

# Lezione 5

## 4.4

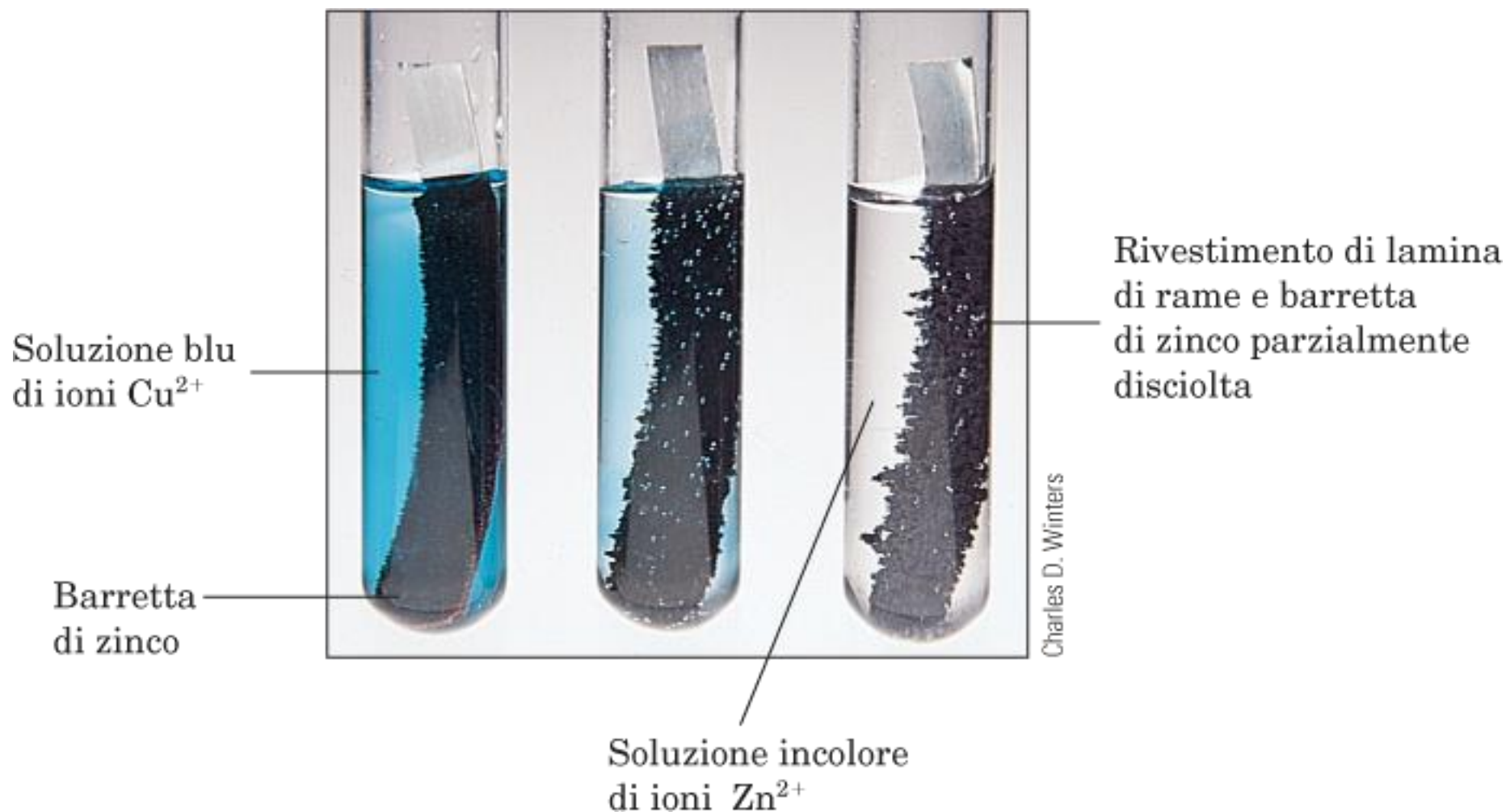
- Cosa sono l'ossidazione e la riduzione

L' **ossidazione** consiste nella perdita di elettroni,  
La **riduzione** consiste in un guadagno di elettroni.

In una **reazione di ossido-riduzione** (spesso chiamata **reazione redox**) i due processi avvengono contemporaneamente

Gli elettroni si trasferiscono da un atomo ad un altro.







Scomponendo i due processi:



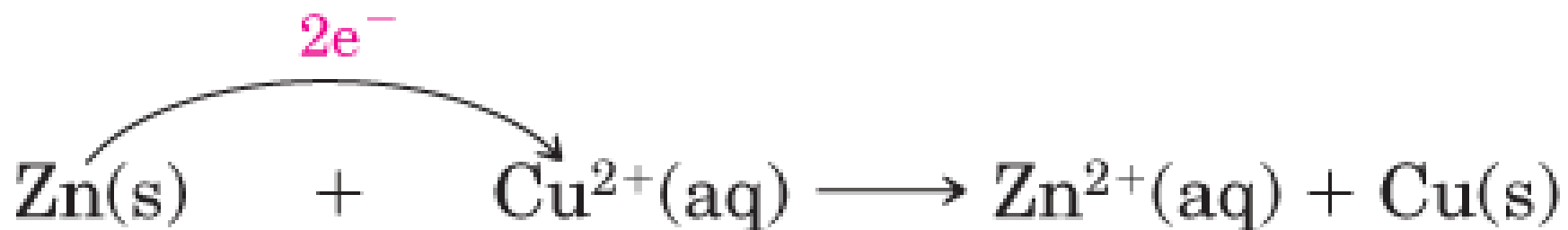
Lo zinco si ossida  
(Agente riducente)



$\text{Cu}^{2+}$  Il rame si riduce  
(Agente ossidante)



Visione globale



Lo zinco  
si ossida

Il rame  
si riduce

---

Lo zinco è  
l'agente riducente

---

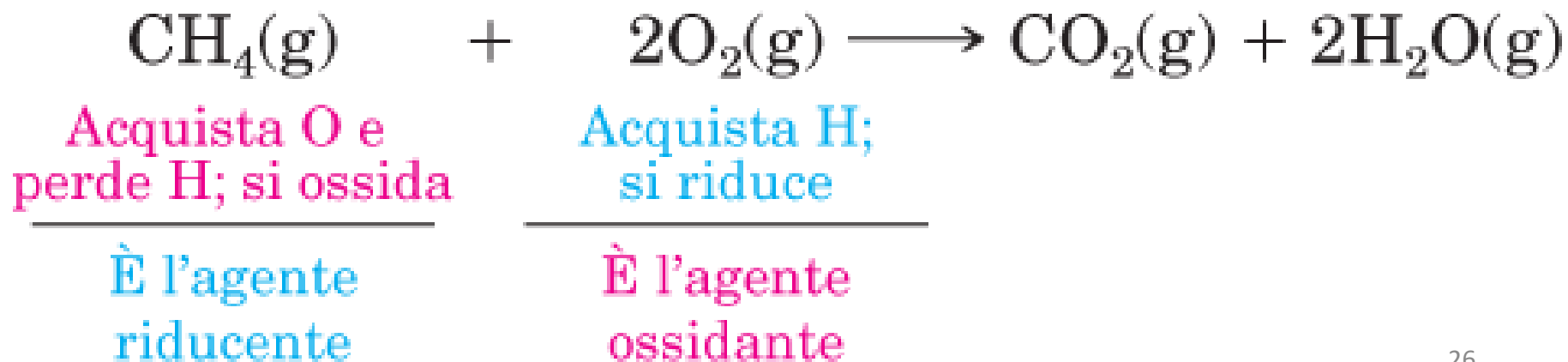
Il rame è  
l'agente ossidante

## *In Chimica Organica si rimane ancorati al vecchio concetto di ossido-riduzione*

**Ossidazione:** Il guadagno di atomi di ossigeno e/o la perdita di atomi di idrogeno.

**Riduzione:** La perdita di atomi di ossigeno e/o il guadagno di atomi di idrogeno.

Applicando queste definizioni alternative alla reazione del metano con l'ossigeno, si trova:



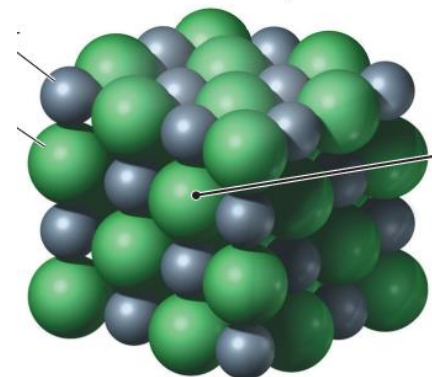
## 4.5

- Cosa sono il peso formula e il peso molecolare

(Sono più o meno la stessa cosa!)

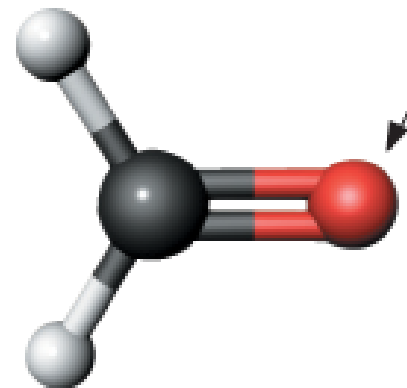
Il **Peso Formula** si applica ai **composti ionici** la cui struttura molecolare non è ben definita

Es. NaCl, **PF = 35 + 23 = 58 u.m.a**



Il **Peso Molecolare** si applica alle molecole con **legami covalenti**, la cui struttura è ben definita.

Es. Formaldeide, CH<sub>2</sub>O, **PM = 12 + 2 + 16 = 30 u.m.a**



In entrambi i casi è la somma dei pesi atomici (in u.m.a) degli atomi presenti

## 4.6

- Cosa è la mole e come si usa

Gli atomi e le molecole sono minuscoli.

Una piccolissima quantità di un composto, es. 1 milligrammo (mg), contiene milioni di milioni di milioni di atomi o molecole.

Contare gli atomi presenti è **POCO PRATICO**.

Per superare questo problema, è definita un'unità di misura chiamata **mole (mol)**.

***Una mole è la quantità di sostanza che contiene tanti atomi, molecole o ioni, quanti ce ne sono in 12 g di atomi di isotopo 12 del carbonio***

***Una mole è il numero di atomi contenuti  
in 12 g di isotopo 12 del carbonio***

12 g di isotopo 12 del carbonio contengono:

**6.02214199 x 10<sup>23</sup> atomi di carbonio**



Noto anche come: **Numero di Avogadro**

***Dal punto di vista pratico si usa il valore approssimato:***

$$**6.02 \times 10^{23}**$$

- Una mole di atomi di idrogeno è  $6.02 \times 10^{23}$  atomi di idrogeno,
- Una mole di saccarosio (zucchero) è  $6.02 \times 10^{23}$  molecole di saccarosio,
- ....
- una mole di mele è  $6.02 \times 10^{23}$  mele
  
- La mole indica un certo numero di oggetti proprio come una dozzina indica 12 unità di ogni cosa

La **massa molare** di una sostanza è la massa di una mole di quella sostanza.

**è il peso formula (o il peso molecolare) della sostanza espresso in grammi/mol.**

Per esempio:

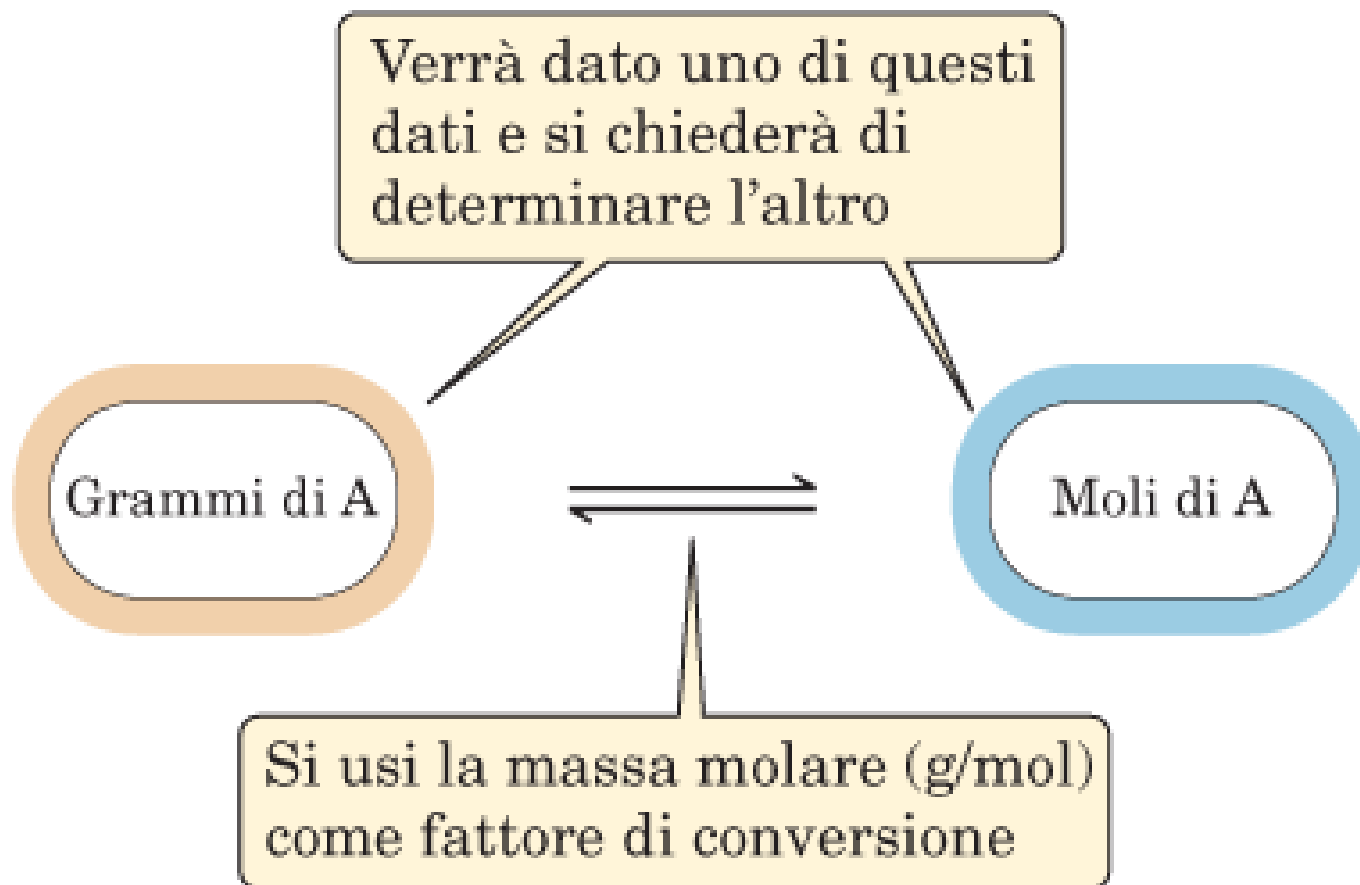
il peso molecolare del **glucosio**,  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$  è 180 uma; quindi 180.0 g di glucosio sono una mole di glucosio.

**PM** =  $12 \times 6 + 1 \times 12 + 16 \times 6 = 72 + 12 + 96 = 180$  u.m.a

**Massa molare** = 180 g/mol

12.0 g di **carbonio (es. grafite)** sono una mole di atomi di carbonio

la massa molare può essere usata come fattore di conversione per **trasformare i grammi in moli e le moli in grammi**. Per questo calcolo, la massa molare è utilizzata come fattore di conversione.



Supponiamo di voler conoscere il **numero di moli** di acqua presenti in **36.0 g di acqua**.

La massa molare dell'acqua è 18.0 g/mol.



$$2 + 16 = 18 \text{ g/mol}$$

Se 18.0 g di acqua corrispondono ad una mole d'acqua, allora 36.0 g sono due moli di acqua.

$$18 \text{ g} : 1 \text{ mol} = 36 \text{ g} : x$$

$$36.0 \text{ g } \cancel{\text{H}_2\text{O}} \times \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18.0 \text{ g } \cancel{\text{H}_2\text{O}}} = 2.00 \text{ mol H}_2\text{O}$$

$$x = 2,0 \text{ mol.}$$

Supponiamo di avere un becker con **0.753 moli di cloruro di sodio**

**Quanti grammi di NaCl abbiamo?**

Come fattore di conversione, consideriamo che la massa di NaCl è 58.5 g/mol.

$$0.753 \text{ mol NaCl} \times \frac{58.5 \text{ g NaCl}}{1 \text{ mol NaCl}} = 44.1 \text{ g NaCl}$$

$$58.5 \text{ g} : 1 \text{ mol} = x : 0.753 \text{ mol}$$

$$x = 58.5 \cdot 0.753 =$$

- Calcolare le relazioni di massa nelle reazioni

## Stechiometria

Un'equazione chimica bilanciata ci dice non solo quali sostanze reagiscono e quali si formano, ma anche i rapporti molari con cui esse reagiscono.

***Lo studio delle relazioni di massa nelle reazioni chimiche viene chiamato stechiometria.***



Propano

Questa equazione indica che:

- 1) propano e ossigeno si trasformano in diossido di carbonio e acqua
- 2) **1 mole** di propano si combina con **5 moli** di ossigeno per produrre **3 moli** di diossido di carbonio e **4 moli** di acqua.



Propano

Questa equazione ci permette di rispondere a altre domande:

1. Quante moli di ogni prodotto si formano se si inizia con una data massa di materiale di partenza?
2. Quanti grammi (o moli) di un materiale di partenza sono necessari per reagire completamente con un dato numero di grammi (o moli) di un altro materiale di partenza?
3. ....



Propano

Questa equazione ci permette di rispondere a altre domande:

1. Quanto  
con un

**Questi sono i quesiti a di  
un tipico problema di  
stechiometria**

izia

2. Quanto  
necess

di

grammi (o moli) di un altro materiale di partenza?

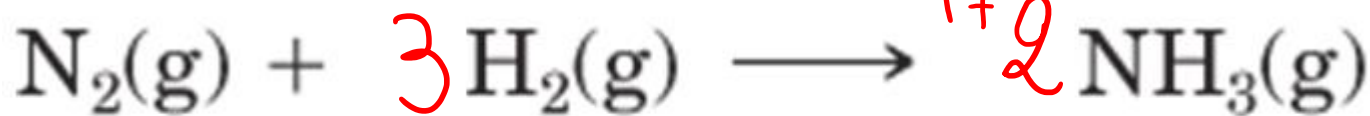
3. ....

L'ammoniaca è prodotta su scala industriale dalla reazione tra azoto gassoso e idrogeno gassoso (processo di Haber), secondo la seguente equazione da bilanciare:

$$PM_{NH_3} = 17 \text{ g/mol}$$

$$17 \text{ g} : 1 \text{ mol} = 7,50 \text{ g} : x$$

$$x = \frac{7,50}{17} = 0,44 \text{ mol}$$



Ammoniaca

$$1 : 2 = x_{N_2} : 0,44 NH_3$$

$$x_{N_2} = \frac{0,44}{2} = 0,22 \text{ mol}$$

Quanti grammi di  $N_2$  sono necessari per produrre 7.50 g di  $NH_3$ ?

$$mol_{N_2} = 0,22 \text{ mol}$$

$$28 : 1 = x : 0,22 \text{ mol}$$

$$PM_{N_2} = 28 \text{ g/mol}$$

$$x = 28 \cdot 0,22 = 6,16 \text{ g}$$

N = 14 g/mol

## Reagenti limitanti

I reagenti sono spesso mescolati in proporzioni diverse da quelle dell'equazione bilanciata.

Accade che un reagente reagisce completamente, mentre rimane una parte non reagita degli altri.

Es.



Prima della reazione (moli)	5.0	1.0	0
Dopo la reazione (moli)	4.0	0	2.0

una mole di  $\text{O}_2$ , reagirà con una mole di  $\text{N}_2$ .

L'ossigeno si consuma completamente e rimangono quattro moli di azoto non reagite.

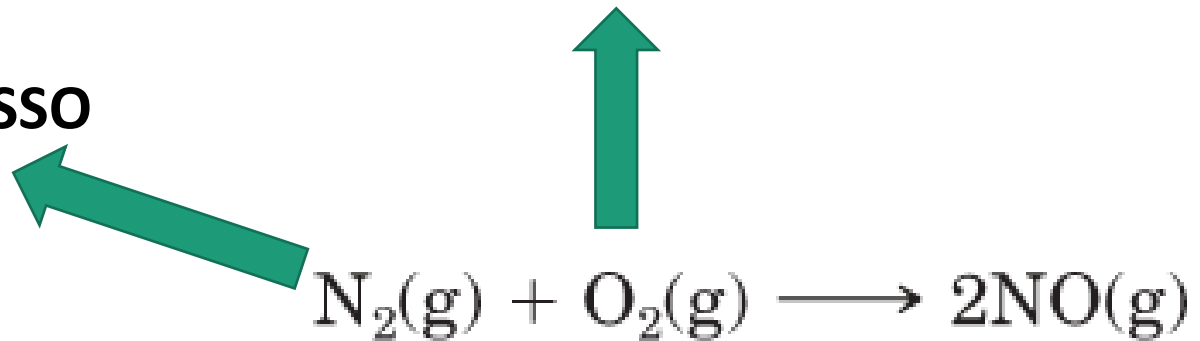
Si formano due moli di NO

# Reagenti limitanti

## REAGENTE LIMITANTE

si consuma completamente e determina la quantità di prodotto che si forma.

REAGENTE in ECCESSO



Prima della reazione (moli)	5.0	1.0	0
Dopo la reazione (moli)	4.0	0	2.0

una mole di  $\text{O}_2$ , reagirà con una mole di  $\text{N}_2$ .

L'ossigeno si consuma completamente e rimangono quattro moli di azoto non reagite.

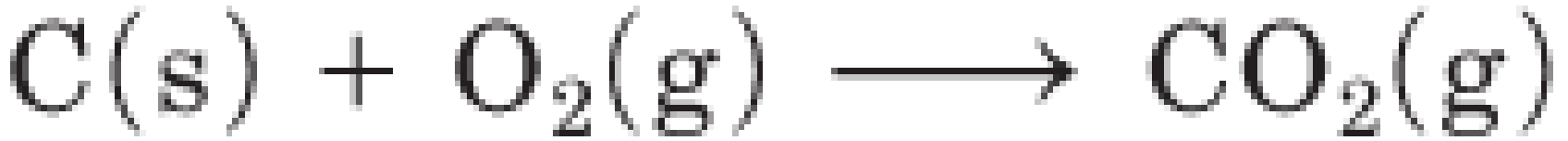
Si formano due moli di NO

Es. Si supponga di avere <sup>36</sup>~~12~~ g di C che, mescolati con 64 g di O<sub>2</sub> danno luogo alla seguente reazione:

$$C = 12 \text{ g/mol}$$

$$O_2 = 32 \text{ g/mol}$$

$$12 + 32 = 44 \text{ g/mol}$$



3 mol

2 mol

/

~~1~~ 1

0

2 → 88

a) Quale reagente è il reagente limitante e quale il reagente in eccesso?

(b) Quanti grammi di CO<sub>2</sub> si formeranno?

## 4.8

- Il calore di reazione

Nelle reazioni chimiche i materiali iniziali si trasformano nei prodotti, e viene liberato o assorbito calore dipendentemente dalla natura dei legami che si formano e rompono.

Per la reazione di combustione si liberano 94.0 kcal per ogni mole di carbonio:



Calore prodotto. La reazione è detta **ESOTERMICA**

Reazione **ENDOTERMICA**: reazione che richiede calore per avvenire



Ossido di mercurio(II)  
(Ossido mercurico)

Le variazioni di energia che accompagnano una reazione chimica non si limitano al calore.

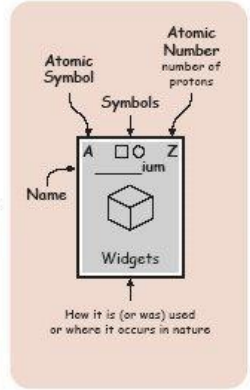
Es.:

nelle celle voltaiche, l'energia viene liberata sotto forma di elettricità.

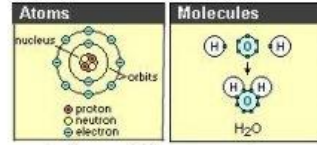
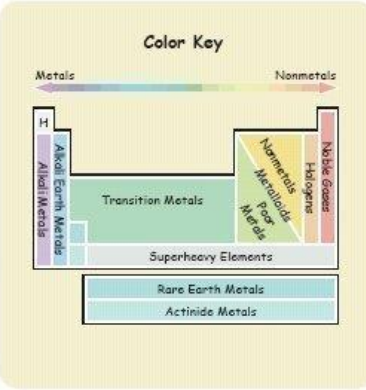
nella fotosintesi l'energia è assorbita sotto forma di luce.

# The Periodic Table of the Elements, in Pictures

Periods	Alkali Metals Group 1	Alkali Earth Metals Group 2	Transition Metals										Boron Group 13	Carbon Group 14	Nitrogen Group 15	Oxygen Group 16	Halogens Group 17	Noble Gases Group 18
1	H Hydrogen Sun and Stars																	He Helium Balloons
2	Li Lithium Batteries	Be Beryllium Emeralds											B Boron Sports Equipment	C Carbon Basis of Life's Molecules	N Nitrogen Protein	O Oxygen Air	F Fluorine Toothpaste	Ne Neon Advertising Signs
3	Na Sodium Salt	Mg Magnesium Chlorophyll											Al Aluminum Airlines	Si Silicon Stone, Sand, and Soil	P Phosphorus Bones	S Sulfur Egg Yolks	Cl Chlorine Swimming Pools	Ar Argon Light Bulbs
4	K Potassium Fruits and Vegetables	Ca Calcium Shells and Bones	Sc Scandium Bicycles	Ti Titanium Aerospace	V Vanadium Springs	Cr Chromium Stainless Steel	Mn Manganese Earthmovers	Fe Iron Steel Structures	Co Cobalt Magnets	Ni Nickel Coins	Cu Copper Electric Wires	Zn Zinc Brass Instruments	Ga Gallium Light-Emitting Diodes (LEDs)	Ge Germanium Semiconductor Electronics	As Arsenic Poison	Se Selenium Copiers	Br Bromine Photography Film	Kr Krypton Flashlights
5	Rb Rubidium Global Navigation	Sr Strontium Fireworks	Y Yttrium Lasers	Zr Zirconium Chemical Pipelines	Nb Niobium Mag Lev Trains	Mo Molybdenum Cutting Tools	Tc Technetium Radioactive Diagnosis	Ru Ruthenium Electric Switches	Rh Rhodium Searchlight Reflectors	Pd Palladium Pollution Control	Ag Silver Jewelry	Cd Cadmium Paint	In Indium Liquid Crystal Displays (LCDs)	Sn Tin Plated Food Cans	Sb Antimony Car Batteries	Te Tellurium Thermoelectric Coolers	I Iodine Disinfectant	Xe Xenon High-Intensity Lamps
6	Cs Cesium Atomic Clocks	Ba Barium X-Ray Diagnosis	57 - 71 Rare Earth Metals	Hf Hafnium Nuclear Submarines	Ta Tantalum Mobile Phones	W Tungsten Lamp Filaments	Re Rhenium Rocket Engines	Os Osmium Pen Points	Ir Iridium Spark Plugs	Pt Platinum Labware	Au Gold Jewelry	Hg Mercury Thermometers	Tl Thallium Low-Temperature Thermometers	Pb Lead Weights	Bi Bismuth Fire Sprinklers	Po Polonium Anti-Static Brushes	At Astatine Radioactive Medicine	Rn Radon Surgical Implants
7	Fr Francium Laser Atom Traps	Ra Radium Luminous Watches	89 - 103 Actinide Metals	Superheavy Elements radioactive, never found in nature, no uses except atomic research														
8	<b>Groups</b> The vertical columns are called groups. Elements in the same group behave similarly because they have the same number of outer electrons.  Group 1 has one outer electron, group 2 has two, etc. Most transition metals have two.																	
6	<b>Rare Earth Metals</b> La Lanthanum Telescope Lenses Ce Cerium Lighter Flints Pr Praseodymium Torchworkers' Eyeglasses Nd Neodymium Electric Motor Magnets Pm Promethium Luminous Dials Sm Samarium Electric Motor Magnets Eu Europium Color Televisions Gd Gadolinium MRI Diagnosis Tb Terbium Fluorescent Lamps Dy Dysprosium Smart Material Actuators Ho Holmium Laser Surgery Er Erbium Optical Fiber Communications Tm Thulium Laser Surgery Yb Ytterbium Scientific Fiber Lasers Lu Lutetium Photodynamic Medicine																	
7	<b>Actinide Metals</b> Ac Actinium Radioactive Medicine Th Thorium Gas Lamp Mantles Pa Protactinium Radioactive Waste U Uranium Nuclear Power Np Neptunium Radioactive Waste Pu Plutonium Nuclear Weapons Am Americium Smoke Detectors Cm Curium Mineral Analyzers Bk Berkelium Radioactive Waste Cf Californium Mineral Analyzers Es Einsteinium radioactive, never found in nature, no uses except atomic research Fm Fermium Md Mendelevium No Nobelium Lr Lawrencium																	



- Solid
- Liquid
- Gas
- Human Body (top ten elements by weight)
- Earth's Crust (top eight elements by weight)
- Magnetic (ferromagnetic at room temperature)
- Noble Metals (corrosion-resistant)
- Radioactive (all isotopes are radioactive)
- Only Traces Found in Nature (less than a millionth percent of earth's crust)
- Never Found in Nature (only made by people)



5.2

- Cos'è la pressione e come si misura

5.3

- Le leggi che regolano il comportamento dei gas

5.4

- La legge di Avogadro e la legge dei gas ideali

5.5

- La legge di Dalton delle pressioni parziali

5.7

- Quali forze attrattive esistono tra le molecole

5.8

- Il comportamento dei liquidi a livello molecolare

5.9

- Caratteristiche dei vari tipi di solidi

## 5.2

- Cos'è la pressione e come si misura

La **pressione** di un gas indica gli urti continui delle molecole di gas in rapido movimento sulle pareti del recipiente.

Il **barometro** è lo strumento utilizzato per misurare la pressione atmosferica.

Tubo di vetro riempito di mercurio e rivoltato, con il lato aperto verso il basso, in una vaschetta contenente mercurio.

L'atmosfera esercita la sua pressione sul mercurio contenuto nella vaschetta aperta. La differenza di altezza tra i due livelli di mercurio è una misura della pressione atmosferica.

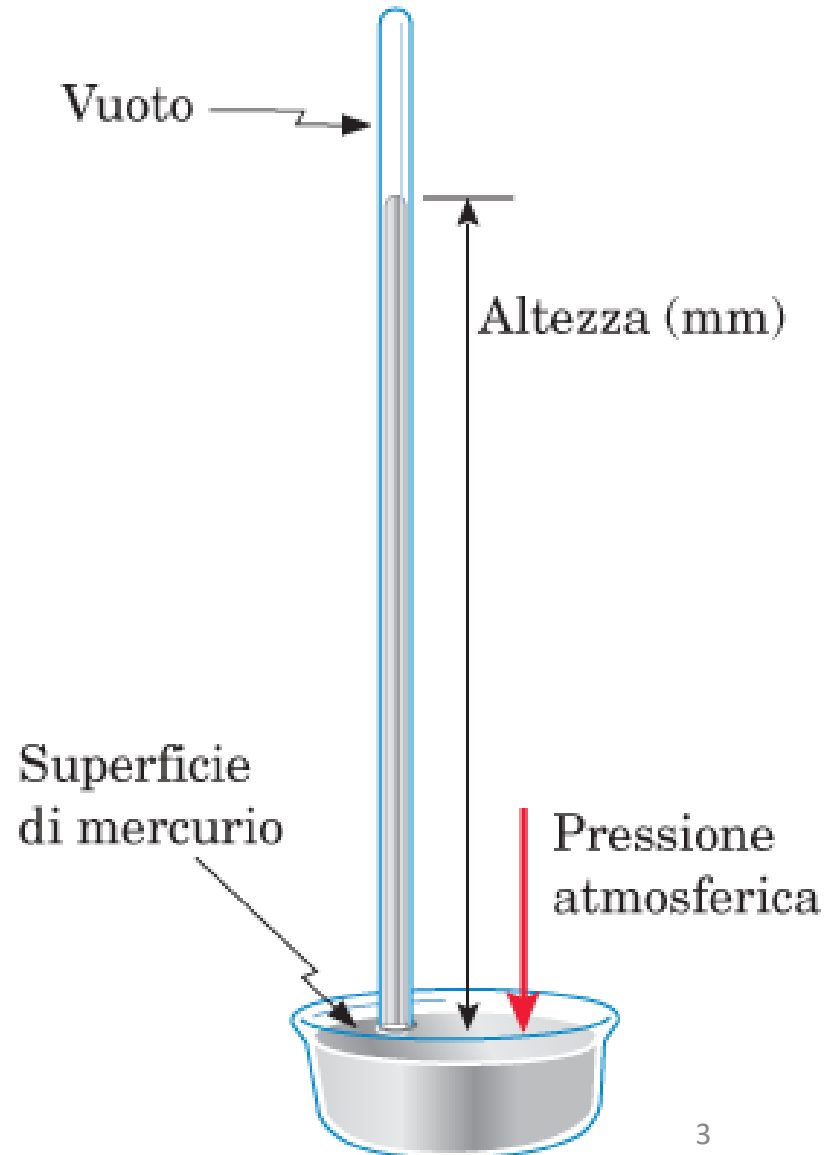
## 5.2

### • Cos'è la pressione e come si misura

La pressione è più comunemente misurata in **millimetri di mercurio (mm Hg)**, ma si misura anche in **torr**, in onore del fisico e matematico italiano Evangelista Torricelli (1608-1647)

A livello del mare, la pressione media dell'atmosfera è 760 mm Hg.

Questo valore è usato per definire ancora un'altra unità di pressione: l'**atmosfera (atm)**.



## 5.3

- Le leggi che regolano il comportamento dei gas

Esistono **tre relazioni principali** che legano **Pressione, Volume e Temperatura**.

Le tre relazioni o leggi prendono il nome dello scienziato che le ha scoperte

### La Legge di **Boyle** e la relazione **pressione-volume**

Per una massa di un gas ideale, a **temperatura costante**, il volume del gas è inversamente proporzionale alla pressione applicata.

Se la pressione raddoppia, per esempio, il volume si dimezza.

$$PV = \text{costante} \quad \text{oppure} \quad P_1V_1 = P_2V_2$$

## La legge di Charles e la relazione temperatura-volume

Il **volume** di una quantità fissa di un gas ideale, **a pressione costante**, è **direttamente proporzionale** alla **temperatura assoluta** (K).

Dove:  $T_K = T_{\circ C} + 273$

$$\frac{V}{T} = \text{costante} \quad \text{o} \quad \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

## La legge di Gay-Lussac e la relazione temperatura-pressione

Per una quantità fissa di gas, **a volume costante**, la **pressione** è **direttamente proporzionale** alla temperatura in kelvin (K).

$$\frac{P}{T} = \text{costante} \quad \text{o} \quad \frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

## Ricapitolando:

**Tabella 5.1** Espressioni matematiche delle tre leggi dei gas per una data massa di gas

Nome	Espressione	Parametro costante
Legge di Boyle	$P_1V_1 = P_2V_2$	$T$
Legge di Charles	$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$	$P$
Legge di Gay-Lussac	$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$	$V$

Le tre leggi dei gas possono essere combinate ed espresse da un'equazione matematica detta la **legge combinata dei gas**:

$$\frac{PV}{T} = \text{costante} \quad \text{o} \quad \frac{P_1V_1}{T_1} = \frac{P_2V_2}{T_2}$$

# Esercizi

## La legge combinata dei gas

- Un gas occupa un volume di 3.00 L alla pressione di 2.00 atm. Si calcoli il suo volume quando la pressione è portata a 10.15 atm a temperatura costante.

$$\frac{3 \cdot 2}{T} = \frac{V \cdot 10,15}{T}$$

$$V = \frac{6}{10,15} = 0,59$$

$$\frac{PV}{T} = \text{costante} \quad \text{o} \quad \frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

## Esercizi

### La legge combinata dei gas

- Un gas in un contenitore flessibile ha un volume di 0.50 L e una pressione di 1.0 atm a 393 K. Quando il gas è riscaldato a 500 K, il suo volume è di 3.0 L. Qual è la nuova pressione del gas?

$$\frac{0,5 \cdot 1,0}{393} = \frac{3,0 P}{500} \Rightarrow P = \frac{0,5 \cdot 500}{393 \cdot 3,0}$$
$$= \frac{250}{393 \cdot 3,0} = 0,21 \text{ atm.}$$

$$\frac{PV}{T} = \text{costante} \quad \text{o} \quad \frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$