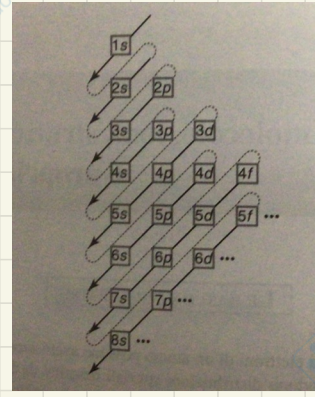
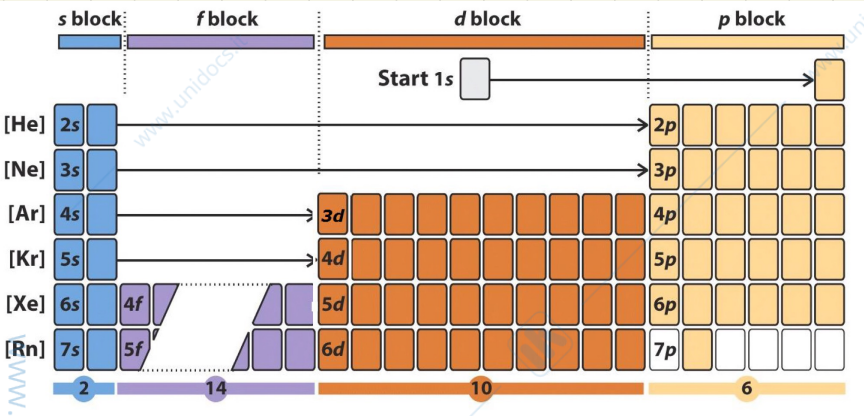


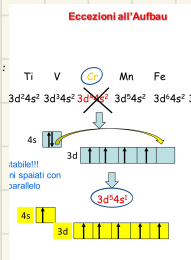
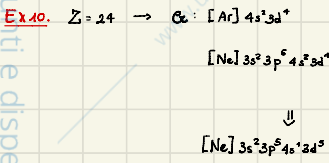
Esercizi di Chimica

Struttura Atomica & Proprietà Periodiche



- Ex 1.**
- a. $n=2, l=2, m=0 \rightarrow$ impossibile $l=2$ con $n=2$
 - b. $n=3, l=-1, m=0 \rightarrow$ impossibile $l=0$
 - c. $n=4, l=3, m=-2 \rightarrow$ ok $\rightarrow 4f$
 - d. $n=2, l=1, m=-1 \rightarrow$ ok $\rightarrow 2p$

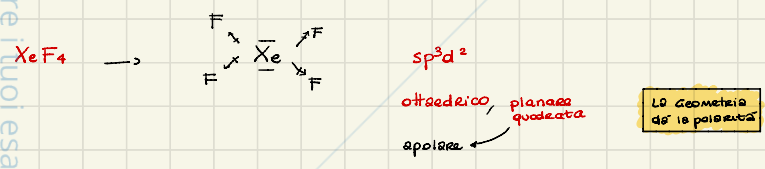
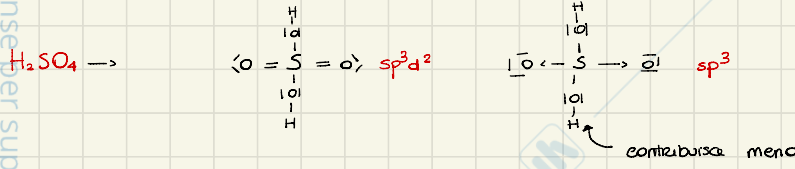
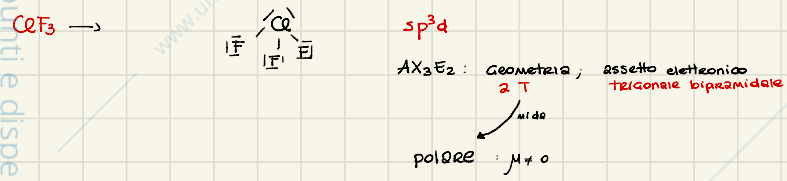
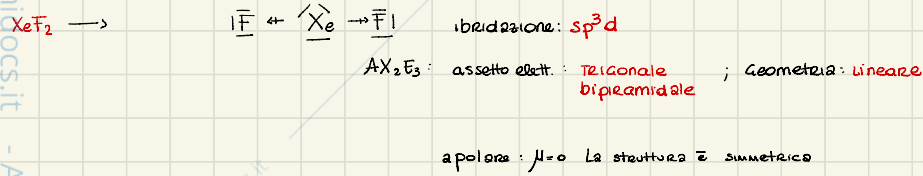
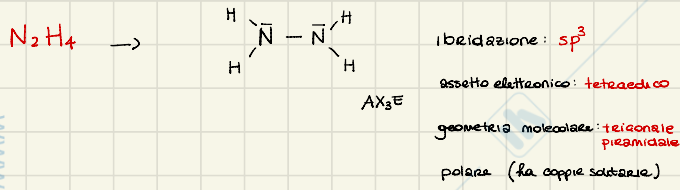
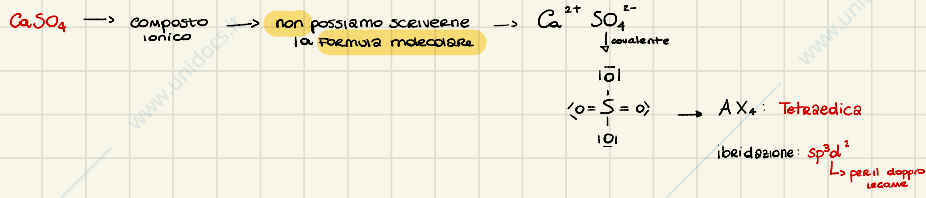
- Ex 2.**
- a. $3d^7$? NO
 - b. $3s^3$? SI
 - c. $3p^7$? SI
 - d. $3d^2$? NO
 - e. $3s^2$? SI
 - f. $3p^3$? SI
- Ex 3.**
- a. $3d^6$? SI
 - b. $3d^7$? NO
 - c. $3s^2$? SI
 - d. $3d^4$? NO
 - e. $3d^3$? SI
 - f. $3p^7$? SI

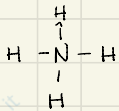


- Ex 11.**
- a. Hg^{2+} perdete $2e$; $[Xe] 4f^{14} 5d^{10}$
 - b. Rb^+ perdete $1e$; $[Kr] 4d^5$
 - c. Cl^- acquistare $1e$; $[Ne] 3s^2 3p^5$
 - d. Ni^{2+} cedete $2e$; $[Ar] 3d^8$

- Ex 12.**
- a. O^{2-} : $[Ne] = 1s^2 2s^2 2p^6$
 - b. Mg^{2+} : $[Ne] = 1s^2 2s^2 2p^6$

Formule di Lewis, polarizzazione, Geometria molecolare e ibridazione





sp^3

AX_4 : tetraedica

polare = ha cioè una carica

Ibridazione:

sp → ci lasciano 2 orbitali p liberi per triplo legame

sp^2 → ci lasciano 1 orbitale p libero per doppio legame

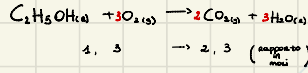
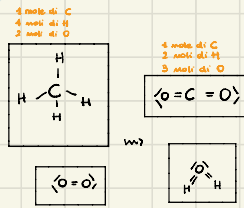
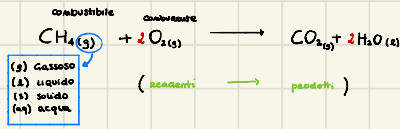
Stechiometria (calcolo chimica)

1. bilanciamento: dare gli opportuni coefficienti stechiometrici → rapporto in moli

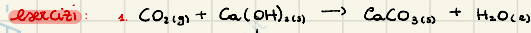
2. calcolo delle moli: $n(\text{mol}) = \frac{\text{massa}}{M(\text{g/mol})}$

3. individuare il **reagente limitante**

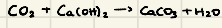
→ **Combustione:**



Posso stabilire coefficienti stechiometrici non interi? **Si**



- 1) inizio
- 2) variazione
- 3) fine



1) 88 g di CO_2 → M di $\text{Ca}(\text{OH})_2$?

$n_{\text{CO}_2} = \frac{88\text{g}}{44\text{g/mol}} = 2\text{ mol} \rightarrow 1:1 \rightarrow n_{\text{Ca}(\text{OH})_2} = 2\text{ mol} \rightarrow M = n \cdot M_r = 2\text{ mol} \cdot 74\text{g/mol} = 148\text{g}$

2) m_{CaCO_3} ? $M_{\text{H}_2\text{O}}$?

$M_{\text{CaCO}_3} = n \cdot M_r = 2\text{ mol} \cdot 100\text{g/mol} = 200\text{g}$
 $M_{\text{H}_2\text{O}} = n \cdot M_r = 2\text{ mol} \cdot 18\text{g/mol} = 36\text{g}$

→ $88\text{g} + 148\text{g} = 200\text{g} + 36\text{g}$

OME?

3. individuare il **reagente limitante**:



1) 300g 900g $M_{\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3} = ?$

$n_{\text{Al}(\text{OH})_3} = \frac{m}{M_r} = \frac{300\text{g}}{78\text{g/mol}} = 3,85\text{ mol}$ (NON di interezza il valore dei coefficienti)

$n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{m}{M_r} = \frac{900\text{g}}{98\text{g/mol}} = 9,18\text{ mol}$

reagente limitante: $2:3 = 3,85 : x \rightarrow x = 5,78\text{ mol}$, ma ce n'è abbiamo 9,18 mol → l'esplicito è in diretto stechiometrico rispetto all'esplicito di Al

$2:3 = x : 9,18 \rightarrow x = 5,44\text{ mol} > n_{\text{Al}(\text{OH})_3} \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3$ reagente limitante

$(-3,85 - 5,78 \rightarrow + 8,95 + 3,35)$

$M(\text{g/mol})$

$\text{Al}(\text{OH})_3$	78
H_2SO_4	98
$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$	342
H_2O	18

$n_{\text{MgSO}_4} \Rightarrow$ valori del esecutore / rapporto
 $2:1 = 3,85 : n \rightarrow n = \frac{3,85}{2} = 1,93$

3:1 = 3,98 : n
 valore da confrontare con
 il più effettivamente minore

$n_{\text{MgSO}_4} = n \cdot M = \frac{1}{2} \cdot 3,85 \text{ mol} \cdot 594 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 698 \text{ g}$

massa H_2SO_4 in eccesso? $m = n_{\text{ecc}} \cdot M = (8,16 - 5,78) \text{ mol} \cdot 98 \text{ g/mol} = 238 \text{ g}$

moli e massa H_2O ? $n \rightarrow 2:6 = 3,85 : n \rightarrow n = 3 \cdot 3,85 \text{ mol}$

$m_{\text{H}_2\text{O}} = n \cdot M = 3 \cdot 3,85 \text{ mol} \cdot 18 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 208 \text{ g}$

principio di conservazione della massa
 $300 \text{ g} + 800 \text{ g} = 233 \text{ g} + 658 \text{ g} + 208 \text{ g}$
 la massa che non ha reagito

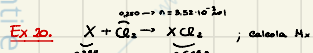
EX 15. $n_{\text{M}} \rightarrow 65,0\% \text{ H} + 25,5\% \text{ O}_2 + 9,5\% \text{ C}$

$m = 32 \text{ kg}$ / atomi H? - atomi C?

$\rightarrow n_{\text{H}} = \frac{32 \text{ kg} \cdot 65}{1000} = 46,8 \text{ kg} \rightarrow n = \frac{46,8 \cdot 10^3 \text{ g}}{1,008 \text{ g/mol}} = 46,8 \cdot 10^3 \text{ mol} \rightarrow \text{atomi} = 1,8 \cdot 10^{28}$

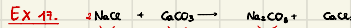
$\rightarrow n_{\text{C}} = \frac{32 \text{ kg} \cdot 9,5}{1000} = 6,84 \text{ kg} \rightarrow n = \frac{6,84 \cdot 10^3 \text{ g}}{12,01 \text{ g/mol}} = 5,7 \cdot 10^2 \text{ mol} \rightarrow \text{atomi} = 3,4 \cdot 10^{26}$

$n_{\text{O}_2} = \frac{32 \cdot 25,5}{1000} = 49,6 \text{ kg} \rightarrow n = \frac{49,6 \cdot 10^3 \text{ g}}{32 \text{ g/mol}} = 1,55 \cdot 10^3 \text{ mol}$



$m_{\text{Cl}_2} \text{ in } X = 0,645 \text{ g} - 0,355 \text{ g} = 0,290 \text{ g}$

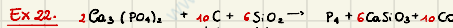
$n_{\text{Cl}_2} = \frac{0,290 \text{ g}}{71 \text{ g/mol}} = 4,08 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \rightarrow n_{\text{Cl}} = 8,16 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$
 $n_{\text{X}} = \frac{0,645 \text{ g}}{M_{\text{X}}} = 8,16 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \rightarrow M_{\text{X}} = 79,1 \text{ g/mol}$
 X = Calcio



$n_{\text{CaCO}_3} = \frac{3,8 \cdot 10^3 \text{ g}}{100 \text{ g/mol}} = 38 \cdot 10^2 \text{ mol}$

$\text{NaCl} \rightarrow 2:1 \text{ x} : 38 \cdot 10^2 \text{ mol} \rightarrow x = n = 76 \cdot 10^2 \text{ mol} \rightarrow m_{\text{NaCl}} = n \cdot M = 2,28 \cdot 10^4 \text{ g} = 22,8 \text{ t}$

$\text{CaCO}_3 \rightarrow 1:1 \text{ x} : 38 \cdot 10^2 \text{ mol} \rightarrow x = n = 38 \cdot 10^2 \text{ mol} \rightarrow m_{\text{CaCO}_3} = n \cdot M = 3,8 \text{ t}$



$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \rightarrow n = \frac{233 \cdot 10^3 \text{ g}}{310 \text{ g/mol}} = 752 \text{ mol} \rightarrow 350 \text{ mol} \rightarrow 350 = 150 \text{ mol}$

$\text{C} \rightarrow n = \frac{48 \cdot 10^3 \text{ g}}{12 \text{ g/mol}} = 4000 \text{ mol} \rightarrow 4000 \text{ mol} \rightarrow 4000 = 4000 \text{ mol}$ *esecutore uguale*

$\text{SiO}_2 \rightarrow n = \frac{240 \cdot 10^3 \text{ g}}{60 \text{ g/mol}} = 4000 \text{ mol} \rightarrow 4000 = 4000 \text{ mol}$

$10:1 = 4000 : x \rightarrow x = 400 \text{ mol} \rightarrow x = n_{\text{P}_4} = \frac{60}{34} \rightarrow m_{\text{P}_4} = n \cdot M = 45600 \text{ g} = 45,6 \text{ kg}$

www.unidocs.it Appunti e dispense per superare i tuoi esami universitari


www.unidocs.it - Appunti e dispense per superare i tuoi esami universitari

$n_{\text{ottenibili teoricamente di } CO_2} \rightarrow 5:4 = 3,25 : n \rightarrow n = \frac{3,25}{5} = 0,65 \text{ mol}$

 $n_{\text{ottenibili teoricamente di CO}} \rightarrow 5:4 = 3,25 : n \rightarrow n = 0,83 \text{ mol}$

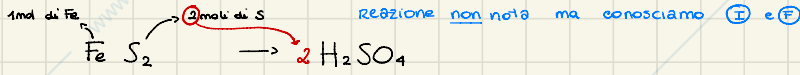
- l) 3,23 mol 7,81 mol / /
- v) -3,23 mol -1,33 mol + 0,67 mol + 0,83 mol Teoricamente ottenibili
- r) / 6,48 mol

$n_{\text{ottenute di } CO_2} = \frac{32,59}{78,5 \text{ g/mol}} = 0,51 \text{ mol} \rightarrow \eta\% = \frac{0,51 \text{ mol}}{0,67 \text{ mol}} \cdot 100 = 76,0\%$


NOTA BENE: conosciuta la resa della reazione, possiamo conoscere le moli dei reagenti che hanno reagito sperimentalmente moltiplicando per il valore della resa.

Purezza del Reagente: quantità effettiva di una sostanza all'interno di un campione

Ex. Calcolare la massa di H_2SO_4 che può essere teoricamente prodotta da 1000kg di FeS_2 pura al 70% in massa



Se resa al 100% → $n_{H_2SO_4} = 2 \cdot n_{FeS_2}$

$M_{FeS_2 \text{ pura}} = 1000kg \cdot 0,700 = 700kg$

$n = \frac{700kg}{120kg/kmol} = 5,83kmol$

$n_{H_2SO_4} = 2 \cdot 5,83kmol \rightarrow m = 2 \cdot 5,83kmol \cdot 98,0kg/kmol = 1143kg$

Composizione percentuale

Ex: $M = 400g/mol \rightarrow Fe\ 28\% \quad S\ 24\% \quad O\ 48\%$

1° $n_{Fe} = \frac{28}{56} = 0,5mol$

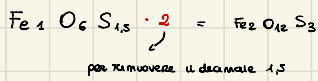
$n_S = \frac{24}{32} = 0,75mol$

$n_O = \frac{48}{16} = 3mol$

2° Calcoliamo il rapporto tra le altre e mol mn

$\rightarrow \frac{n_O}{n_{Fe}} = \frac{3}{0,5} = 6$

$\rightarrow \frac{n_S}{n_{Fe}} = \frac{0,75}{0,5} = 1,5$



4° $M_{Fe_2O_{12}S_3} = 400g/mol \rightarrow$ se fosse minore → 5° $\frac{M_{data}}{M_{reali}} = N \rightarrow N \cdot Fe_2O_{12}S_3$

esempio

Calcolare la formula chimica del composto di massa molare 400 g/mol, in cui gli elementi costituenti sono presenti nella seguente composizione percentuale: Fe = 28%; S = 24%; O = 48%.

Il composto avrà una formula del tipo: $\text{Fe}_x\text{S}_y\text{O}_z$ e si tratterà quindi di un sale a struttura. Dai dati a disposizione si devono ricavare gli indici stechiometrici che mostrano quante moli di atomi di ciascun elemento partecipano alla formazione del composto.

Sappiamo che 1 mol del composto ha massa 400 g. Ora, se su 100 g di composto 28 g sono ferro, su 400 g di composto ci saranno 112 g di ferro. Infatti:

$$100 : 28 = 400 : x \text{ da cui: } x = 112 \text{ g}$$

Similmente per lo zolfo:

$$100 : 24 = 400 : y \text{ da cui: } y = 96 \text{ g}$$

e per l'ossigeno:

$$100 : 48 = 400 : z \text{ da cui: } z = 192 \text{ g}$$

La massa molare del ferro è 55,8 g/mol: 112 rappresenta circa la massa di 2 mol di atomi.

La massa molare dello zolfo è 32,06 g/mol: 96 rappresenta circa la massa di 3 mol di atomi.

La massa molare dell'ossigeno è 16 g/mol: 192 rappresenta $192 : 16 = 12$ mol di atomi. La formula del composto sarà quindi $\text{Fe}_2\text{S}_3\text{O}_{12}$ o meglio $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$.

Principio di Avogadro: Volumi eguali di gas ideali nelle stesse condizioni di T e P

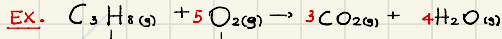
SOLO NEI GAS

contengono lo stesso numero di moli



Risultato: **Legge di combinazione dei volumi:** In una reazione chimica coinvolgente gas

ideali, rapporto fra le moli = rapporto fra i volumi



i)	50L	$V_0 = \frac{2}{350L}$	/	/
	$V_0 = \frac{5}{1} \rightarrow$	$V_0 = 5 \cdot 50L$		
v)	-30L	-250	(3 · 50) + 150	(4 · 50) + 200
f)	/	/	150L	200L

L'aria è una miscela gassosa, costituita da: N_2, O_2, Ar, CO_2

Composizione media in V: 80% N_2 + 20% O_2

nell'EX. precedente, era necessario $V_{aria} = 5 \cdot V_0 = 150L$
(20% O_2 - $V_{O_2} = 30L$)

www.unidocs.it - Appunti e dispense per superare i tuoi esami universitari

www.unidocs.it - Appunti e dispense per superare i tuoi esami universitari

Frazione Molare (X_i , chi) da calcolare su ciascun componente della reazione

$$X_i = \frac{n_i}{n_{\text{tot}}} = \frac{\# \text{ mol. parziali}}{\# \text{ mol. totali}}$$

Ex. $\text{Ar}_2\text{O} \rightarrow X_{\text{Ar}} = \frac{1}{5} \wedge X_{\text{O}} = \frac{4}{5}$

www.unidocs.it - Appunti e dispense per superare i tuoi esami universitari

www.unidocs.it - Appunti e dispense per superare i tuoi esami universitari

Gas e Miscela Gassose:

Gas ideali: a bassa pressione ($P \leq 1 \text{ atm}$)

ad alta temperatura ($T > T_{\text{liquefazione}}$)

$$\frac{V_{\text{praticale}}}{V_{\text{teorica}}} \ll 1$$

$E_{\text{tot}} = \text{Energia Interna (E)} = E_{\text{cinetica}} + E_{\text{potenziale d'interazione}}$



$E_{\text{tot}} = E_{\text{cinetica}}$

$L > \text{mol}$ → si comportano indipendentemente gli uni dagli altri

Importante

→ Equazione di stato dei gas ideali

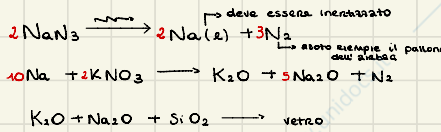
$P \times V = n \times R \times T$

	sistema pratico	S.I.
P	atm = 101325 Pa	N/m ² (Pa)
V	L	m ³ = 1000 L
n	mol	mol
T	K = °C + 273,15	K
costante universale dei gas (R)	0,0821 L·atm / mol·K	8,314 J/mol·K

Ex 1. NaN_3 : nitruro di sodio

KNO_3 : nitrato di potassio

SiO_2 : silice



130g NaN_3 sono innescati da una scarica elettrica, calcolare il volume di N_2 prodotto, misurato a 750 bar e 18°C, considerando solo la prima reazione

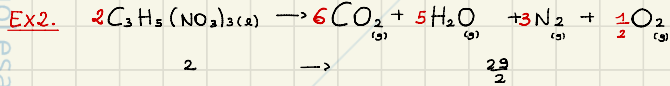
→ 100%.

$1 \text{ atm} = 760 \text{ bar}$

$$n_{\text{NaN}_3} = \frac{130 \text{ g}}{65,0 \text{ g/mol}} = 2,00 \text{ mol}$$

$$n_{\text{N}_2} = 3,00 \text{ mol}$$

$$V_{\text{N}_2} = \frac{3,00 \text{ mol} \times R \times 291 \text{ K}}{750 \text{ bar} / 760 \text{ bar/atm}} = 72,6 \text{ L}$$



100g di Nitrocellulosa, contenuti in una capsula del volume = 10L, calcolare P al momento dell'esplosione, alle $T = 603 \text{ K}$

$$n_{\text{C}_3\text{H}_5(\text{NO}_2)_3} = \frac{100 \text{ g}}{227 \text{ g/mol}} = 0,441 \text{ mol} \xrightarrow{445} 2: \frac{29}{2} = 0,441: n_{\text{gas}} \rightarrow n_{\text{gas}} = 3,20 \text{ mol}$$

$$P \times V = n \times R \times T \rightarrow P_{\text{boom}} = 15,7 \text{ atm}$$

Legge di Dalton: miscela di GAS IDEALI

Per un gas i -esimo della miscela, si definisce **pressione parziale** (p_i), la pressione che esso eserciterebbe se fosse da solo in quel volume e quella temperatura

$$p_i = \frac{n_i \times R \times T}{V}$$

$$p_{tot} = \frac{n_{tot} \times R \times T}{V}$$

$$\frac{p_i}{p_{tot}} = \frac{n_i}{n_{tot}} = X$$

$$p_i = p_{tot} \times X$$

$$p_{tot} = \sum_i p_i$$

... continuando l'esercizio ...

$$p_{CO_2} = p_{tot} X_{CO_2} = 16,7 \text{ atm} \cdot \frac{6 \text{ mol}}{29/2 \text{ mol}} = 6,91 \text{ atm}$$

$$p_{O_2} = p_{tot} X_{O_2} = 16,7 \text{ atm} \cdot \frac{1/2 \text{ mol}}{29/2 \text{ mol}}$$

Analisi centesimale (su 100g)

minimo rapporto tra atomi

esatto numero di atomi del composto

EX1.

esempi

Formaldeide
acido acetico
glucosio

FORMULA minima

CH₂O
CH₂O
C₆H₁₂O₆

FORMULA molecolare

CH₂O
CH₃COOH
C₆H₁₂O₆

... passaggio da minima a molecolare ...

IMPORTANTE

EX. Determinare la formula chimica dell'idrocarburo

Idrocarburo: C_xH_y → analisi centesimale: C 82,7% H 17,3%

$$1. n_C = \frac{82,7 \text{ g}}{12,0 \text{ g/mol}} = 6,89 \text{ mol}; \quad n_H = \frac{17,3 \text{ g}}{1,0 \text{ g/mol}} = 17,3 \text{ mol}$$

$$2. \frac{n_{\text{più grandi}}}{n_{\text{più piccolo}}} = \frac{17,3 \text{ mol}}{6,89 \text{ mol}} = 2,50 \rightarrow C_1H_{2,5} \times 2 \rightarrow C_2H_5 : \text{FORMULA minima}$$

un'altra analisi ha evidenziato che la densità del vapore dell'idrocarburo è $\bar{d} = 0,241 \text{ g/L}$

a $P = 0,099 \text{ atm}$ e $T = 18^\circ\text{C}$.

$$P \times V = n \times R \times T \rightarrow P \times V = \frac{m}{M} \times R \times T \rightarrow P = \frac{d}{M} \times R \times T$$

M incognita

$$M = \frac{d \times R \times T}{P} = 57,6 \text{ g/mol}$$

FORMULA molecolare: multiplo intero (n) della formula min

$$n \times C_2H_5 = C_xH_y$$

$$n \times \frac{29,04 \text{ g/mol}}{29,04 \text{ g/mol}} = \frac{57,6 \text{ g/mol}}{29,04 \text{ g/mol}} = 2 \rightarrow C_4H_{10}$$

nota bene: Se dai calcoli uscisse Fe₁O_{1,3}; quale sarebbe la formula minima? Fe₃O_{1,3} = Fe₃O₄

III ossidi del ferro: FeO, Fe₂O₃, Fe₃O₄ (magnetite)

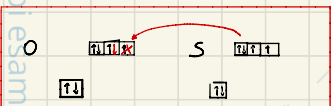
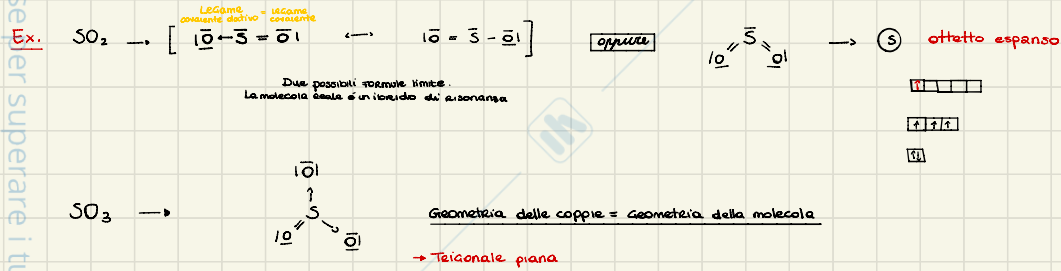
Formule di Struttura : • Lewis

- 1) riconoscimento dell'atomo centrale → **ATTENZIONE**: MAI H e F
 RARAMENTE O → H₂O, H₂O₂, OF₂, H₃O⁺
- 2) Guardare la stechiometria (atomo centrale = atomo che fa più legami)
- 3) atomo centrale → minore elettronegatività

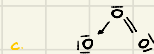
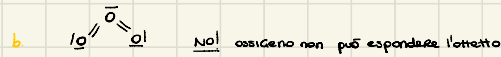
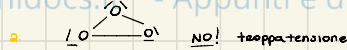
- 2) Connessione degli atomi tramite $\frac{e}{\cdot}$ di valenza;
- 3) cercando di formare il numero massimo di legami (→ minor energia), anche con ibridazione
 ⇒ tendenza a completare il livello esterno

Geometria delle coppie : influenzata dalle coppie di legame e di non legame (dal numero)

Geometria della molecola : influenzata da coppie di elettroni liberi

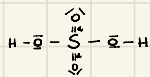


O₃ → Come si disegnano?

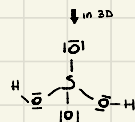
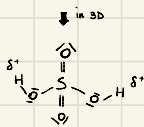
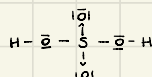


H₂SO₄ → Come si disegnano gli acidi?

2. H non è legato all'atomo centrale
↓
tetraedico

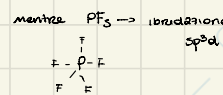


oppure

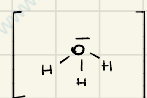


Tetraedica

gli orbitali d non partecipano all'ibridazione
ibridazione sp³



H₃O⁺



Carica delocalizzata

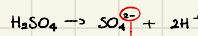
Tetraedica, piramidale

CaSO₄ → separiamo il catione dall'anione

Ca²⁺

SO₄²⁻

disegniamo l'anione



Le cariche negative si trovano sull'O, poiché si è allontanato H

Conviene scrivere lo ione tra parentesi → carica delocalizzata

