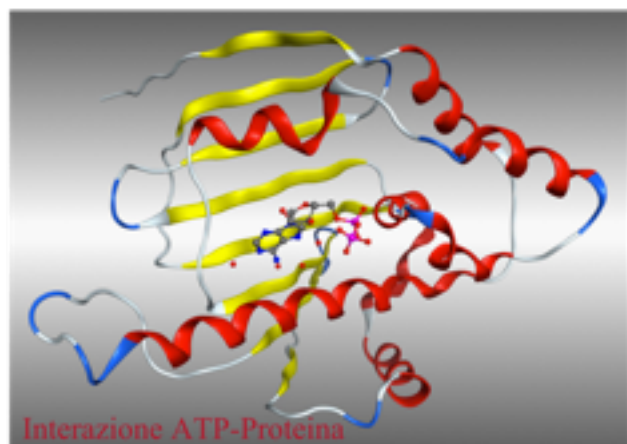
Grafene



Doppia elica
DNA



L'ATP, scindendosi, fornisce energia
e libera un fosfato



Interazione ATP-Proteina

MATERIA: Miscuglio di Sostanze

SOSTANZA : Materia caratterizzata da definite proprietà sempre riproducibili (sostanza pura)

Le Sostanze sono costituite da: •Elementi o da
•Composti

ELEMENTI

Aristotele (300 a.C.) "Ogni cosa o è un elemento o è composta da elementi. Un elemento è quello in cui gli altri corpi possono essere scissi e che esiste in essi sia potenzialmente che attualmente, ma che non può esso stesso essere scisso in un qualche cosa di più semplice o differente"

Robert Boyle (1600) "Un elemento è una sostanza che guadagna sempre peso quando subisce una trasformazione chimica"

COMPOSTI

Insieme di elementi in rapporti definiti con proprietà che li identificano come sostanze pure

PROPRIETA' DELLA MATERIA

Proprietà fisiche:

- Massa
- Volume
- pressione
- temperatura
- energia
- Colore
- conducibilità elettrica etc.
- Stati fisici: Solido, Liquido, Gas

Proprietà chimiche:

- Energia di ionizzazione,
- acidità,
- potere redox, etc. etc.

Le proprietà chimiche sono determinate attraverso la misura di grandezze fisiche sulla sostanza pura durante le sue trasformazioni

- L'insieme delle proprietà fisiche e chimiche caratterizzano una sostanza differenziandola da un'altra.
- Ogni sostanza, sia essa elemento o composto, non può avere tutte le proprietà fisiche e chimiche uguali ad un'altra, perché non potrebbe differenziarsi da essa e quindi sarebbe la stessa sostanza.

Proprietà estensive: dipendono dalla quantità di materia che si considera (massa, volume, etc.)

Proprietà intensive: non dipendono ... (temperatura, pressione, colore etc.)

LA MASSA

La materia nel campo gravitazionale terrestre possiede un proprio peso.

- La bilancia è lo strumento che determina il peso della materia, prendendo come unità di misura di riferimento il Chilogrammo.

Ogni sostanza pura può venir definita sulla base del peso di una sua quantità ben precisa, che viene chiamato massa.

La massa atomica o molecolare di una sostanza è caratteristica di ogni sostanza.

Di solito si ritiene che ci debba essere, sulla terra, equivalenza tra peso e massa.

(Lavoisier -1789)

"In una trasformazione chimica nulla si crea e nulla si distrugge"

ovvero in ogni trasformazione chimica la massa viene conservata:

Principio fondamentale di CONSERVAZIONE DELLA MASSA

IL VOLUME

- Come la materia possiede una propria massa, così essa occupa un volume.

Il volume viene espresso in metri cubi o in litri.

Mentre i solidi hanno forma propria e quindi definiscono il loro volume, i liquidi ed i gas occupano il volume del recipiente, in particolare i gas occupano sempre tutto il volume del recipiente, il quale deve essere chiuso.

Utilizzando le due grandezze sino ad ora descritte si può definire un'altra grandezza o proprietà della materia:

LA DENSITA'

La densità definisce la massa che sta nell'unità di volume che occupa la sostanza.

$$\delta = m/V$$

Per le sostanze solide e liquide la densità può essere una caratteristica della sostanza, per le sostanze gassose essa varia in funzione di altri parametri quali la pressione e la temperatura.

L'ENERGIA

La materia possiede:

ENERGIA CINETICA

e

ENERGIA POTENZIALE

- Energia legata al movimento
- Proporzionale alla Temperatura

- Energia contenuta nella materia
- Costituita da varie componenti

Forme di Energia espresse dalla materia:

Energia Meccanica
Energia Elettrica
Energia Luminosa

Energia Acustica
Energia Termica
Energia Chimica (?)

Energia Chimica (energia legata alla materia in quanto sostanza chimica)

Si esprime come energia termica, se non viene ulteriormente trasformata (e.elettrica, e.luminosa, e.meccanica). Essa viene scambiata con l'ambiente esterno aumentandone o diminuendone l'energia cinetica (temperatura)

ENERGIA TERMICA (Calore)

Legata alla grandezza : **TEMPERATURA**

Unità di Misura della T: Gradi centigradi, o Kelvin

Strumento di misura: Termometro

L'Energia Termica si trasferisce da un corpo (di materia) all'altro come Energia Cinetica

$$E_c = \frac{1}{2} mv^2$$

$$E_c = \frac{3}{2} RT$$

.. e può essere misurata con il termometro!

- Una trasformazione chimica è sempre accompagnata da una variazione energetica, che di solito si esprime come acquisto o cessione di energia termica. Tale variazione, misurabile con il termometro, è relativa all'energia chimica coinvolta nella trasformazione.

Anche per i sistemi chimici vale infatti la

I^a legge della termodinamica o della CONSERVAZIONE DELL'ENERGIA, per cui l'energia può cambiare forma, passare da un corpo all'altro, ma si conserva sempre.

UNITA' DI MISURA DELL'ENERGIA

ENERGIA = Capacità di compiere lavoro

$$W = F \times s$$

Lavoro = Forza x spazio

Unità di misura = **Joule**

$$F = m \times a$$

Forza massa x accelerazione

unità = Newton

Accelerazione: unità = metro/sec²

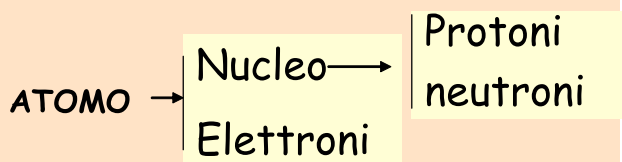
Distanza: unità = metro

Massa: unità = chilogrammo

$$\text{Joule} = 1 \text{ Newton} \times \text{metro} = 1 \text{Kg m}^2/\text{sec}^2$$

Caloria: Quantità di calore necessaria per aumentare di 1°C la temperatura di un grammo di acqua (**energia termica**)

L'ATOMO



In un atomo
n. protoni = n. elettroni

Numero atomico = Z = numero di protoni

Numero di massa = A = numero di protoni più numero di neutroni

$$A = 187$$

$$Z = 79$$

Au

Simbolo dell'elemento

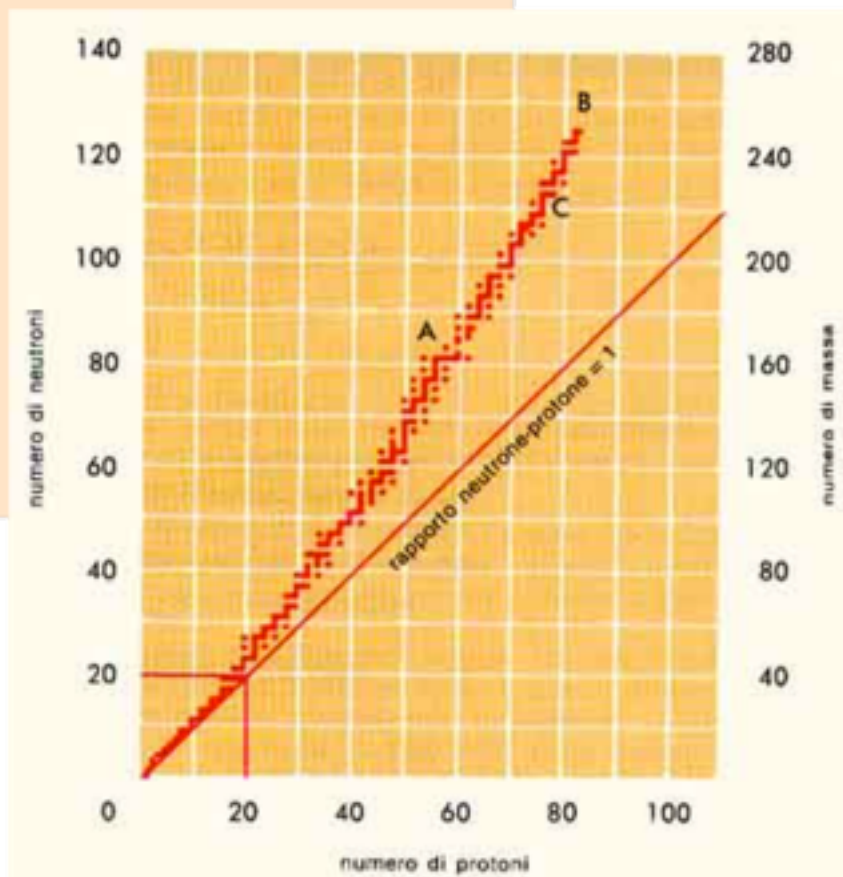
Gli elementi esistenti sono caratterizzati da valori diversi di Z.
Gli elementi sono oltre 103 ed ognuno ha Z diverso con valori interi da 1 a 103 ed oltre.

A, per lo stesso valore di Z, definisce gli isotopi dello stesso elemento

Tavola degli elementi

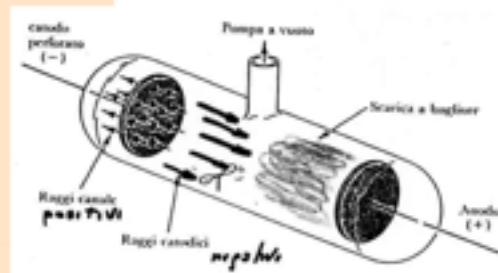
1 H																	2 He
3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
55 Cs	56 Ba	57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu	
87 Fr	88 Ra	89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr	

- Il numero progressivo in alto indica il numero di protoni (numero atomico) che definisce il singolo elemento



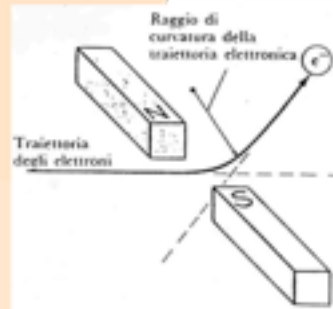
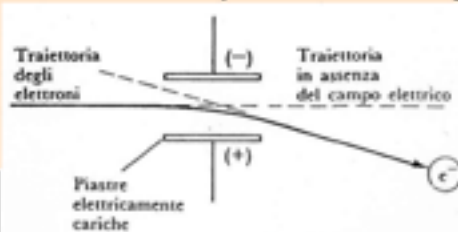
SCOPERTA dell' ELETTRONE

Particella di carica negativa



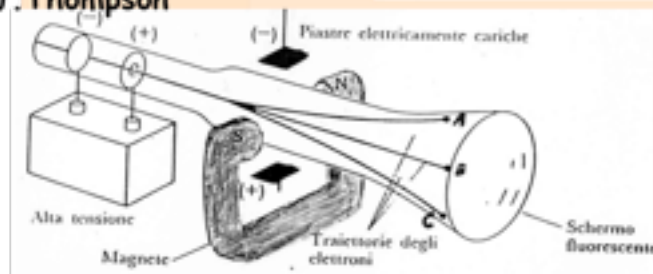
Tubo di Crookes

Comportamento in campo elettrico e magnetico



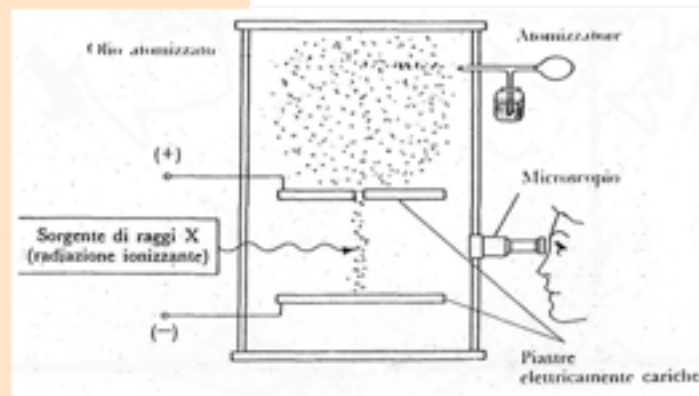
Esperimento di J.J. Thompson

Misura il rapporto
carica/massa (e/m)



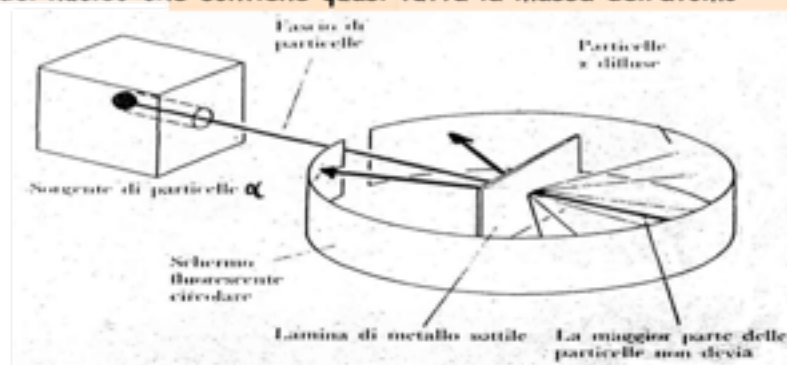
Esperimento di MILLIKAN

Misura la carica
dell'elettrone



Esperimento di RUTHERFORD

Esistenza del nucleo che contiene quasi tutta la massa dell'atomo



Nell'esperimento di J.Thomson

$$e/m = -1.76 \times 10^8 \text{ Coulomb/grammo}$$

Coulomb = unità di carica elettrica

e = carica

m = massa

Nell'esperimento di Millikan

la quantità di carica era sempre multiplo di
 -1.60×10^{-19} Coulomb

ponendo tale valore al posto di e nel rapporto e/m si ha

$$m = \frac{-1.60 \times 10^{-19} \text{ Coulomb}}{-1.76 \times 10^8 \text{ Coulomb/grammo}} = 9.11 \times 10^{-28} \text{ g (massa dell'elettrone)}$$

Unità di Massa Atomica (u.m.a.)

l'unità di misura è il Dalton

$$\begin{aligned} 1 \text{ Dalton} &= 1.6605665 \times 10^{-24} \text{ grammi} \\ 1 \text{ grammo} &= 6.022 \times 10^{23} \text{ Dalton} \end{aligned}$$

particella	massa (g) $\times 10^{24}$	massa (Dalton)	carica
Elettrone	0.0009109534	0.0005486	-1
Protone	1.672649	1.0072276	+1
Neutrone	1.674954	1.008665	0

Numero di massa: numero intero somma del numero di protoni e numero di neutroni.

Massa Atomica di un elemento: vicina alla somma della massa dei nucleoni nell'atomo dell'elemento e, per ogni isotopo vicina al suo numero di massa.
ma non uguale!

UNITA' DI RIFERIMENTO

1 u.m.a.(Dalton) = 1/12 della massa del ^{12}C

Allora la massa del ^{12}C in grammi è $1.9926786 \times 10^{-23} \text{ g}$

1 u.m.a. = $1.9926786 \times 10^{-23} / 12 = 1.6605555663 \times 10^{-24} \text{ g}$
Come precedentemente indicato

Il ^{12}C , per definizione, è l'unico elemento che ha la massa atomica costituita da un numero intero uguale al numero di massa

Ma la massa del ^{12}C calcolata come somma della massa dei suoi componenti non è 12 !!

Contrazione di Massa del ^{12}C

Massa del ^{12}C ricavata come somma della massa dei suoi componenti:

Particella	Massa unitaria	totale
6 protoni	1.00728 u.m.a.	6.044368 u.m.a.
6 neutroni	1.00867 "	6.05202 "
6 elettroni	0.00055 "	0.00330 "
	massa	12.09900 u.m.a.

Massa effettiva in u.m.a. per definizione = **12.0000000... u.m.a.**

La differenza è 0.0990 u.m.a. : questa massa, sottratta della massa degli elettroni: **0.09570**, è trasformata in energia nucleare.

$$\Delta E = \Delta m c^2$$

$\Delta E = 0.09570 \times 1.6606 \times 10^{-24} / 1000 \times (3.00 \times 10^8)^2 = 1.4303 \times 10^{-11} \text{ Kg m}^2 / \text{sec}^2 (\text{Joule})$ per 12 nucleoni. L'energia per nucleone è: $1.4303 \times 10^{-11} / 12 = 1.19 \times 10^{-12} \text{ Joule per nucleone}$

Notevole quantità di energia!

Contrazione di Massa del ${}^4\text{He}$

Massa misurata	4.002603 u.m.a. -
Massa di due elettroni	0.001097 u.m.a. =
Massa del nucleo	4.001506 u.m.a.

Massa del nucleo calcolata:	due protoni	2.014554 u.m.a.
	due neutroni	2.017330 u.m.a.
		4.0331884 u.m.a.

Differenza: $4.031884 - 4.001506 = 0.030378 \text{ u.m.a.}$

$$\Delta E = \Delta m c^2 = 0.030378 \times 1.6606 \times 10^{-24} / 1000 (3.00 \times 10^8)^2 = 4.54 \times 10^{-12} \text{ Kg m}^2/\text{sec}^2 (\text{Joule}) \text{ per 4 nucleoni}$$

L'energia per nucleone è: $4.54 \times 10^{-12} / 4 = 1.4 \times 10^{-12} \text{ Joule per nucleone}$

Quantità di energia per nucleone diversa da quella per nucleone nel ${}^{12}\text{C}$!

Ogni nuclide sottostà ad una propria contrazione di massa!!

A cui corrisponde il valore dell'energia nucleare coinvolta nel suo nucleo

Diagramma perdita di massa

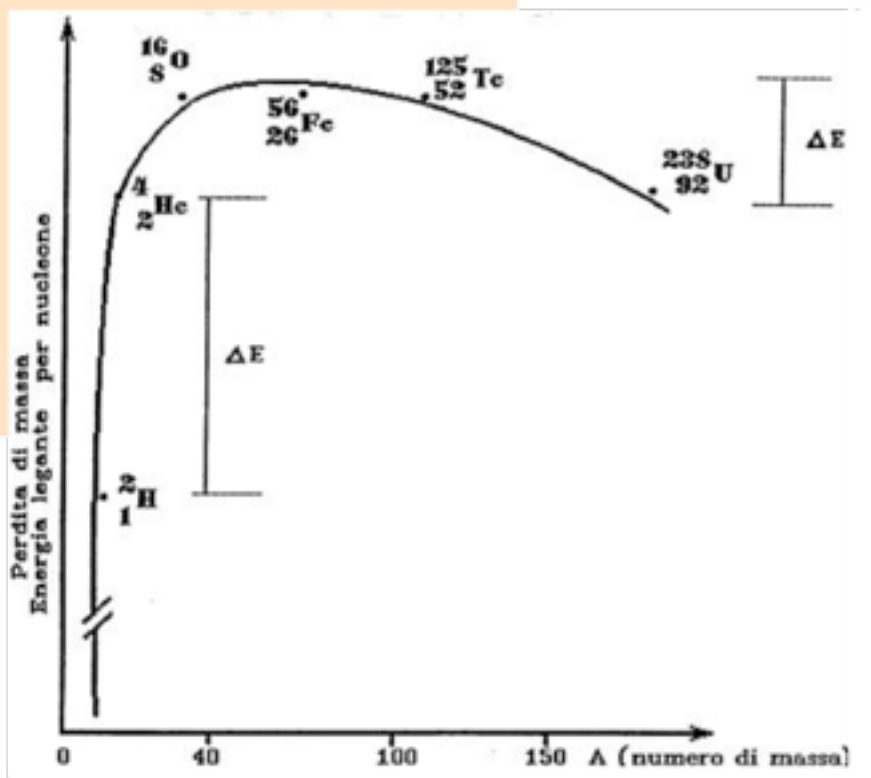


Tavola periodica con le masse atomiche

1 1A	2 2A	13 3A	14 4A	15 5A	16 6A	17 7A	18 8A
1 H 1.00794	2 He 4.00260						
3 Li 6.941	4 Be 9.01218	5 B 10.811	6 C 12.011	7 N 14.0067	8 O 15.9994	9 F 18.9984	10 Ne 20.1797
11 Na 22.9898	12 Mg 24.3050	13 Al 26.9815	14 Si 28.0855	15 P 30.9738	16 S 32.066	17 Cl 35.4527	18 Ar 39.948
19 K 39.0983	20 Ca 40.078	21 Sc 44.9559	22 Ti 47.88	23 V 50.9415	24 Cr 51.9961	25 Mn 54.9381	26 Fe 55.847
27 Co 58.9332	28 Ni 58.69	29 Cu 63.546	30 Zn 65.39	31 Ga 69.723	32 Ge 72.64	33 As 74.9216	34 Se 78.96
35 Br 79.904	36 Kr 83.80	37 Rb 85.4678	38 Sr 87.62	39 Y 88.9059	40 Zr 91.224	41 Nb 92.9064	42 Mo 95.94
43 Tc (98)	44 Ru 101.07	45 Rh 102.906	46 Pd 106.42	47 Ag 107.868	48 Cd 112.411	49 In 114.82	50 Sn 118.710
51 Sb 121.75	52 Te 127.60	53 I 126.905	54 Xe 131.29	55 Cs 132.905	56 Ba 137.327	57 La 138.905	58 Ce 140.12
60 Nd 144.24	61 Pm (145)	62 Sm 150.36	63 Eu 151.965	64 Gd 157.25	65 Tb 158.925	66 Dy 162.50	67 Ho 164.930
69 Tm 168.934	70 Yb 173.04	71 Lu 174.967	72 Hf 178.49	73 Ta 180.948	74 W 183.85	75 Re 186.207	76 Os 190.2
78 Pt 195.08	79 Au 196.967	80 Hg 200.59	81 Tl 204.383	82 Pb 207.2	83 Bi 208.980	84 Po (209)	85 At (210)
87 Fr (223)	88 Ra 226.025	89 Ac 227.028	90 Th 232.038	91 Pa 231.036	92 U 238.029	93 Np 237.048	94 Pu 244.06
96 Am (243)	97 Cm (247)	98 Bk (247)	99 Cf (251)	100 Es (252)	101 Fm (257)	102 Md (258)	103 No (259)
104 Unq (261)	105 Unp (262)	106 Unh (263)	107 Uns (267)	108 Uno (268)	109 Une (271)	110 Uub (274)	111 Uut (276)
112 Uuq (285)	113 Uub (286)	114 Uut (289)	115 Uuq (291)	116 Uuh (293)	117 Uus (294)	118 Uuq (295)	119 Uub (296)
120 Uue (304)	121 Uub (309)	122 Uut (310)	123 Uuq (315)	124 Uuh (316)	125 Uus (317)	126 Uuq (318)	127 Uub (319)
128 Uut (321)	129 Uuq (324)	130 Uuh (325)	131 Uus (326)	132 Uuq (327)	133 Uub (328)	134 Uut (329)	135 Uuq (330)
136 Uuh (339)	137 Uus (340)	138 Uuq (341)	139 Uub (342)	140 Uut (343)	141 Uuq (344)	142 Uuh (345)	143 Uus (346)
144 Uus (347)	145 Uuq (348)	146 Uub (349)	147 Uut (350)	148 Uuq (351)	149 Uuh (352)	150 Uus (353)	151 Uub (354)
152 Uut (355)	153 Uuq (356)	154 Uuh (357)	155 Uus (358)	156 Uuq (359)	157 Uub (360)	158 Uut (361)	159 Uuq (362)
160 Uuh (369)	161 Uus (370)	162 Uuq (371)	163 Uub (372)	164 Uut (373)	165 Uuq (374)	166 Uuh (375)	167 Uus (376)
168 Uus (377)	169 Uuq (378)	170 Uub (379)	171 Uut (380)	172 Uuq (381)	173 Uuh (382)	174 Uus (383)	175 Uub (384)
176 Uut (385)	177 Uuq (386)	178 Uuh (387)	179 Uus (388)	180 Uuq (389)	181 Uub (390)	182 Uut (391)	183 Uuq (392)
184 Uuh (393)	185 Uus (394)	186 Uuq (395)	187 Uub (396)	188 Uut (397)	189 Uuq (398)	190 Uuh (399)	191 Uus (400)
192 Uus (401)	193 Uuq (402)	194 Uub (403)	195 Uut (404)	196 Uuq (405)	197 Uuh (406)	198 Uus (407)	199 Uub (408)
200 Uut (409)	201 Uuq (410)	202 Uuh (411)	203 Uus (412)	204 Uuq (413)	205 Uub (414)	206 Uut (415)	207 Uuq (416)
208 Uuh (417)	209 Uus (418)	210 Uuq (419)	211 Uub (420)	212 Uut (421)	213 Uuq (422)	214 Uuh (423)	215 Uus (424)
216 Uus (425)	217 Uuq (426)	218 Uub (427)	219 Uut (428)	220 Uuq (429)	221 Uuh (430)	222 Uus (431)	223 Uub (432)
224 Uut (433)	225 Uuq (434)	226 Uuh (435)	227 Uus (436)	228 Uuq (437)	229 Uub (438)	230 Uut (439)	231 Uuq (440)
232 Uuh (441)	233 Uus (442)	234 Uuq (443)	235 Uub (444)	236 Uut (445)	237 Uuq (446)	238 Uuh (447)	239 Uus (448)
240 Uus (449)	241 Uuq (450)	242 Uub (451)	243 Uut (452)	244 Uuq (453)	245 Uuh (454)	246 Uus (455)	247 Uub (456)
248 Uut (457)	249 Uuq (458)	250 Uuh (459)	251 Uus (460)	252 Uuq (461)	253 Uub (462)	254 Uut (463)	255 Uuq (464)
256 Uuh (465)	257 Uus (466)	258 Uuq (467)	259 Uub (468)	260 Uut (469)	261 Uuq (470)	262 Uuh (471)	263 Uus (472)
264 Uus (473)	265 Uuq (474)	266 Uub (475)	267 Uut (476)	268 Uuq (477)	269 Uuh (478)	270 Uus (479)	271 Uub (480)
272 Uut (481)	273 Uuq (482)	274 Uuh (483)	275 Uus (484)	276 Uuq (485)	277 Uub (486)	278 Uut (487)	279 Uuq (488)
280 Uuh (489)	281 Uus (490)	282 Uuq (491)	283 Uub (492)	284 Uut (493)	285 Uuq (494)	286 Uuh (495)	287 Uus (496)
288 Uus (497)	289 Uuq (498)	290 Uub (499)	291 Uut (500)	292 Uuq (501)	293 Uuh (502)	294 Uus (503)	295 Uub (504)
296 Uut (505)	297 Uuq (506)	298 Uuh (507)	299 Uus (508)	300 Uuq (509)	301 Uub (510)	302 Uut (511)	303 Uuq (512)
304 Uuh (513)	305 Uus (514)	306 Uuq (515)	307 Uub (516)	308 Uut (517)	309 Uuq (518)	310 Uuh (519)	311 Uus (520)
312 Uus (521)	313 Uuq (522)	314 Uub (523)	315 Uut (524)	316 Uuq (525)	317 Uuh (526)	318 Uus (527)	319 Uub (528)
320 Uut (529)	321 Uuq (530)	322 Uuh (531)	323 Uus (532)	324 Uuq (533)	325 Uub (534)	326 Uut (535)	327 Uuq (536)
328 Uuh (537)	329 Uus (538)	330 Uuq (539)	331 Uub (540)	332 Uut (541)	333 Uuq (542)	334 Uuh (543)	335 Uus (544)
336 Uus (545)	337 Uuq (546)	338 Uub (547)	339 Uut (548)	340 Uuq (549)	341 Uuh (550)	342 Uus (551)	343 Uub (552)
344 Uut (553)	345 Uuq (554)	346 Uuh (555)	347 Uus (556)	348 Uuq (557)	349 Uub (558)	350 Uut (559)	351 Uuq (560)
352 Uuh (561)	353 Uus (562)	354 Uuq (563)	355 Uub (564)	356 Uut (565)	357 Uuq (566)	358 Uuh (567)	359 Uus (568)
360 Uus (569)	361 Uuq (570)	362 Uub (571)	363 Uut (572)	364 Uuq (573)	365 Uuh (574)	366 Uus (575)	367 Uub (576)
368 Uut (577)	369 Uuq (578)	370 Uuh (579)	371 Uus (580)	372 Uuq (581)	373 Uub (582)	374 Uut (583)	375 Uuq (584)
376 Uuh (585)	377 Uus (586)	378 Uuq (587)	379 Uub (588)	380 Uut (589)	381 Uuq (590)	382 Uuh (591)	383 Uus (592)
384 Uus (593)	385 Uuq (594)	386 Uub (595)	387 Uut (596)	388 Uuq (597)	389 Uuh (598)	390 Uus (599)	391 Uub (600)
392 Uut (601)	393 Uuq (602)	394 Uuh (603)	395 Uus (604)	396 Uuq (605)	397 Uub (606)	398 Uut (607)	399 Uuq (608)
400 Uuh (609)	401 Uus (610)	402 Uuq (611)	403 Uub (612)	404 Uut (613)	405 Uuq (614)	406 Uuh (615)	407 Uus (616)
408 Uus (617)	409 Uuq (618)	410 Uub (619)	411 Uut (620)	412 Uuq (621)	413 Uuh (622)	414 Uus (623)	415 Uub (624)
416 Uut (625)	417 Uuq (626)	418 Uuh (627)	419 Uus (628)	420 Uuq (629)	421 Uub (630)	422 Uut (631)	423 Uuq (632)
424 Uuh (633)	425 Uus (634)	426 Uuq (635)	427 Uub (636)	428 Uut (637)	429 Uuq (638)	430 Uuh (639)	431 Uus (640)
432 Uus (641)	433 Uuq (642)	434 Uub (643)	435 Uut (644)	436 Uuq (645)	437 Uuh (646)	438 Uus (647)	439 Uub (648)
440 Uut (649)	441 Uuq (650)	442 Uuh (651)	443 Uus (652)	444 Uuq (653)	445 Uub (654)	446 Uut (655)	447 Uuq (656)
448 Uuh (657)	449 Uus (658)	450 Uuq (659)	451 Uub (660)	452 Uut (661)	453 Uuq (662)	454 Uuh (663)	455 Uus (664)
456 Uus (665)	457 Uuq (666)	458 Uub (667)	459 Uut (668)	460 Uuq (669)	461 Uuh (670)	462 Uus (671)	463 Uub (672)
464 Uut (673)	465 Uuq (674)	466 Uuh (675)	467 Uus (676)	468 Uuq (677)	469 Uub (678)	470 Uut (679)	471 Uuq (680)
472 Uuh (681)	473 Uus (682)	474 Uuq (683)	475 Uub (684)	476 Uut (685)	477 Uuq (686)	478 Uuh (687)	479 Uus (688)
480 Uus (689)	481 Uuq (690)	482 Uub (691)	483 Uut (692)	484 Uuq (693)	485 Uuh (694)	486 Uus (695)	487 Uub (696)
488 Uut (697)	489 Uuq (698)	490 Uuh (699)	491 Uus (700)	492 Uuq (701)	493 Uub (702)	494 Uut (703)	495 Uuq (704)
496 Uuh (705)	497 Uus (706)	498 Uuq (707)	499 Uub (708)	500 Uut (709)	501 Uuq (710)	502 Uuh (711)	503 Uus (712)
504 Uus (713)	505 Uuq (714)	506 Uub (715)	507 Uut (716)	508 Uuq (717)	509 Uuh (718)	510 Uus (719)	511 Uub (720)
512 Uut (721)	513 Uuq (722)	514 Uuh (723)	515 Uus (724)	516 Uuq (725)	517 Uub (726)	518 Uut (727)	519 Uuq (728)
520 Uuh (729)	521 Uus (730)	522 Uuq (731)	523 Uub (732)	524 Uut (733)	525 Uuq (734)	526 Uuh (735)	527 Uus (736)
528 Uus (737)	529 Uuq (738)	530 Uub (739)	531 Uut (740)	532 Uuq (741)	533 Uuh (742)	534 Uus (743)	535 Uub (744)
536 Uut (745)	537 Uuq (746)	538 Uuh (747)	539 Uus (748)	540 Uuq (749)	541 Uub (750)	542 Uut (751)	543 Uuq (752)
544 Uuh (753)	545 Uus (754)	546 Uuq (755)	547 Uub (756)	548 Uut (757)	549 Uuq (758)	550 Uuh (759)	551 Uus (760)
552 Uus (761)	553 Uuq (762)	554 Uub (763)	555 Uut (764)	556 Uuq (765)	557 Uuh (766)	558 Uus (767)	559 Uub (768)
560 Uut (769)	561 Uuq (770)	562 Uuh (771)	563 Uus (772)	564 Uuq (773)	565 Uub (774)	566 Uut (775)	567 Uuq (776)
568 Uuh (777)	569 Uus (778)	570 Uuq (779)	571 Uub (780)	572 Uut (781)	573 Uuq (782)	574 Uuh (783)	575 Uus (784)
576 Uus (785)	577 Uuq (786)	578 Uub (787)	579 Uut (788)	580 Uuq (789)	581 Uuh (790)	582 Uus (791)	583 Uub (792)
584 Uut (793)	585 Uuq (794)	586 Uuh (795)	587 Uus (796)	588 Uuq (797)	589 Uub (798)	590 Uut (799)	591 Uuq (800)
592 Uuh (801)	593 Uus (802)	594 Uuq (803)	595 Uub (804)	596 Uut (805)	597 Uuq (806)	598 Uuh (807)	599 Uus (808)
600 Uus (809)	601 Uuq (810)	602 Uub (811)	603 Uut (812)	604 Uuq (813)	605 Uuh (814)	606 Uus (815)	607 Uub (816)
608 Uut (817)	609 Uuq (818)	610 Uuh (819)	611 Uus (820)	612 Uuq (821)	613 Uub (822)	614 Uut (823)	615 Uuq (824)
616 Uuh (825)	617 Uus (826)	618 Uuq (827)	619 Uub (828)	620 Uut (829)	621 Uuq (830)	622 Uuh (831)	623 Uus (832)
624 Uus (833)	625 Uuq (834)	626 Uub (835)	627 Uut (836)	628 Uuq (837)	629 Uuh (838)	630 Uus (839)	631 Uub (840)
632 Uut (841)	633 Uuq (842)	634 Uuh (843)	635 Uus (844)	636 Uuq (845)	637 Uub (846)	638 Uut (847)	639 Uuq (848)
640 Uuh (849)	641 Uus (850)	642 Uuq (851)	643 Uub (852)	644 Uut (853)	645 Uuq (854)	646 	

MOLE (grammomole, grammoatomo, grammoione)

- Quantità di sostanza che contiene tante particelle quanti sono gli atomi presenti in 12 grammi di carbonio-12
- Viene espressa come numero puro, ovvero numero di moli
- La massa di una mole di particelle, espressa in grammi, è numericamente uguale alla massa di una singola particella espressa in u.m.a.

Il numero di particelle che stanno in una mole sono:

$$N = 6.022 \times 10^{23} \quad \text{- NUMERO DI AVOGADRO}$$

Da ciò deriva che:

- La mole consente di trattare gli atomi, le molecole, gli ioni a gruppi di 6.022×10^{23} e quindi ad operare a livello ponderale alla stessa stregua che con le stesse particelle singole.

$$N = 6.022 \times 10^{23} \quad \text{- NUMERO DI AVOGADRO}$$

Definisce il numero di atomi o molecole o ioni contenuti in una mole (grammoatomo, grammomole o grammoione)

Esso diventa così il fattore di conversione tra grammi e u.m.a.:

$$1 \text{ grammo} = 6.022 \times 10^{23} \text{ u.m.a. (Dalton)}$$

Pertanto,

la massa atomica di un elemento espressa in uma, ha lo stesso valore della massa di una mole di quell'elemento espressa in grammi

Determinazione di **N**

Faraday misurò la quantità di corrente che corrisponde ad una mole di elettroni in 96485 Coulomb.

Millikan misurò la carica di un elettrone in 1.6×10^{-19} Coulomb

$$96485 / (1.6 \times 10^{-19}) = 6.022 \times 10^{23}$$

PESI DI COMBINAZIONE

Gli elementi si combinano tra loro per dare i composti.
Le combinazioni avvengono sempre tra quantità, in peso, ben definite ovvero con ben precisi rapporti ponderali.

Proust (legge delle proporzioni definite):

Le proprietà dei composti sono invariabili come lo è il rapporto dei loro costituenti

Richter (Legge delle proporzioni equivalenti):

Le stesse quantità relative di due elementi che si combinano tra loro si combineranno anche con un terzo elemento

Prendendo come riferimento 1 g di Idrogeno (H) sono stati definiti i **pesi di combinazione** di altri elementi con esso

Es: 1 g di H si combina con 8g di ossigeno per dare acqua

1 g di H " " " 3g di carbonio per dare metano

1 g di H " " " 35.45 g di cloro per dare acido cloridrico

PESI DI COMBINAZIONE

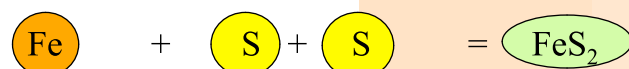
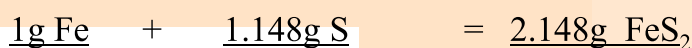
Dalton (Legge delle proporzioni multiple)

Quando due elementi formano più composti, le diverse masse di uno che si combinano con la medesima massa dell'altro sono in un rapporto di numeri piccoli interi.



Rapporto Atomico

1 Fe / 1 S

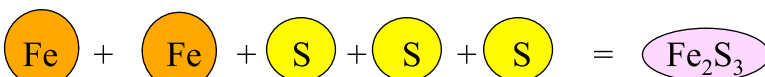


$1.148\text{g} / 0.574\text{g} = 2/1$

1 Fe / 2 S



2 Fe / 1 S



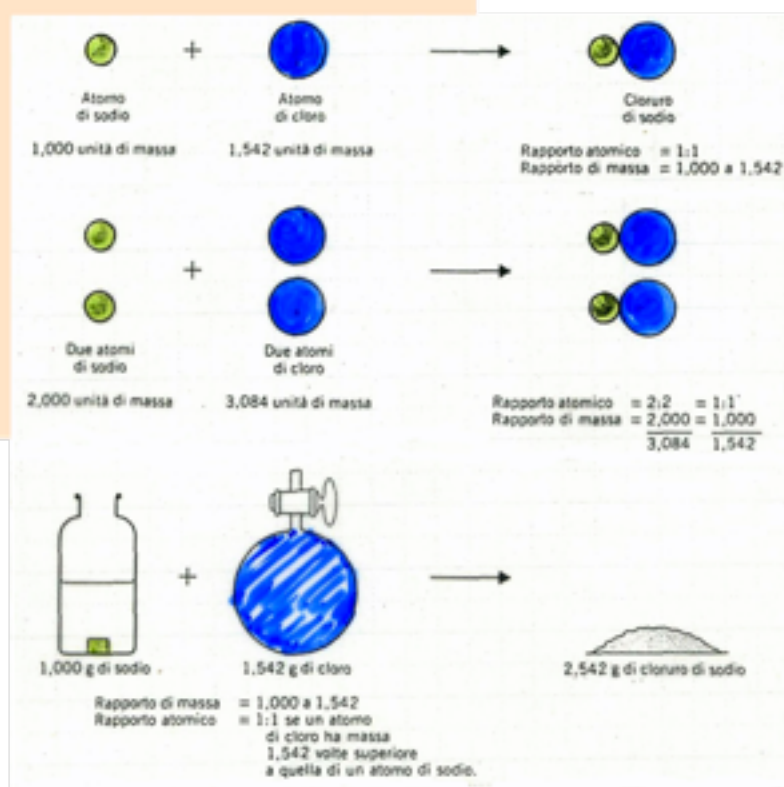
2 Fe / 3 S

Teoria Atomica di DALTON

1. Tutta la Materia è costituita da atomi: particelle indivisibili ed indistruttibili
2. Tutti gli atomi di un dato elemento sono uguali, sia in peso che in proprietà chimiche.
3. Atomi di elementi differenti hanno peso e proprietà chimiche differenti.
4. Atomi di elementi diversi possono combinarsi in numeri interi piccoli dando luogo ai composti.
5. Quando un composto è scisso, gli atomi sono recuperati inalterati e possono formare lo stesso composto o nuovi composti.

Le basi della CHIMICA MODERNA

Ciò che succede a livello di singolo atomo o molecola, succede anche a livello macroscopico con popolazioni (moli) di atomi o molecole



FORMULA CHIMICA

Simbolismi:

TAVOLO

(nome di un oggetto)

$E = mc^2$

(equazione matematica e fisica)

CaCO_3

(Formula Chimica)

La formula chimica denomina una sostanza definendo gli elementi in essa contenuti scritti con il loro simbolo ed il loro rapporto descritto dal numero al piede di ognuno.

Nell'esempio: la sostanza **carbonato di calcio** contiene gli elementi calcio (Ca), carbonio (C) e ossigeno (O) in rapporto 1/1/3.

La formula si chiama più precisamente formula minima e/o formula bruta per distinguerla dalla formula di struttura che definisce anche la posizione spaziale ed i legami tra gli atomi nella molecola.

Formule chimiche

Formule brute o molecolari:

H_2 ,

Idrogeno

H_2O ,

Acqua

NH_3 ,

Ammoniaca

CH_4 ,

Metano

CH_4O (CH_3OH)

Alcol metilico

Formule di struttura:

$\text{H}-\text{H}$, $\text{H}-\text{O}-\text{H}$, $\text{H}-\underset{\text{H}}{\text{N}}-\text{H}$, $\text{H}-\underset{\text{H}}{\overset{\text{H}}{\text{C}}}-\text{H}$, $\text{H}-\underset{\text{O}-\text{H}}{\overset{\text{H}}{\text{C}}}-\text{H}$

$\begin{array}{ccccccc} \text{H} & \text{H} & \text{H} & \text{H} & \text{H} & & \\ | & | & | & | & | & & \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{H} & & (\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3) & & & & \\ | & | & | & | & | & & \\ \text{H} & \text{H} & \text{H} & \text{H} & \text{H} & & \end{array}$

NOMENCLATURA

MASSA MOLECOLARE

Elemento $\longrightarrow$ Atomo $\longrightarrow$ massa atomica

Composto $\longrightarrow$ molecola $\longrightarrow$ massa molecolare

Massa molecolare = somma delle masse atomiche degli elementi nei rapporti che stanno nella formula chimica

Quante moli stanno in una certa massa di sostanza?



50 grammi di sostanza

Una mole di qualsiasi sostanza pesa in grammi quanto la sua massa atomica in u.m.a.

$$\frac{MM_{\text{gr}}}{1 \text{ mole}} = \frac{\text{massa}_{\text{in gr}}}{n_{\text{moli}}}$$

$$n_{\text{moli}} = \frac{\text{massa}_{\text{in gr}}}{MM_{\text{in gr}}}$$

Rapporti Ponderali

all'interno della molecola



MM = 100.09 u.m.a.

Qual'è la percentuale in peso del carbonio nel carbonato di calcio?

$$MA_C / MM_{\text{CaCO}_3} \times 100 = 12 / 100.09 \times 100 \approx 12 \%$$

Ovvero, nel carbonato di calcio il carbonio è presente per il 12 % in peso

REAZIONE CHIMICA - EQUAZIONE CHIMICA



Eguaglianza che dimostra la

CONSERVAZIONE DELLA MASSA

Coefficiente stechiometrico

nella trasformazione chimica

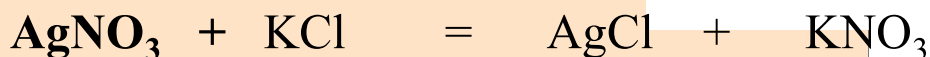
Altro esempio:



Rapporti Ponderali

nella reazione chimica

10g



MM $\text{AgNO}_3 = 169.91$ u.m.a.

$$n \text{ AgNO}_3 = 10\text{g}/169.91\text{g} = 5.9 \times 10^{-2}$$

e si avrà che:

$$n \text{ AgNO}_3 = n \text{ KCl} = n \text{ AgCl} = n \text{ KNO}_3 \quad \text{e quindi:}$$

$$g_{\text{KCl}} = 5.9 \times 10^{-2} \times \text{MM}_{\text{KCl}} = 5.9 \times 10^{-2} \times 74.55 = 4.398$$

$$g_{\text{AgCl}} = 5.9 \times 10^{-2} \times \text{MM}_{\text{AgCl}} = 5.9 \times 10^{-2} \times 143.35 = 8.457$$

$$g_{\text{KNO}_3} = 5.9 \times 10^{-2} \times \text{MM}_{\text{KNO}_3} = 5.9 \times 10^{-2} \times 101.10 = 5.965$$

Nota la quantità in peso di una sostanza (reagente o prodotto) che partecipa ad una reazione chimica bilanciata (ovvero con i relativi coefficienti stechiometrici) è possibile ricavare le quantità relative di tutte le altre sostanze note le loro Masse Molecolari

Numeri di Ossidazione (N.O.)

1. Per gli elementi vale zero (0)
Es. Ferro metallico (Fe), N_2 , O_2 , S_8 etc.
2. Per l'idrogeno (H) nei composti vale +1
eccetto per gli idruri dove vale -1 (NaH)
3. Per l'ossigeno vale -2
eccetto nei perossidi dove vale -1, o in OF_2 dove è +2
4. Per i metalli alcalini nei composti vale +1 e
per gli alcalino-terrosi vale +2.
5. Per alogenuri vale -1.

La somma algebrica dei N.O. in un composto è sempre **zero**
Perché le sostanze in condizioni normali sono sempre neutre.

Se la specie chimica è scritta in forma ionica la somma algebrica dei N.O. è quel numero esplicitato nella carica

IONI

- Cationi (ioni carichi positivamente) o
- Anioni (ioni carichi negativamente)

Sono presenti nei **Sali** (specie con legami di tipo ionico)

Sono presenti come tali in soluzioni con solventi in grado di separare i sali negli ioni che essi contengono.

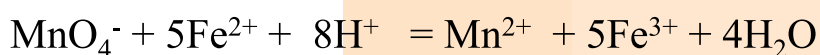
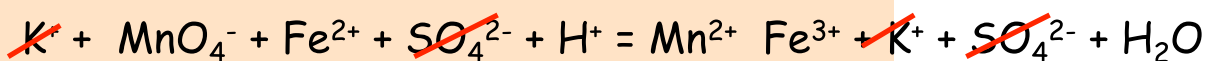
In condizioni normali le soluzioni dei sali non sono mai cariche;
ciò significa che nelle soluzioni il numero di cariche positive derivanti dai cationi sono uguali al numero di cariche negative derivanti dagli anioni.

Le soluzioni sono quindi **Neutre**
come sono neutri i Sali prima della dissoluzione

BILANCIAMENTO delle reazioni ossido riduttive (REDOX)



Forma ionica:



ESERCIZI sulle percentuali degli elementi

Calcolo della formula minima.

Calcolo della composizione percentuale

1. Calcolare la composizione percentuale in K, Cr e O nel bicromato di potassio ($K_2Cr_2O_7$)

$$MM_{K_2Cr_2O_7} = 2 \times 39.1 + 2 \times 52.0 + 7 \times 16 = 294.2$$

$$\%K = 2 \times 39.1 / 294.2 \times 100 = 26.58$$

$$\%Cr = 2 \times 52.0 / 294.2 \times 100 = 35.8$$

$$\%O = 7 \times 16 / 294.2 \times 100 = 37.9$$

2. Inversamente, noto che all'analisi elementare si ha

K = 26.3%, Cr = 35.8% e O = 37.9%

determinare la formula minima della sostanza

$$\%_g / MA_g = n_{\text{moli}} \text{ (in 100 grammi di sostanza)}$$

Quando i rapporti delle moli dei vari elementi sono numeri interi allora
Quei numeri sono i rapporti degli elementi nella formula minima

3. 0.185g di un composto danno per completa combustione
0.440g di CO_2 e 0.225g di acqua. Calcolare la formula minima.



Soluzione:

$$n_{CO_2} = 0.440 / 44 = 0.01 = n_C$$

$$n_{H_2O} = 0.225 / 18.016 = 0.0124 = \frac{1}{2} n_H \quad n_H = 2 \times 0.0124 = 0.0248$$

$$\%C = 0.01 \times 12 / 0.185 \times 100 = 64.864 \quad +$$

$$\%H = 0.0248 \times 1.008 / 0.185 \times 100 = 13.512$$

$$\hline 78.376$$

$$100 - 78.376 = 21.624 = \%O$$

allora sarà $C_xH_yO_z$

$$x = 64.864 / 12 = 5.405 \quad 5.405 / 1.35 = 4$$

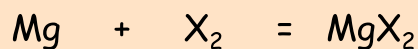
$$y = 13.512 / 1.008 = 13.40 \quad 13.40 / 1.35 = 10$$

$$z = 21.624 / 16 = 1.35 \quad = 1.35 / 1.35 = 1$$



MM 74.08

4. 6g di Magnesio (Mg) sono fatti reagire con un alogeno X. Il prodotto ottenuto viene fatto reagire con una soluzione di AgNO_3 e si ottengono 116g di AgX . Di quale alogeno si tratta?



$$6/24.30 = 0.246 = n\text{Mg} = \frac{1}{2} n\text{AgX}$$

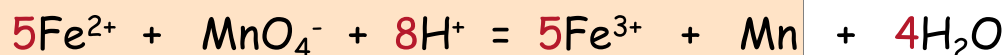
$$n\text{AgX} = 2 \times 0.246 = 0.492$$

$$116/0.492 = 234.91 = \text{MMagX}$$

$$\text{MMX} = 234.91 - 107.86 = 127.05$$

$$\text{X} = \text{I} \text{ (Iodio)}$$

5. Calcolare i grammi di $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ necessari per la riduzione di una quantità di KMnO_4 tale da contenere 0.25 g di Mn



$$n\text{Mn} = 0.25/\text{MA}_{\text{Mn}}(54.94) = 4.55 \cdot 10^{-3} = n\text{MnO}_4^-$$

$$n\text{Fe}^{2+} = 5 n\text{MnO}_4^- = 2.275 \cdot 10^{-2}$$

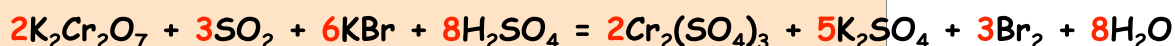
$$g_{\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}} = 2.275 \cdot 10^{-2} \times \text{MM}_{\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}} = 6.3$$

Bilanciamenti di reazioni

- Il solfato stannoso viene ossidato dal permanganato di potassio in ambiente acido di acido solforico, a solfato stannico. Dalla reazione si formano anche solfato manganoso, solfato di potassio ed acqua. Scrivere la reazione con gli opportuni coefficienti.



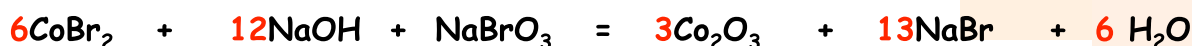
- Bilanciare la reazione:



- Il bicromato di potassio reagisce con l'acido solforoso in acido solforico per produrre solfato di potassio solfato di cromo(III) ed acqua. Scrivere e bilanciare la reazione.

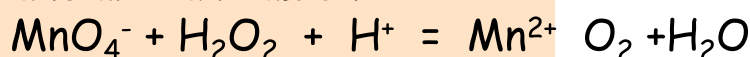


- Bilanciare la reazione:



Esercizi sui rapporti ponderali

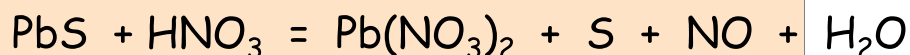
1. Bilanciare la reazione



e calcolare quanti grammi di KMnO_4 vengono consumati per ottenere 5 g di ossigeno.

2. 3g di PbS vengono trattati con 2g di acido nitrico.

Bilanciare la reazione



e calcolare quanti grammi di zolfo si otterranno.

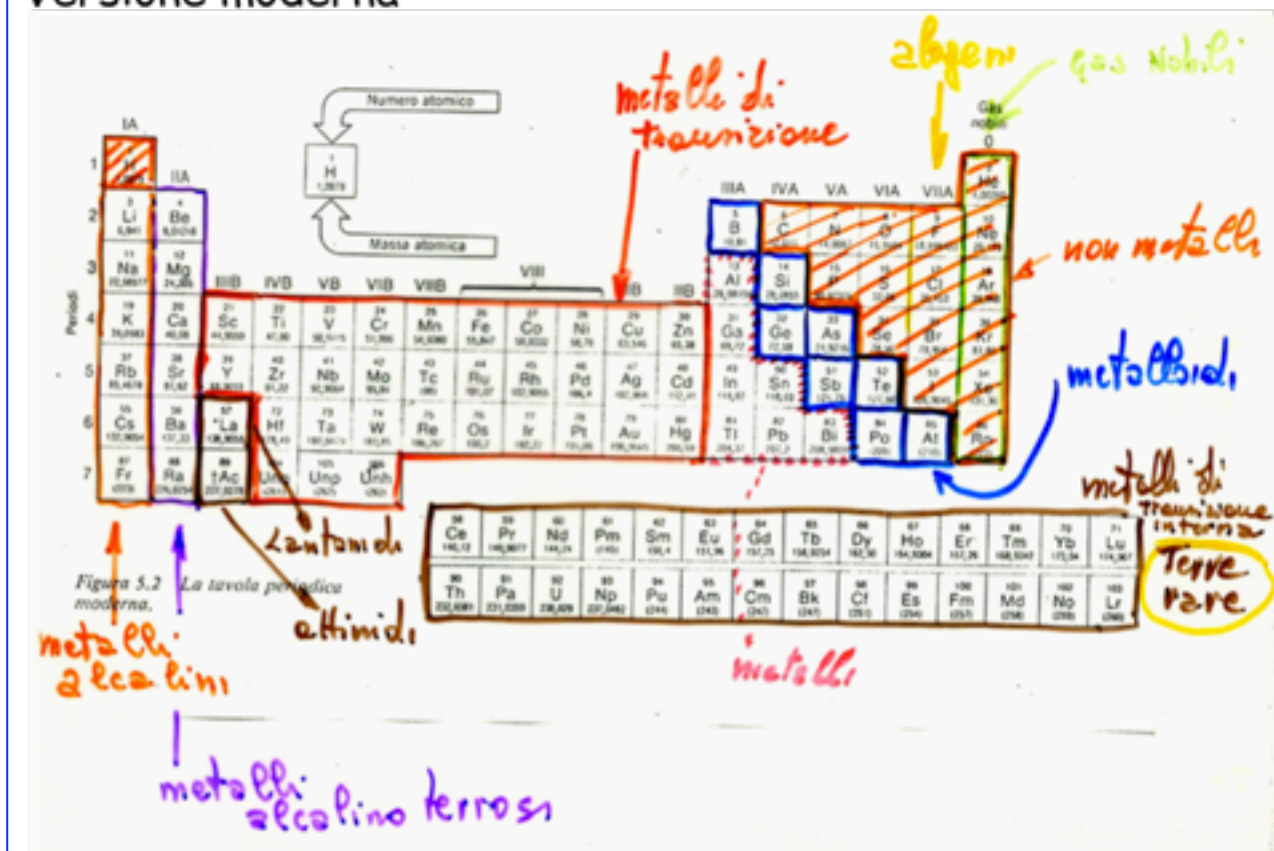
3. Facendo reagire 5g di KMnO_4 con 10g di FeSO_4 , in ambiente acido, quanti grammi di MnSO_4 e di $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ si ottengono?

4. Una quantità non nota di Na_2CO_3 viene trattata con eccesso di H_2SO_4 . L'anidride carbonica che si sviluppa viene fatta gorgogliare in una soluzione di Ba(OH)_2 con ottenimento di 0.218g di BaCO_3 .

Quanti grammi di Na_2CO_3 sono stati impiegati?

Tavola periodica degli elementi

Versione moderna



Concentrazione delle soluzioni

Soluzione

Solvente (liquido) (in quantità molto maggiore)

Soluto (liquido, solido, gas)

Modi di misura della concentrazione:

1. Percentuale in massa

$$\text{massa}_{\text{solute}} / \text{massa}_{\text{soluzione}} \times 100 = \% \text{ in massa}$$

Poiché $d = m/V$ (g/mL) si può trasformare questo modo di definire la concentrazione nell'altra $M = n/V$

$$\text{massa} = n_{\text{moli}} \times MM$$

$$\% \text{ massa} = n_{\text{solute}} \times MM \text{ in } 100 \text{ g}$$

$$d \times V(1\text{mL}) = \text{massa in } 1\text{mL} \quad (\% \text{ massa} / 100) \times d \times V = g_{\text{solute}} \text{ in } 1\text{mL}$$

$$(\% \text{ massa} / 100) \times d \times V / MM = n_{\text{solute}} \text{ in } 1 \text{ mL}$$

$$(\% \text{ massa} / 100) \times d \times 1000 / MM = M \text{ (Molarità, } n_{\text{moli}} / \text{Litro)}$$

Concentrazione delle soluzioni

2. Molarità

numero di moli per unità di volume (in litri)

$$M = n_{\text{moli}} / \text{volume di soluzione} = \frac{\text{massa}}{\text{Massa Mol.}} / V_{\text{sol}}$$

3. Molalità

$$m = n_{\text{moli}} / \text{massa di solvente (in kg)}$$

4. Normalità

$$N = n_{\text{eq}} / \text{volume di soluzione (in litri)}$$

L'equivalente è quella parte di molecola che fornisce o acquista una **particella (protone, elettrone, etc.)** nella reazione che si considera.

E quindi $n_{\text{eq}} = \text{numero di moli di parti di molecole che scambiano una particella}$. $n_{\text{eq}} = n_{\text{moli}} \times v$ dove $v = \text{numero di particelle scambiate}$

ME = massa della parte di molecola che scambia una particella

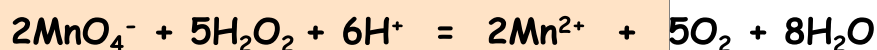
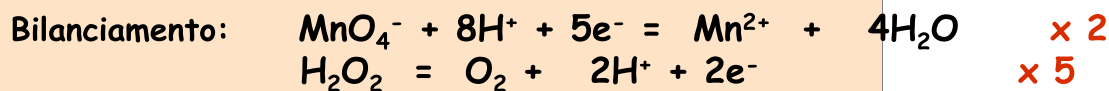
$$ME = MM/v$$

Esempio

Bilanciare la reazione



calcolare quanti mL di una soluzione 0.1 N di MnO_4^- bisogna usare per ottenere 5 g di ossigeno da questa reazione (gli altri reattivi sono in eccesso!)



$$n_{\text{O}_2} = 5/32 = 0.156 \quad n_{\text{eqO}_2} = 0.156 \times 2 = 0.312 = n_{\text{eqMnO}_4^-}$$

$$N = n/V \quad \text{da cui} \quad V = n/N = 0.312/0.1 = 3.120 \text{ L} = 3120 \text{ mL}$$

Altra soluzione:

$$n_{\text{O}_2} = 5/32 = 0.156 \quad n_{\text{MnO}_4^-} = 2/5 n_{\text{O}_2} = 2/5 \times 0.156 = 0.0624$$

$$n_{\text{eqMnO}_4^-} = 0.0624 \times 5 = 0.312$$

$$V = n/N = 0.312/0.1 = 3.120 \text{ L} = 3120 \text{ mL}$$

Diluizioni

Numero di moli $n_{\text{moli}} = \text{Molarità} \times \text{volume (litri)}$

- Se si diluisce una soluzione con il solvente, si varia il volume e non il n_{moli}

Se 1 indica i valori prima della diluizione e 2 quelli dopo, sarà:

$$M_1 \times V_1 = M_2 \times V_2$$

- Se si mescolano volumi diversi di soluzioni (a e b) a concentrazione diversa della stessa sostanza, bisogna sempre sommare il numero di moli e metterli nel volume totale:

$$n_a + n_b = n_{\text{tot}} \quad \text{e} \quad V_a + V_b = V_{\text{tot}}$$

$$M_a V_a + M_b V_b = M_{\text{tot}} \times V_{\text{tot}} \quad M_{\text{tot}} \text{ deve essere intermedia tra le due soluzioni}$$

Regola della croce:

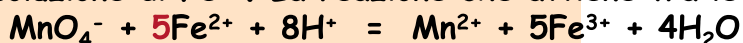
se $M_a > M_b$

$$\begin{array}{ccc} M_a & & M_{\text{tot}} - M_b \\ & \diagdown & \diagup \\ & M_{\text{tot}} & \\ & \diagup & \diagdown \\ M_b & & M_a - M_{\text{tot}} \end{array}$$

$$\frac{V_a}{V_b} = \frac{M_{\text{tot}} - M_b}{M_a - M_{\text{tot}}}$$

Esempio

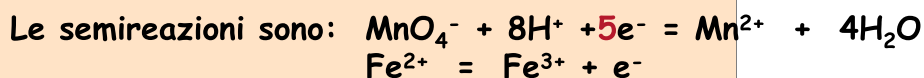
100 mL di una soluzione 0.1N di MnO_4^- sono utilizzati per titolare 50 mL di una soluzione di Fe^{2+} . La reazione che avviene tra le due sostanze è



Qual'è la concentrazione molare di MnO_4^- ?

Calcolare la concentrazione di Fe^{2+} nella soluzione sia in Normalità che in Molarità.

Risposta:



quindi per MnO_4^- $v = 5$ e $M = N/5 = 2 \times 10^{-2}$

Al punto equivalente

$$n_{\text{eq}} \text{MnO}_4^- = n_{\text{eq}} \text{Fe}^{2+} = 10^{-2} \quad N_{\text{Fe}^{2+}} = 10^{-2}/0.05 = 0.2 = M \quad \text{perché per } \text{Fe}^{2+}/\text{Fe}^{3+} \quad v = 1$$

Se si utilizza invece la reazione bilanciata si avrà:

$$n_{\text{MnO}_4^-} = 2 \times 10^{-2} \times 0.1 = 2 \times 10^{-3} \quad \text{e} \quad n_{\text{Fe}^{2+}} = 5 \times 2 \times 10^{-3} = 10^{-2}$$

$$M = 10^{-2}/0.05 = 0.2$$