

# Chimica

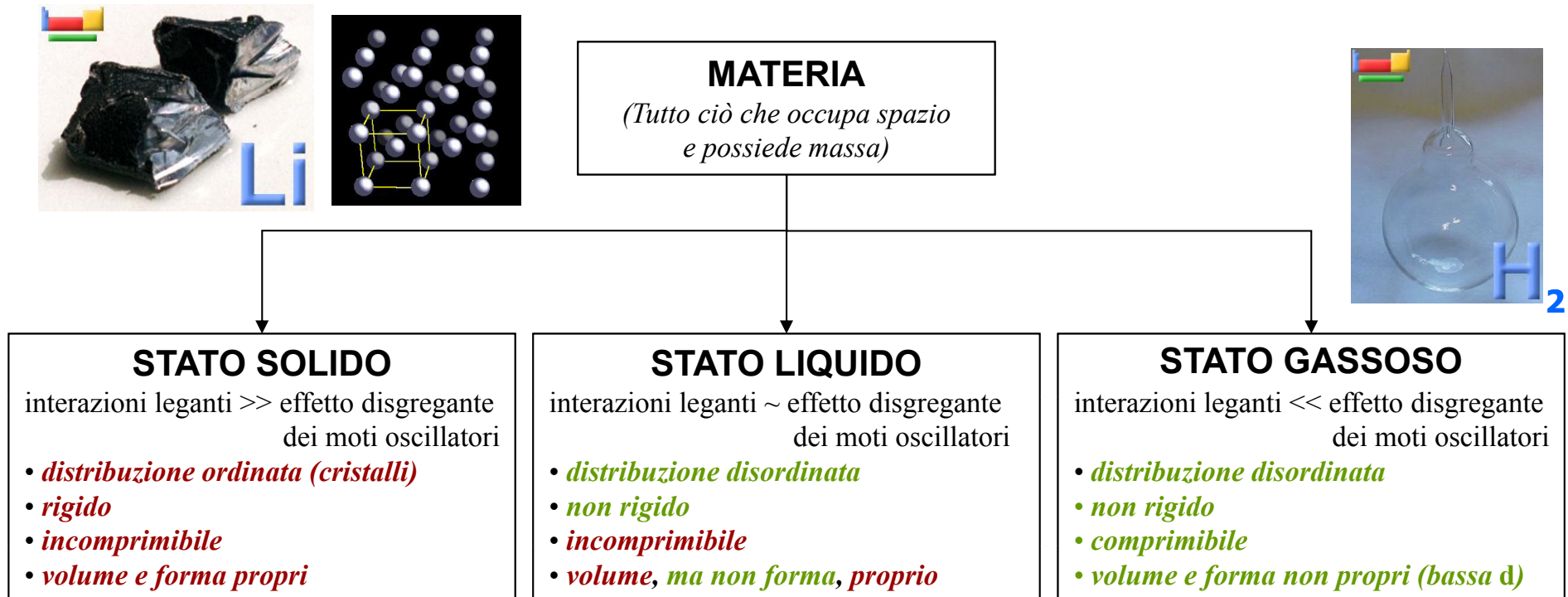
# 6 CFU

Corso di Laurea in Ingegneria Edile (A.A. 2013/2014)

## Lezioni 1-2

- Stati di aggregazione della materia
- Trasformazioni di stato
- Sistemi omogenei ed eterogenei. Fasi di un sistema
- Natura atomica della materia.
- Determinazione dei pesi atomici e pesi molecolari
- U.m.a. Peso atomico. Grammo atomo. Numero di Avogadro.
- Peso molecolare. Grammo molecola. Mole.
- Formule minime. Formule molecolari. Formule di struttura
- **Esercitazione**

# Stati di aggregazione della materia

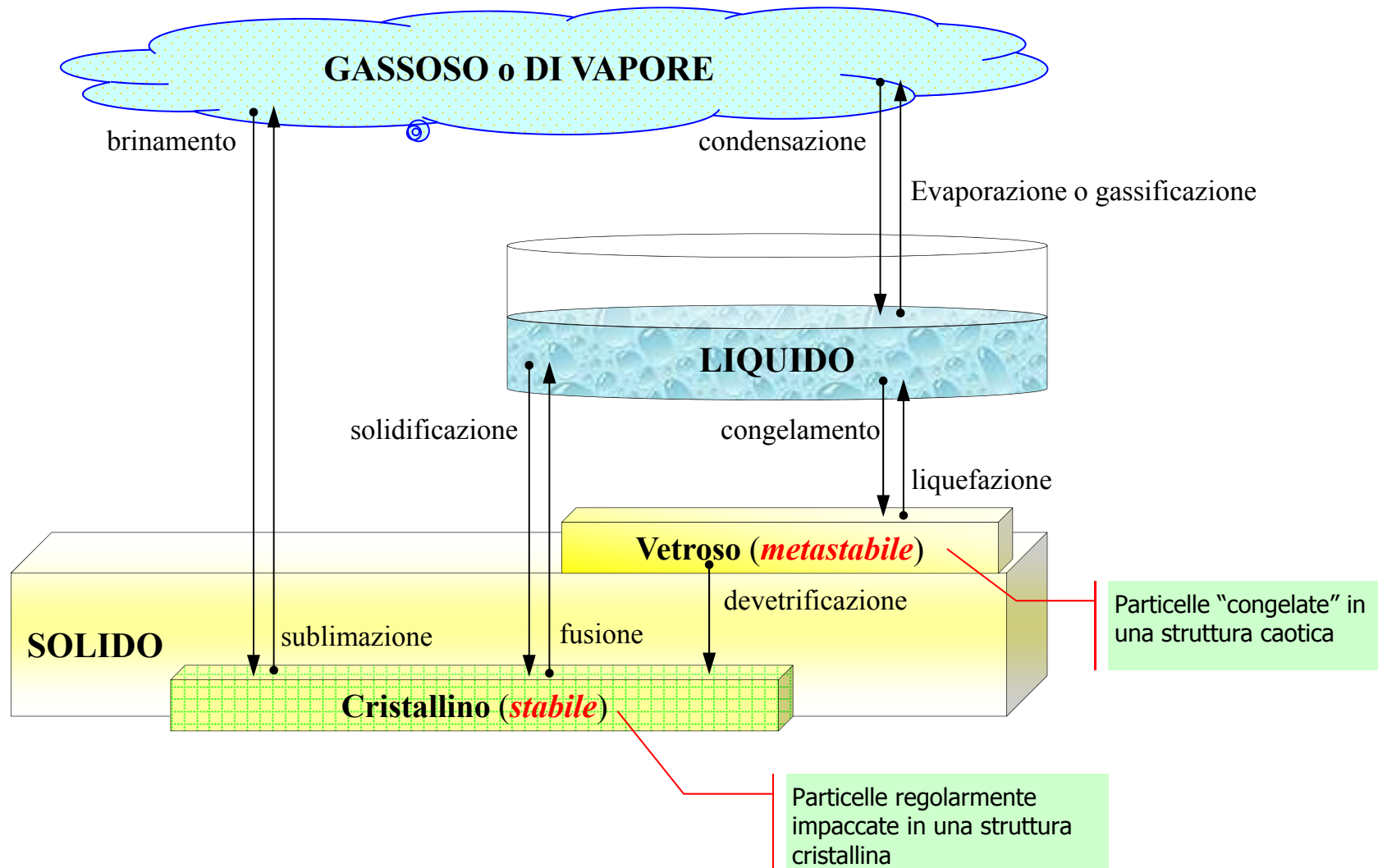


La stessa sostanza può presentarsi nei tre diversi stati di aggregazione, in funzione della sua temperatura e pressione

✓ Condizioni standard (P = 1 atm, t = 25 °C)

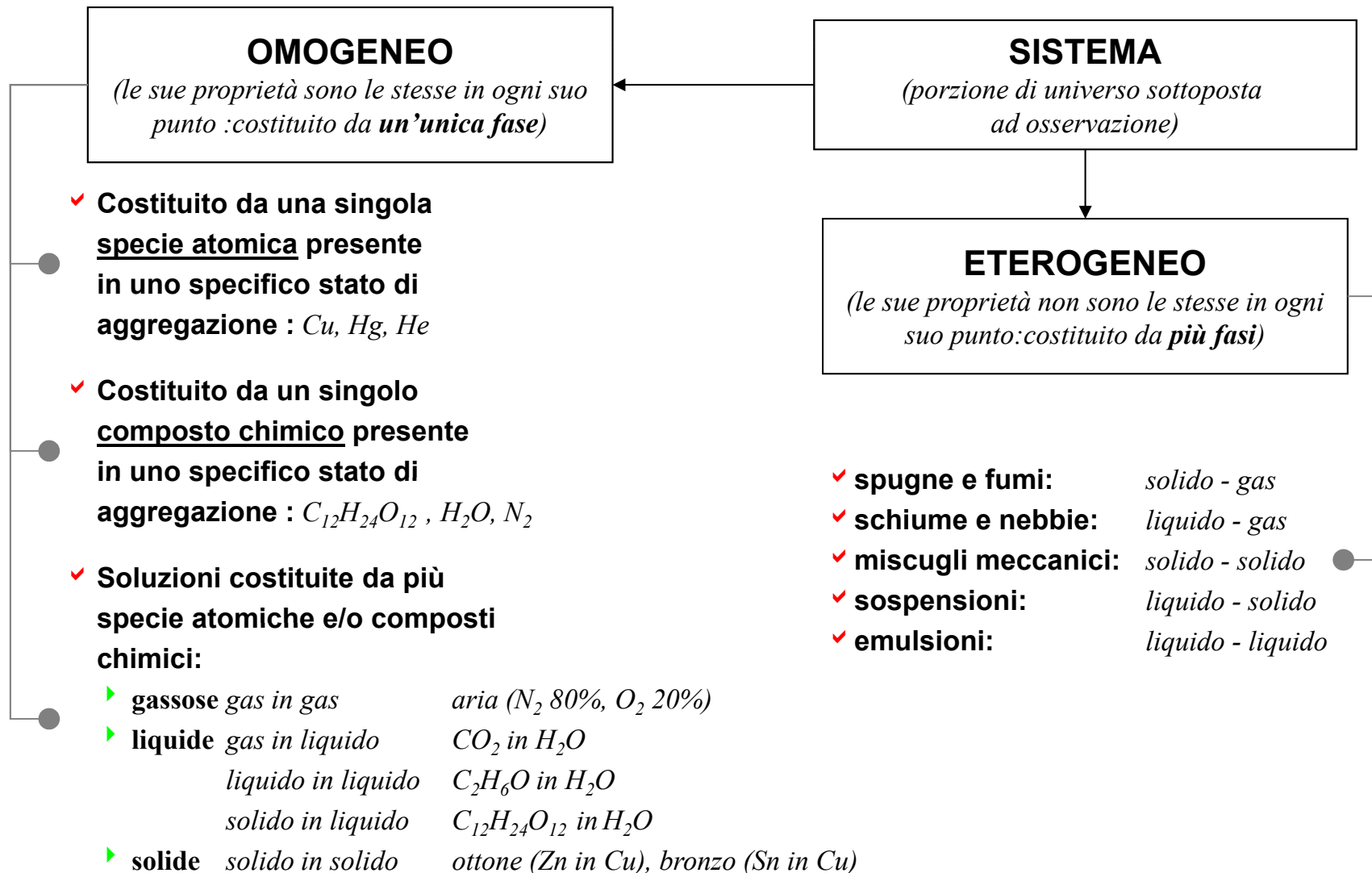
✓ Condizioni normali (P = 1 atm, t = 0 °C)

# Trasformazioni di stato



# Sistemi omogenei ed eterogenei

## Fasi di un sistema



# Le grandezze che caratterizzano un sistema possono essere:

## **ESTENSIVE**

*(dipendono dall'estensione del sistema.*

*Es.: lunghezza, massa, tempo, volume, quantità di calore che interviene in una reazione chimica, etc.)*

## **INTENSIVE**

*(non dipendono dall'estensione del sistema.  
Es.: densità, temperatura di fusione, viscosità, indice di rifrazione, etc.)*

*Le grandezze estensive possono essere rese intensive riferendone il valore ad una determinata quantità di sostanza*

# Natura atomica della materia

**ELEMENTO:**

Sostanza costituita da atomi tutti UGUALI.

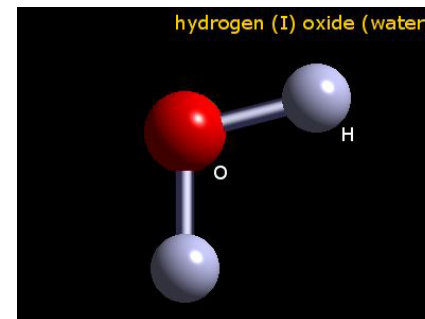
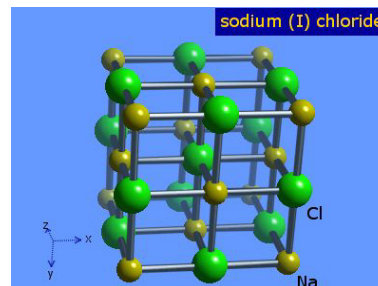
Es.: Na, Cl<sub>2</sub>, S<sub>8</sub>



**COMPOSTO:**

Sostanza che contiene atomi DIVERSI.

Un composto può essere scisso, con mezzi chimici, in sostanze elementari (Es.: cloruro di sodio, acqua)



# Natura atomica della materia

## ■ Leggi fondamentali della chimica

- Legge della conservazione delle masse  
*(A.L. Lavoisier)*

- Legge delle proporzioni definite  
*(Proust)*

- Legge delle proporzioni multiple  
*(J.J. Dalton)*

- Legge delle proporzioni multiple in volume  
*(Gay-Lussac)*

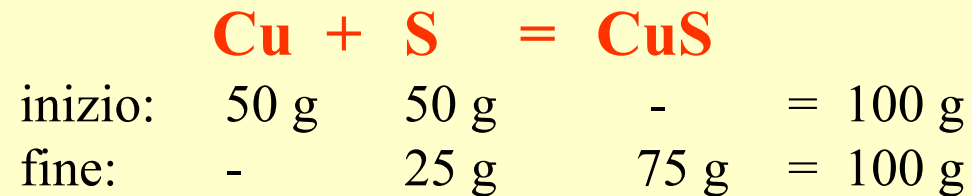
- Legge di Avogadro  
*(A. Avogadro)*

# Legge della conservazione delle masse

A.L. Lavoisier (1743-1794)

*“in ogni reazione chimica la massa totale dei reagenti è uguale alla massa totale dei prodotti della reazione”*

*Esempio:*





# Legge delle proporzioni definite

Proust (1754-1826)

*“in un dato composto gli elementi costituenti sono sempre presenti in rapporti ponderali costanti, indipendentemente dall’origine o dal modo di preparazione del composto stesso”*

## *Esempio:*

in 100 g di  $\text{H}_2\text{O}$ , ci sono  
11,1 g di **H** e 88,9 g di **O**

**indipendentemente** dal fatto che l’acqua sia stata ottenuta da reazione fra idrogeno e ossigeno, sia stata comprata da una qualsiasi fonte o sia stata distillata da qualunque mare (lago, fiume, etc..)

## *Esempio:*

L’anidride carbonica  $\text{CO}_2$  è costituita per il:

**27,3%** in peso di **carbonio**

**72,7%** in peso di **ossigeno**

indipendentemente dal fatto che sia di origine vulcanica, biologica, industriale, etc.

# Legge delle proporzioni multiple

J.J. Dalton (1776-1844)

*“quando due elementi entrano a far parte di diversi composti, le quantità in peso dell’elemento che si combina con una quantità costante dell’altro stanno tra loro in rapporti semplici, definiti da numeri interi piccoli”*

<u>Composti</u>	<u>Elementi</u>				
	a) N	a) O	b) N	c) O	
<b>N<sub>2</sub>O</b>	63,6	36,4	14	8	1 x 8
<b>NO</b>	46,7	53,3	14	16	2 x 8
<b>N<sub>2</sub>O<sub>3</sub></b>	36,8	63,2	14	24	3 x 8
<b>NO<sub>2</sub></b>	30,4	69,6	14	32	4 x 8
<b>N<sub>2</sub>O<sub>5</sub></b>	25,9	74,1	14	40	5 x 8

a) grammi di azoto e ossigeno contenuti in 100 g di ciascun composto

b) quantità fissa in grammi di azoto

c) quantità in grammi di ossigeno che reagisce con la quantità fissa di azoto

# Legge delle proporzioni multiple in volume

Gay-Lussac (1778-1850)

*“quando due gas reagiscono tra di loro, il rapporto tra i loro volumi misurati nelle stesse condizioni di temperatura e pressione è definito da numeri interi piccoli...”*

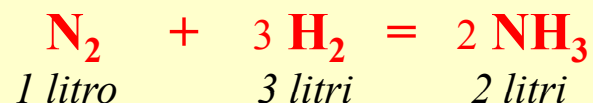
*“...se il prodotto della reazione è anch'esso un gas, il rapporto tra il suo volume e quello di ciascuna delle specie gassose reagenti è ancora definito da numeri interi piccoli”*

Composti

Elementi

	a) N <sub>2</sub>	a) O <sub>2</sub>	b) N <sub>2</sub>	c) O <sub>2</sub>
N <sub>2</sub> O	2	1	2	1
NO	1	1	2	2
N <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	2	3	2	3
NO <sub>2</sub>	1	2	2	4
N <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	2	5	2	5

**Esempio:**



$$\text{N}_2/\text{H}_2 = 1/3; \text{N}_2/\text{NH}_3 = 1/2; \text{H}_2/\text{NH}_3 = 3/2$$

**a)** volumi di N<sub>2</sub> e O<sub>2</sub> che reagiscono per formare i vari composti

**b)** volume fisso di N<sub>2</sub>  
**c)** volume di O<sub>2</sub> che reagisce con il volume fisso di N<sub>2</sub>

# Legge di Avogadro

A. Avogadro (1776-1856)

*“volumi uguali di gas diversi, misurati nelle stesse condizioni di temperatura e pressione, contengono un uguale numero di particelle (molecole)”*

**idrogeno** + **cloro** = **cloruro di idrogeno**  
1 vol                      1 vol                      2 vol

**[idrogeno =  $H_2$                       e                      cloro =  $Cl_2$ ]**

$n$  molec. di  $H_2$  (1 vol) +  $n$  molec. di  $Cl_2$  (1 vol) =  $2n$  molec. di HCl (2 vol)

**$H_2$  +  $Cl_2$  = 2 HCl**

H (1 vol) + Cl (1 vol) = HCl (1 vol)

$H_4$  (1 vol) +  $Cl_2$  (1 vol) = 2  $H_2Cl$  (2 vol)

$H_4$  (1 vol) +  $Cl_6$  (1 vol) = 2  $H_2Cl_3$  (2 vol)

(tutte le reazioni condotte tra l'idrogeno (o il cloro) e altre sostanze non avevano mai recato alla formazione di più di due volumi di sostanza gassosa contenente idrogeno (o cloro) per ogni volume di idrogeno (o cloro) reagito)

# Legge di Avogadro

A. Avogadro (1776-1856)

*“volumi uguali di gas diversi, misurati nelle stesse condizioni di temperatura e pressione, contengono un uguale numero di molecole”*

**idrogeno** + **ossigeno** = **acqua**  
2 vol                      1 vol                      2 vol

**[idrogeno =  $H_2$                       e                      ossigeno =  $O_2$ ]**

$2n$  molec. di  $H_2$  (1 vol) +  $n$  molec. di  $O_2$  (1 vol) =  $2n$  molec. di  $H_2O$  (2 vol)

**$2 H_2$                       +                       $O_2$                       =                       $2 H_2O$**

$H_2$  (2 vol)                      +                       $O_2$  (1 vol)                      =                       $2 H_2O$  (2 vol)

$H_2$  (2 vol)                      +                       $O_8$  (1 vol)                      =                       $2 H_2O_4$  (2 vol)

(tutte le reazioni condotte tra l'ossigeno e altre sostanze non avevano **mai** recato alla formazione di più di due volumi di sostanza gassosa contenente ossigeno per ogni volume di ossigeno reagito)

# Legge di Avogadro

A. Avogadro (1776-1856)

*“volumi uguali di gas diversi, misurati nelle stesse condizioni di temperatura e pressione, contengono un uguale numero di molecole”*

**idrogeno** + **azoto** = **ammoniaca**  
3 vol                      1 vol                      2 vol

[**idrogeno** =  $H_2$                       e                      **azoto** =  $N_2$ ]

$3n$  molec. di  $H_2$  (1 vol) +  $n$  molec. di  $N_2$  (1 vol) =  $2n$  molec. di  $NH_3$  (2 vol)

**$3 H_2$**  +  **$N_2$**  =  **$2 NH_3$**

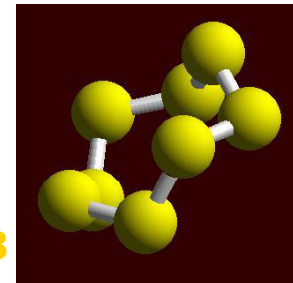
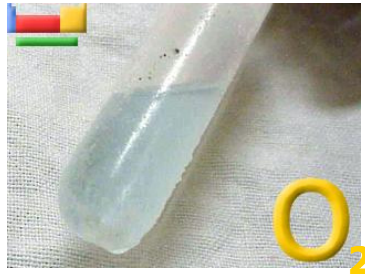
$H_2$  (3 vol) +  $N_2$  (1 vol) =  $2 NH_3$  (2 vol)

$H_2$  (3 vol) +  $N_4$  (1 vol) =  $2 N_2H_3$  (2 vol)

(tutte le reazioni condotte tra l'azoto e altre sostanze non avevano **mai** recato alla formazione di più di due volumi di sostanza gassosa contenente azoto per ogni volume di azoto reagito)

Alcuni elementi possono esistere sotto forma di molecole discrete

Fra essi:



L'atomo è costituito da :protoni  
neutroni  
elettroni

## Dimensioni atomiche

✓ <b>massa atomo</b>	$1.673 \cdot 10^{-24} \text{ (H)} \div 250 \times 1.673 \cdot 10^{-24} \text{ g}$
✓ <b>raggio atomo</b>	$0.5 \cdot 10^{-8} \div 3 \cdot 10^{-8} \text{ cm}$
✓ <b>massa elettrone</b>	1/1836 della massa del protone
✓ <b>raggio elettrone</b>	$2.8 \cdot 10^{-13} \text{ cm} (2.8 \cdot 10^{-5} \text{ \AA})$
✓ <b>raggio protone</b>	$10^{-12} \text{ cm} (10^{-4} \text{ \AA})$
✓ <b>carica elettrone</b>	$e^- = -1.602 \cdot 10^{-19} \text{ coulomb}$



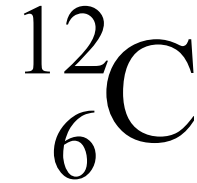
# Grandezze che caratterizzano gli elementi:

## ✓ NUMERO ATOMICO Z

Indica il numero di protoni nel nucleo  
Si scrive in basso a sinistra del simbolo

## ✓ NUMERO DI MASSA A

È la somma del numero dei protoni e di quello di neutroni  
Si scrive in alto a sinistra del simbolo



## ISOTOPI

atomi aventi lo stesso numero di protoni (Z) ma diverso numero di neutroni



# Unità di massa atomica. Peso atomico. Grammo atomo. Numero di Avogadro.

✓ **u.m.a.** (*unità di massa atomica*)  $\Rightarrow$  **1/12 della massa di  ${}^{12}_6\text{C}$**  =  $1.6605 \cdot 10^{-24}$  g

✓ **peso atomico relativo**  $\Rightarrow$   ${}^{12}_6\text{C} = 12$  u.m.a.;  $\text{C} = 12.011$  u.m.a.  $\left\{ \begin{array}{l} {}^{12}_6\text{C} = 98.89 \% \\ {}^{13}_6\text{C} = 1.11 \% \end{array} \right.$

✓ **peso atomico assoluto**  $\Rightarrow$   ${}^{12}_6\text{C} = 12$  u.m.a.  $\times 1.6605 \cdot 10^{-24}$  (g/u.m.a.)  
 $\text{C} = 12.011$  u.m.a.  $\times 1.6605 \cdot 10^{-24}$  (g/u.m.a.)  
 $\text{W} = 183.85$  (u.m.a.)  $\times 1.6605 \cdot 10^{-24}$  (g/u.m.a.)

✓ **grammo atomo**  $\Rightarrow$  *“quantità in grammi pari al peso atomico relativo”*

1 grammo atomo  ${}^{12}_6\text{C} = 12$  g       $12 \text{ (g)} / [12 \text{ (u.m.a.)} \times 1.6605 \cdot 10^{-24} \text{ (g/uma)}] = 1 / 1.6605 \cdot 10^{-24} = n^\circ_{\text{atomi}}$   
 1 grammo atomo  $\text{C} = 12.011$  g       $12.011 \text{ (g)} / [12.011 \text{ (uma)} \times 1.6605 \cdot 10^{-24} \text{ (g/uma)}] = 1 / 1.6605 \cdot 10^{-24} = n^\circ_{\text{atomi}}$   
 1 grammo atomo  $\text{W} = 183.85$  g       $183.85 \text{ (g)} / [183.85 \text{ (uma)} \times 1.6605 \cdot 10^{-24} \text{ (g/uma)}] = 1 / 1.6605 \cdot 10^{-24} = n^\circ_{\text{atomi}}$

$1 / 1.6605 \cdot 10^{-24} = N_A$  (*numero di Avogadro*) =  $6.022 \cdot 10^{23}$

# Peso molecolare. Grammo molecola. Mole.

✓ **peso molecolare (peso formula)**  $\Rightarrow$  *“somma dei pesi atomici”*

✓ **grammo molecola**  $\Rightarrow$  *“quantità in grammi pari al peso molecolare”*

1 grammo molecola  $\text{CO}_2 = (12 + 16 + 16) = 44 \text{ g}$

1 grammo molecola  $\text{NH}_3 = (14 + 1 + 1 + 1) = 17 \text{ g}$

✓ **mole**  $\Rightarrow$  *“quantità di sostanza che contiene un numero di particelle pari ad un numero di Avogadro  $N_A$ ”*

$$\mathbf{n} \text{ (mol)} = \mathbf{m} \text{ (g)} / \mathbf{M} \text{ (g/mol)}$$

## Percentuale in peso di elementi nei composti

$$\%_w \text{ di A in } A_x B_y = \frac{x \cdot A}{A_x B_y} \cdot 100$$

Calcolare il rapporto ponderale tra gli elementi e la percentuale in peso di ciascuno di essi nel solfato di alluminio  $Al_2(SO_4)_3$ .

# Formule minime. Formule molecolari. Formule di struttura

✓ **formula minima**  $\Rightarrow$  “indica, con numeri interi più piccoli possibili, i rapporti con cui gli atomi si legano tra loro in un composto”



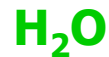
acqua



acetilene

benzene

✓ **formula molecolare**  $\Rightarrow$  “indica l'esatto numero di atomi che si legano tra loro in un composto”



acqua



acetilene



benzene

✓ **formula di struttura**  $\Rightarrow$  “indica le posizioni steriche relative degli atomi che si legano tra loro in un composto”

