

LEZ 2

Un qualsiasi elemento è fatto da atomi. Un atomo è composto da un **nucleo**, che a sua volta è fatto da:

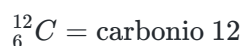
- **protoni**: hanno una carica **+** e una massa che è circa $1,67 * 10^{-24}g$
- **neutroni**: non hanno nessun tipo di carica e hanno una massa circa uguale a quella dei protoni

Attorno al nucleo, ad una distanza relativamente elevata ci sono delle particelle chiamate **elettroni**, che sono le cose più importanti da un punto di vista chimico perché danno le qualità agli atomi. Hanno una carica **-** e hanno una massa di $10^{-27}g$.

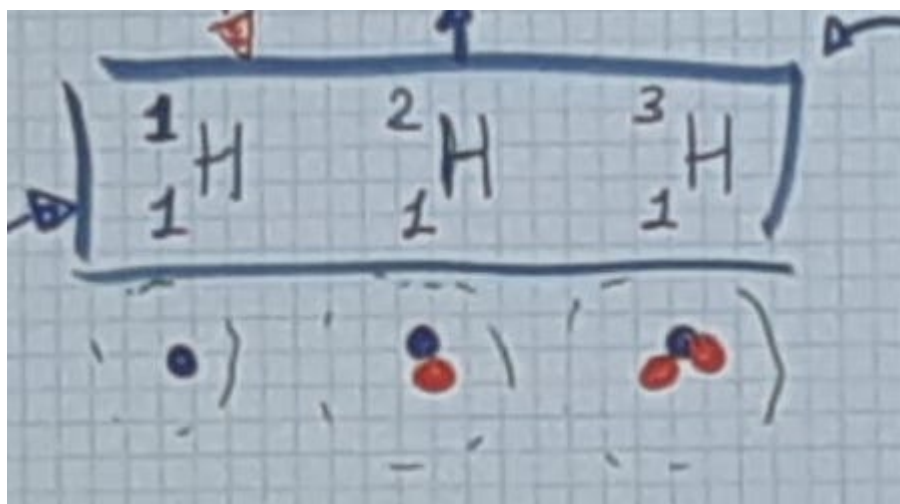
Nella tavola periodica ci sono delle informazioni per ogni elemento:

- **simbolo** (in mezzo): fatto da una lettera maiuscola o due lettere, una maiuscola e una minuscola
- **nome** (sotto il simbolo)
- **Z o numero atomico** (in alto a sinistra): corrisponde al numero dei protoni che sono presenti nel nucleo. E' molto importante perché il numero di protoni definisce il tipo di elemento. Es. tutti gli elementi che hanno 2 protoni nel nucleo sono atomi di idrogeno.
- **massa atomica media** (in alto a destra):
- **A o numero di massa**: indica la somma del numero di protoni e il numero di neutroni, cioè il numero di **nucleoni**. E' un'unità che si chiama UMA, unità di massa atomica, che è simile alla massa di un protone e di un neutrone.

Per dare informazioni riguardo ad un elemento si scrive la il simbolo con in alto a sinistra A e in basso a sinistra Z:



Ci possono essere più versioni dello stesso elemento che si chiamano **isotopi**, ad esempio l'idrogeno:



L'unità di massa atomica vale $\frac{1}{12}$ della massa del carbonio 12, che è circa $1,6 * 10^{-24}$.

Quando scriviamo il simbolo di un elemento qualsiasi lo intendiamo come neutro, cioè ha lo stesso numero di protoni ed elettroni, se non fosse così si chiamerebbe ione ed avrebbe la carica scritta un alto a destra.



Conoscendo tutte le informazioni di ogni elemento: distribuzione, nucleoni... si può trovare la massa media dell'elemento.

1. Storia della chimica

Si parte da Lavoisier che da fuoco a 10g di fosforo bianco e ottiene 22,9g di un altro composto. Questo è il primo step:

Osservazione. Formula una **ipotesi**: il fosforo ha preso qualcosa dall'aria. La terza fase è la **Sperimentazione**: prova a bruciare il fosforo in assenza di aria e non brucia. Con tutte le sostanze funziona la stessa cosa ed enuncia una legge.

Legge della conservazione della massa: tutta la massa che ho all'inizio la ho anche alla fine.

Utilizzando tutti i dati delle leggi empiriche si possono trovare delle spiegazioni sul perché le cose vanno in quel modo. Se tutti i casi in cui applichiamo la legge vale anche la spiegazione si ha una **teoria**.

John Dalton propone la **teoria atomica**: tutta la materia è fatta da diverse unità che non posso né creare né distruggere, ma che posso combinare in diversi modi.

Gli esperimenti sui gas effettuati da **Gay-Lussac** portano a dire che se ho uno stesso volume di qualsiasi sostanza nelle stesse condizioni sarà composto sempre dalla stessa quantità di atomi.

Avogadro da il nome al **numero di Avogadro** o $N_a = 6.02 * 10^{23}$, che definisce la mole. La **mole** è un numero di Avogadro di qualsiasi elemento. Questo numero è stato scelto in un modo ingegnoso: se prendo una mole di un elemento e lo peso esce la massa atomica media trasformata in grammi di quell'elemento. Questo permette di selezionare la quantità di sostanza in base al numero di atomi o molecole che contiene.

$$1,6 * 10^{-24} \frac{g}{u.m.a} * 12,011 \frac{u.m.a}{atomi} * N_a \frac{atomi}{mole} = 12,011 \frac{g}{mole}$$

Quindi una mole di atomi di carbonio ha una massa in grammi uguale al numero della massa atomica (12,011g).

Nel caso di una molecola la massa in grammi si chiama **massa molare** e si calcola sommando le masse molari di ogni atomo che contiene nelle rispettive quantità:

- H_2O formato da 2H e 1O. uguale alla massa di una mole di atomi di ossigeno + la massa della mole di due moli di idrogeno

$$H_2O = (15,9994 + 2(1,0079)) \frac{g}{mole} = 16 + 2(1) = 18 \frac{g}{mole}$$

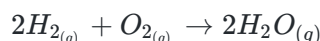
- CH_4

$$CH_4 = 1MM(C) + 4MM(H) = 12 + 4(1) = 16 \frac{g}{mole}$$

- $Ca_3(PO_4)_2$

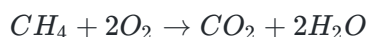
$$Ca_3(PO_4)_2 = 3MM(Ca) + 2MM(P) + 8MM(O)$$

Equazione chimica:



Il pedice g indica la forma gassosa, lo stato solido si indica con s e per lo ione in soluzione si indica aq(acquosa)

Esercizio combustione metano:



Samuele Stasi

Se ho 10g di metano quanta acqua produco?

$$moliCH_4 = \frac{10g}{16g} = 0,625moliCH_4$$

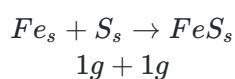
1 mole di CH_4 vale 16g

Per determinare quanta acqua produciamo dobbiamo guardare i rapporti stechiometrici: se per ogni mole di CH_4 si fanno 2 moli di H_2O , $0,625 * 2 = 1,25moli$. Per trovare l'acqua si fa $1,25 * 18g = 22,5g$.

LEZ 3

Per fare questo calcolo abbiamo assunto che avessimo tutto l'ossigeno che ci serve. Ma nella realtà non è così.

Immaginiamo una reazione in cui abbiamo:



Quanto prodotto si ottiene? dipende dalla quantità di elementi che ho. in questo caso il rapporto in cui si combinano è 1:1.

Le masse di questi elementi sono diverse quindi la stessa massa equivale ad un numero diverso di atomi.

$$moliFe = \frac{1g}{55,845 \frac{g}{moli}} = 0,0179moliFe$$

$$moliS = \frac{1g}{32,066 \frac{g}{moli}} = 0,031moliS$$

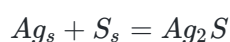
In questo caso per fare la reazione finiremo prima il ferro, che si chiama agente limitante.

	Fe	S	FeS
iniziale	0.0179	0.031	0
Δ	-0.0179	-0.0179	+0.0179
finale	0	0.0131	0.0179

Per trovare il peso finale si fa:

$$(0,0179moli) * (55,845 + 32,068) \frac{g}{moli} = 1,58g$$

E' un caso semplice perché il rapporto stechiometrico è 1:1.



Utilizziamo il secondo esempio, ma prima va bilanciata



Samuele Stasi

$$5g + 1g$$

$$1. \quad \text{moli Ag} = \frac{5g}{107.87 \frac{g}{\text{mole}}} = 0.046 \text{ moli Ag}$$

$$2. \quad \text{moli S} = \frac{1g}{32.066 \frac{g}{\text{mole}}} = 0.031 \text{ moli S}$$

3. Considerare i coefficienti stechiometrici:

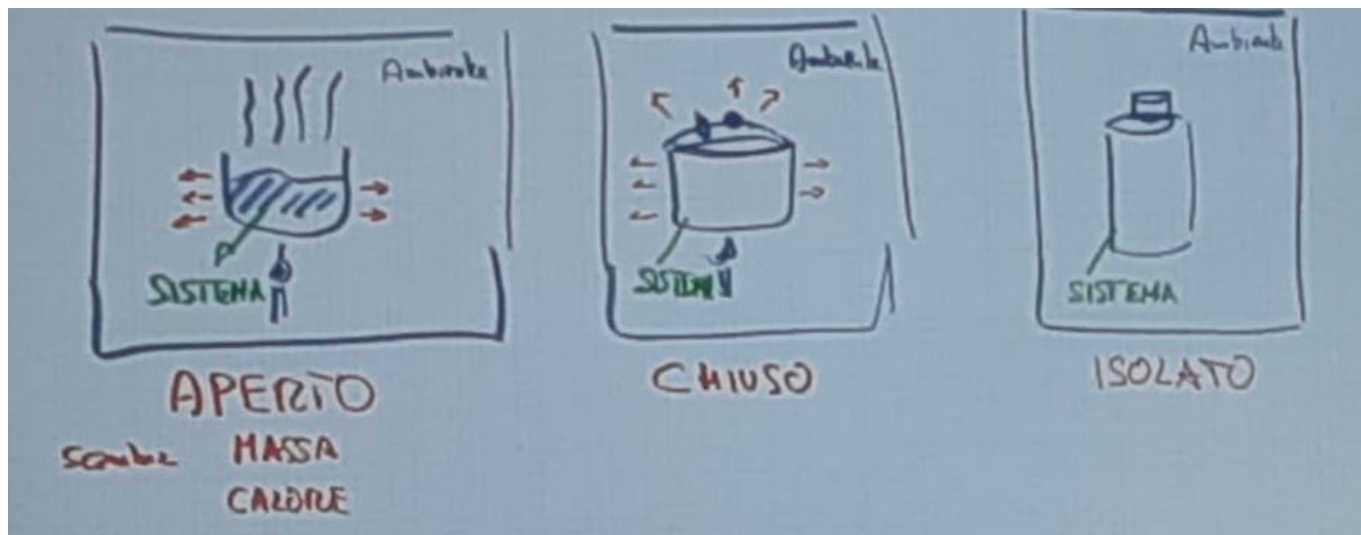
Se voglio usare tutto S quanto Ag mi serve? 0.062 moli di Ag. Visto che non le ho, l'agente limitante è Ag.

Se voglio usare tutto Ag quanto S mi serve? 0.023 moli di S. Visto che ne ho di più, l'agente limitante è comunque Ag.

4.	Ag	S	Ag_2S
inizio	0.046	0.031	0
Δ	-0.046	-0.023	+0.023
fine	0	0.008	0.023 moli
	0g	0.31g	5.69g

Termodinamica

L'energia è la capacità di svolgere un lavoro, ad esempio spostare un oggetto. Il primo principio della termodinamica dice che l'energia totale è sempre la stessa, si può solo trasformare. Quando studiamo le variazioni di energia in un sistema bisogna definire i confini di studio. Se immaginiamo di delimitare l'universo in una scatola, possiamo delimitare ciò che succede nella scatola.



3 casi:

- Sistema aperto: scambio massa ed energia
- Sistema chiuso: scambio solo energia

- Sistema isolato: non scambio niente

Se il sistema dà calore o lavoro all'ambiente viene considerato di segno -

Se l'ambiente dà calore o lavoro al sistema viene considerato di segno +

1.1. Parametri del sistema

- Temperatura
- Pressione
- Composizione: cosa c'è dentro. Per i sistemi chimici che vedremo noi verrà definito sotto forma di concentrazione. In particolare studieremo soprattutto le soluzioni acquose. moli/litro = molarità

Le variabili sono di due tipi:

- Estensive: quantità di campione
- Intensive: temperatura e pressione

2. Calorimetria

Relazione tra scambi di calore di un sistema e i cambiamenti di temperatura. La **temperatura** è la misura dell'agitazione delle molecole: più un corpo è caldo più le molecole sono agitate. La quantità di calore non è proporzionale alla temperatura. La **temperatura** si misura in **kelvin** (scala assoluta di temperatura). La quantità di energia termica (**q**) è legata alla temperatura da vari parametri:

- **Massa**
- **Calore specifico (C)**: non tutte le molecole rispondono allo stesso modo quando gli viene dato calore.

$$q = m * c * \Delta T$$

$$J = g * \frac{J}{g * K} * K$$

Si misura in **Joule (J)**, che è una misura molto piccola. quantità di calore che serve per aumentare il calore di un corpo. Inizialmente viene introdotta come caloria: energia che serve per aumentare di 1°K la temperatura di un 1° di H_2O (14,5 → 15,5)

$$1 \text{ caloria} = 4.184 \frac{J}{g * K} \text{ (calore specifico acqua)}$$

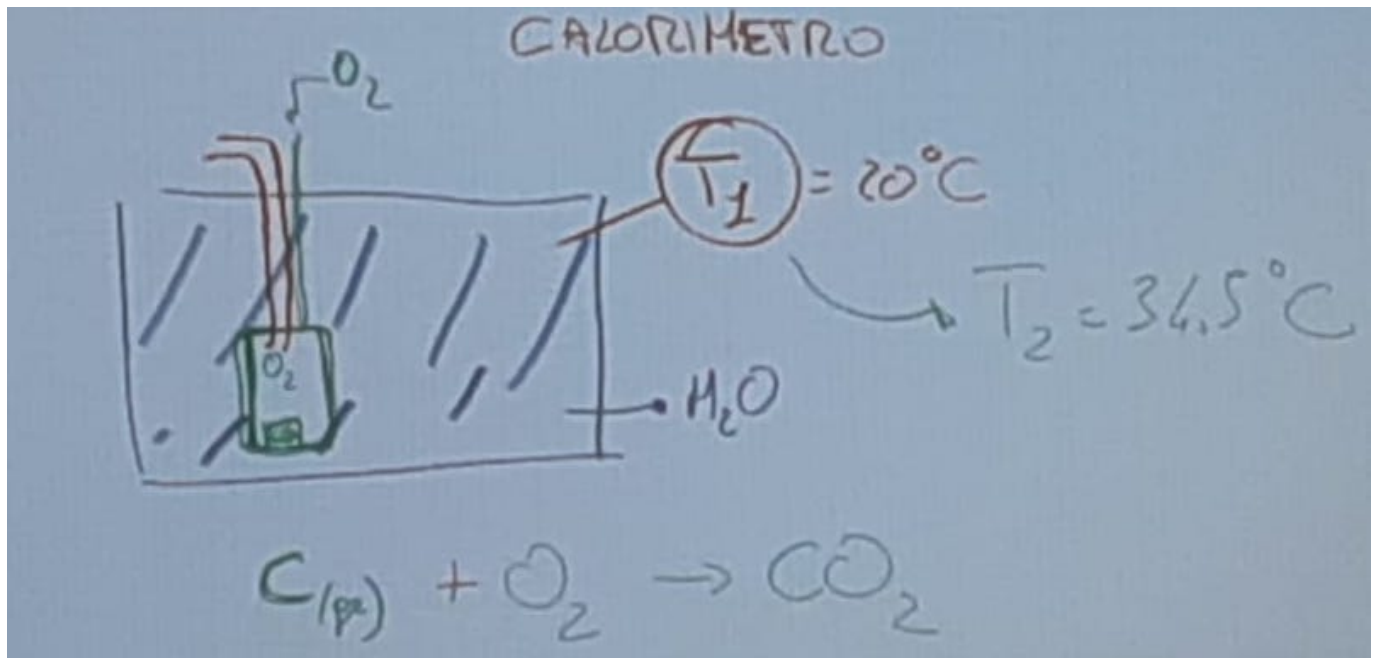
$$\frac{J}{g * K} = \text{capacità termica}$$

Capacità termica: capacità di un corpo di assorbire calore.

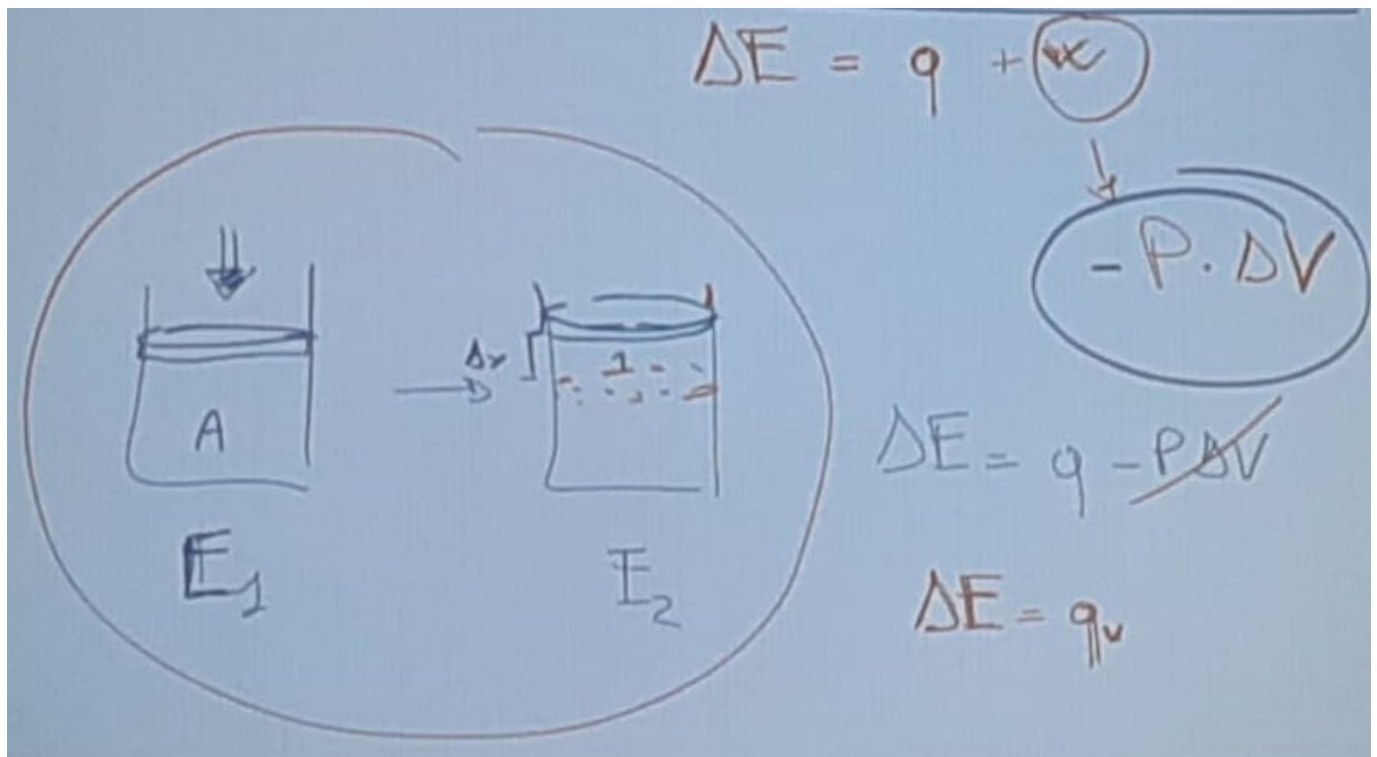
Applicazione:

1. $2000J = 10g * 4.184 * \Delta T \rightarrow \Delta T = 47.8^\circ C$
2. $2000J = 10g * 0.129 * \Delta T \rightarrow \Delta T = 1550^\circ C$

Questo tipo di misura è utilizzata molto perché misurare la temperatura è facile, mentre misurare l'energia è difficile. Per farlo si usa un calorimetro.



Il calore si trasferisce sempre dal corpo caldo a quello freddo. L'energia di un composto sta nei legami chimici.



L'energia interna ΔE di un sistema si conserva

$$\Delta E = q + w$$

$$w = -P \cdot \Delta V$$

La variazione di energia interna al sistema si può scrivere come:

Samuele Stasi

$$\Delta E = q - p\Delta V$$

L'**entalpia** è la variazione di energia interna misurata in un contenitore di volume costante.

ΔE , ΔH sono funzioni di stato, che non dipendono dal modo in cui avviene la variazione, importa solo lo stato iniziale e lo stato finale.

Servono per definire una reazione **esotermica** (libera calore $\Delta H < 0$) ed **endotermica** ($\Delta H > 0$).

la rottura di un legame chimico è un processo che ha $\Delta H > 0$, mentre la formazione ha un $\Delta H < 0$

3. Termochimica

Si tratta degli scambi di calore durante le reazioni chimiche.