

Appunti Chimica

Stefano Giulianelli

Semestre I, 2022/2023

Contents

1	Introduzione	4
1.1	Stati della materia	4
1.2	Proprietà della materia	4
1.3	Tipologia di proprietà	4
2	Componenti della materia	5
2.1	Elementi	5
2.1.1	Atomo	5
2.1.2	Molecole	5
2.1.3	Composto	5
2.1.4	Miscela	5
2.2	Storia	6
2.2.1	Legge di conservazione delle masse [Lavoisier]	6
2.2.2	Legge di composizione definita e costante [Proust]	6
2.2.3	Legge delle proporzioni multiple [Dalton]	6
2.2.4	Modello nucleare di Dalton	6
2.2.5	Modello nucleare di Rutherford	6
2.2.6	Spettrometro di massa	7
2.2.7	Isotopi	7
2.2.8	Regole post-Dalton	7
2.2.9	Forza nucleare	8
2.3	Tavola periodica [Mendeleev](1871)	8
2.3.1	Raggio Atomico	8
2.3.2	Energia di ionizzazione	9
2.3.3	Affinità elettronica	9

2.3.4	Comportamento metallico	9
2.3.5	Raggio ionico	9
2.4	Legami chimici	9
2.4.1	Legame ionico	10
2.4.2	Legame covalente	10
2.4.3	Numero di ossidazione	10
2.5	Miscele	11
2.5.1	Eterogenee	11
2.5.2	Omogenee	11
2.6	Metodi di separazione	11
2.6.1	Filtrazione	11
2.6.2	Cristallizzazione	12
2.6.3	Distillazione	12
2.6.4	Estrazione	12
2.6.5	Cromatografia	12
3	La stechiometria	12
3.1	Mole	12
3.2	Numero di Avogadro	12
3.3	Costante di Avogadro	13
3.4	MA: massa atomica	13
3.5	MM: massa molare	13
3.6	Percentuale in massa	13
3.7	Analisi per combustione	13
3.8	Problemi di Stechiometrica	13
3.9	Reagente limitante	13
3.10	Resa teorica	14
3.10.1	Percentuale di resa	14
4	Classificazione delle reazioni chimiche	14
4.1	Reazioni chimiche	14
4.1.1	Regole di solubilità	15
4.2	Primo metodo di classificazioni delle reazioni	15
4.2.1	Reazioni di precipitazione	15
4.2.2	Reazione Acido-Base (Neutralizzazione)	15
4.2.3	Reazione di Ossido-Riduzione (Redox)	16
4.3	Secondo metodo di classificazioni delle reazioni chimiche	16
4.3.1	Reazione di combinazione (Sintesi)	16

4.3.2	Reazione di decomposizione	17
4.3.3	Reazione di scambio	17
5	Lo stato gassoso	17
5.1	Proprietà dei gas	17
5.2	Pressione	18
5.3	Gas Perfetti	19
5.4	Legge di Boyle	19
5.5	Legge di Charles	19
5.6	Legge di Gay-Lussac	19
5.7	Legge di Avogadro	19
5.8	Equazione di stato dei gas perfetti [Avogadro]	19
5.9	Pressioni Parziali	20
5.10	Energia Cinetica	20
5.11	Effusione	20
5.12	Atmosfera	20
6	Equazione di Van der Waals	21
7	La termochimica	21
8	Teoria quantistica e struttura atomica	21
9	Configurazione elettronica	21
10	Modelli del legame chimico	22
11	La forma delle molecole	22
12	Teorie del legame covalente	22
13	Forze intermolecolari, liquidi, solidi e transizioni di fase	22
14	Proprietà delle miscele, soluzioni e colloidi	22
15	L'equilibrio, l'entità delle reazioni chimiche	22
16	Equilibri acido-base e di solubilità in soluzioni acide	23
17	Entropia, energia libera e direzione delle reazioni	23

18 Cinetica chimica	23
19 Elettrochimica	23
20 Chimica organica	23

1 Introduzione

1.1 Stati della materia

- Solido: le particelle costituenti sono strettamente impacchettate e ne risulta un'aggregazione rigida perchè le particelle non riescono a muoversi dalla loro posizione
- Liquido: forma fluida della materia, la cui superficie è ben definita, mentre la forma geometrica assunta è quella della porzione di recipiente che occupa. Le molecole sono impacchettate come nel solido ma hanno abbastanza energia per scorrere fra loro.
- Gas: Forma fluida della materia, che riempie interamente qualsiasi recipiente lo contenga. Le particelle godono di una libertà quasi totale: possono muoversi nello spazio, urtandosi. (Vapore è il termine che viene usato per indicare una sostanza che normalmente si presenta come solida o liquida)

1.2 Proprietà della materia

- Proprietà fisiche: caratteristiche che possono essere osservate e misurate senza mutare l'identità della sostanza in esame (Es. massa, temperatura, colore, densità, stato di aggregazione)
- Proprietà chimiche: caratteristiche che si riferiscono all'attitudine di una sostanza a mutarsi in o interagire (Es. idrogeno tende a reagire con ossigeno per creare acqua)

1.3 Tipologia di proprietà

- Proprietà estensive: dipendono dalla dimensione del campione (massa, volume, altro)
- Proprietà intensive: non dipendono dalla dimensione del campione (temperatura, colore, densità, stato d'aggregazione, altro)

Energia cinetica: $E_k = \frac{mv^2}{2}$
Potenziale: $E_p = mgh = \frac{Q_1 Q_2}{4\pi\epsilon_0 r}$

2 Componenti della materia

2.1 Elementi

2.1.1 Atomo

Singola unità di materia, la più semplice, non divisibile chiaramente.
Un atomo di un certo elemento non può diventare atomo di un altro elemento.
Due atomi dello stesso elemento sono identici, con proprietà costanti.
(es. atomo di oro)

2.1.2 Molecole

2 o più atomi dello stesso elemento chimico (es. O_2)

2.1.3 Composto

2 o più atomi di elementi differenti legati chimicamente.

2.1.4 Miscela

Due sostanze mescolate uniformemente fra loro in modo fisico ma non chimico (es. Acqua e sale).

Le priorità finali di una miscela sono simili a quelle dei due componenti, a differenza dei composti. I suoi componenti sono inoltre separabili con metodi fisici.

Osserviamo che le proprietà chimiche dei composti sono differenti dalle proprietà degli elementi primitivi che lo compongono.

Nelle miscele eterogenee si devono poter osservare le sue differenti fasi, a volte sempre il microscopio (esempio il latte) oppure ad occhio nudo (esempio acqua e olio).

Nelle miscele omogenee non si osservano più fasi, i due o più composti si mescolano profondamente fino ad una certa quantità.

2.2 Storia

2.2.1 Legge di conservazione delle masse [Lavoisier]

La prima legge della chimica, nulla si crea, nulla si distrugge, tutto si trasforma. Questo venne scoperto da Lavoisier ponendo dei contenitori con due composti separati. Osservò che una volta mescolati i due composti avvenne la combustione prevista ma il peso rimase invariato.

2.2.2 Legge di composizione definita e costante [Proust]

Egli scoprì poi che il rapporto fra gli elementi che compongono la materia in analisi è costante.

Questo ci permette oggi di sapere che percentuale di un determinato componente c'è nel composto finale.

2.2.3 Legge delle proporzioni multiple [Dalton]

Egli infine comprende che dati due elementi A e B, essi possono creare composti differenti in base al rapporto fra i due.

(es. CO e CO_2)

Inoltre il rapporto è sempre esprimibile grazie ad un numero intero.

2.2.4 Modello nucleare di Dalton

Egli assegna il peso di 1 ad H e 8 ad O. Ad oggi H pesa 1 ma O pesa 16, non 8. Questo deriva dal fatto che al tempo si credeva l'acqua fosse HO, non H_2O .

Questo errore portò ad avere una tavola periodica iniziale con molti errori. Dalton non sapeva che i numeri dovevano essere tutti interi e nemmeno che l'atomo è particella più piccola esistente.

2.2.5 Modello nucleare di Rutherford

Egli osserva che ci sono cariche positive (+) e li chiama protoni.

Si viene a creare quindi un nuovo modello nucleare, si capisce che c'era un piccolo nucleo positivo con cariche negative circostanti.

Viene inventato quindi il numero atomico e si capisce che è differente per ogni elemento.

Numero atomico: il numero di protoni all'interno di un atomo (Z).

2.2.6 Spettrometro di massa

E' uno strumento che viene utilizzato per determinare il numero dei protoni. All'inizio si credeva di misurare i protoni, poi si notano in realtà 3 misurazioni. Questo portò alla scoperta dei neutroni.

Quello che si trova era infatti il numero di massa.

Numero di massa: somma del numero di nucleoni e di protoni.

Neutroni = Numero di massa - numero atomico.

Si capisce che l'atomo ha componenti di carica positiva, negativa e alcuni neutri. Il nucleo è formato dai neutroni e protoni e costituiscono il 99% del peso dell'atomo.

2.2.7 Isotopi

Isotopi: atomi dello stesso elemento (quindi con lo stesso numero atomico) ma con un diverso numero di massa.

(es. Neon-20, Neon-21, Neon-22)

Sono tre isotopi del neon con differente numero di massa (20, 21, 22) ma uguale numero atomico (10). Si capisce quindi che il numero di neutroni varia ed è pari a (10, 11, 12).

2.2.8 Regole post-Dalton

- L'atomo rimane la più piccola particella individuale, in quanto è lui a mantenere inalterata la sua identità nelle reazioni chimiche. In realtà sappiamo che l'atomo è a sua volta composto da particelle sub-atomiche (elettroni, neutroni, protoni)
- Gli atomi di un elemento non possono essere trasformati in atomi di un altro elemento. Questo è in realtà possibile ma solo con le ultime tecnologie nucleari.
- Tutti gli atomi di un elemento hanno lo stesso numero di protoni ed elettroni e ciò determina il comportamento chimico di un elemento: esistono in realtà isotopi diversi per ciascun elemento, ma viene considerato per convenzione la massa media.
- I composti sono formati dalla combinazione chimica di uno specifico rapporto di atomi di diversi elementi: in realtà esistono alcuni composti che possono presentare lievi variazioni dei rapporti dei loro atomi.

2.2.9 Forza nucleare

C'è una forza fisica che tiene gli atomi coposti anche se al loro interno sono presenti cariche dello stesso segno, le quali dovrebbero respingersi.

Diametro tipico di un nucleo. 10^{-15}

2.3 Tavola periodica [Mendeleev](1871)

Viene creata per la prima volta una tabella che ci da le principali informazioni riguardo a tutti gli elementi chimici.

Ogni casella ha un elemento e sono disposti per numero atomico(z) crescente in orizzontale (non per numero di massa).

Le righe orizzontali si chiamano periodi e sono 7.

Le colonne verticali si chiamano gruppi e sono 18.

I gruppi 1, 2, 13-18 sono i gruppi principali.

I gruppi 3-12 sono chiamati gruppi di transizione.

Ci sono poi due righe aggiuntive poste sotto la tabella, queste due righe andrebbero compresse nel gruppo 3, periodi 6 e 7.

Dividiamo gli elementi in 3 gruppi:

- metalli: gruppi 1-13(circa, più alcuni elementi dei gruppi seguenti). Sono caratterizzati da malleabilità, duttilità, lucentezza, ottimi conduttori termici ed elettrici.
- semimetalli: elementi posti fra metalli e non metalli.
- non metalli: elementi posti sulla destra della tavola. Sono caratterizzati da pessime capacità conduttive.

In particolare:

- Gruppo 1: metalli alcalini.
- Gruppo 2: metalli alcalino terrosi.
- Gruppo 17: elementi alogeni.
- Gruppo 18: gas nobili (gli unici che si trovano solo singolarmente in natura, sono: He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn).

2.3.1 Raggio Atomico

- aumenta lungo un gruppo.
- diminuisce lungo un periodo

2.3.2 Energia di ionizzazione

- diminuisce lungo un gruppo.
- aumenta lungo un periodo.

2.3.3 Affinità elettronica

- diminuisce lungo un gruppo.
- aumenta lungo un periodo.

2.3.4 Comportamento metallico

Il comportamento metallico, fra i metalli: - aumenta lungo un gruppo.

- diminuisce lungo un periodo.

Ci sono però delle eccezioni:

- C è un non metallo, ma sotto forma di grafite è un buon conduttore elettrico.
- I è un non metallo, ma è un solido lucente.
- Ga e Cs sono metalli ma fondono a basse temperature.
- Hg è liquido a temperatura ambiente.

2.3.5 Raggio ionico

E' una stima delle dimensioni di uno ione cristallino.

Si può prevedere grazie alla relazione tra il raggio atomico e Z_{eff} :

- i cationi sono sempre più piccoli degli atomi originali poiché avendo sottratto elettroni, il nucleo attrae più vicino a se gli elettroni.
- gli anioni sono più grandi per l'effetto contrario rispetto ai cationi.

In tavola periodica:

- aumenta lungo un gruppo.
- diminuisce lungo un periodo

2.4 Legami chimici

- Legame covalente: legame fra due atomi con valori di elettronegatività vicini. Con il legame i due elementi condividono i loro elettroni.
- Legame ionico: legame fra due atomi con grande differenza di elettronegatività. uno dei due atomi attrae fortemente l'altro tanto da "strappargli" i suoi elettroni. (Trasferimento elettronico).

2.4.1 Legame ionico

Il legame ionico crea un composto ionico. Si effettua un trasferimento elettronico l'elemento più elettronegativo sarà quello che acquista gli elettroni dell'altro elemento e assume carica negativa (-), inoltre viene chiamato Catione.

Catione: colui che è più elettronegativo, acquista elettroni e assume carica negativa (-)

Anione: colui che è meno elettronegativo, cede elettroni e assume carica positiva (+)

Un composto Ionico sono elettricamente neutro perchè le cariche - sono uguali alle cariche +.

Regole :

- I metalli cedono elettroni.

- I non metalli acquistano elettroni.

Tutti cercano di ottenere la stabilità (avere un esatto numero di elettroni)

2.4.2 Legame covalente

(es. molecole omonucleari N_2 , O_2 , F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 , P_4 , S_8 , Se_8).

2.4.3 Numero di ossidazione

Numero che indica il numero di elettroni che si trasferiscono in una reazione.

E' un numero intero sempre con segno esplicito.

Regole :

- Sostanze elementari: NO = 0 (es. K, Cl_2 , O_2)

- Ossigeno: NO = -2

 - se si trova in un perossido: NO = -1

 - se si trova in un superossido: NO = $-\frac{1}{2}$

 - in OF_2 : NO = +2

- Idrogeno: NO = +1

 - se legato in un metallo o a B: NO = -1

- Ioni monoatomici: NO = carica dello ione
- Gruppo 1: NO = +1
- Gruppo 2: NO = +2
- Gruppo 17: NO = -1
 - se legati con O: NO = +1, +3, +5, +7
- Fissi:
 - F: NO = -1
 - Ag: NO = +1
 - Cd: NO = +2
 - Zn: NO = +2
 - Al: NO = -3
 - B: NO = +3
 - Si: NO = +4
- La somma di NO in una molecola è 0
- Ioni poliatomici: la somma di NO è uguale alla carica di uno ione

2.5 Miscele

2.5.1 Eterogenee

Miscela con componenti distinguibili ad occhio nudo, può essere solida, liquida o gassosa.

2.5.2 Omogenee

Miscela con componenti non distinguibili. Può essere solida, liquida, gassosa. Se è liquida viene chiamata soluzione, composta da solvente e soluto.

2.6 Metodi di separazione

2.6.1 Filtrazione

Pratica che permette di separare una miscela grazie alla differenza di dimensione delle particelle. Le particelle grandi rimangono nel filtro, le più piccole passano attraverso.

2.6.2 Cristallizzazione

Pratica basata sulla differenza di solubilità di un elemento al cambio della temperatura. Se la solubilità si abbassa, gli elementi si separano e precipitano (passano allo stato solido cadendo sul fondo del recipiente).

2.6.3 Distillazione

Capacità di un liquido di passare alla forma gassosa.

Si scalda il composto, solo il componente più volatile passa alla forma gassosa e viene raccolto, poi si ri-trasformano in forma liquida.

2.6.4 Estrazione

Si pone la soluzione nel vaso separatore e si aggiungono dei solventi non solubili fra loro.

Nel momento in cui i solventi vengono aggiunti essi, se ben scelti andranno a catturare solo una componente del mio composto iniziale. Creati i vari strati, essi vengono divisi in più recipienti.

2.6.5 Cromatografia

Si basa sulla velocità di migrazione. Il composto viene posto in un liquido chiamato fase mobile. Esso si muove su un supporto solido. Se le particelle di liquido si fermano significa che stanno interagendo con il supporto solido.

3 La stechiometria

3.1 Mole

Quantità di sostanza di un sistema che contiene tante entità elementari quanti sono gli atomi di 12g di Carbonio(12).

3.2 Numero di Avogadro

$6,022 \cdot 10^{23}$ senza unità di misura. Corrisponde al numero di atomi presenti in 12g di Carbonio(12).

3.3 Costante di Avogadro

$6,022 * 10^{23} \text{ mol}^{-1}$: numero di particelle in 1 mol.

3.4 MA: massa atomica

Se si parla di MA di un elemento si misura in Da(Dalton). Se invece si parla di 1 mol di atomi si esprimono in g(grammi)

3.5 MM: massa molare

Si tratta della somma dei valori di MA dei componenti di un composto. Se il composto è formato solo da un elemento allora $MM = MA$:

$$n = \frac{m}{MM} \rightarrow [mol] = \frac{[g]}{[g] * [mol^{-1}]}$$

3.6 Percentuale in massa

$$\%E = \frac{a * (MA_e)}{MM}$$

3.7 Analisi per combustione

Si porta un campione di materia in un forno, fornendo ossigeno si spinge il composto in forma gassosa all'interno di alcuni assorbitori.

Assorbitore 1 raccoglie H_2O dal composto

Assorbitore 2 raccoglie CO_2

Quello che rimane nel composto gassoso lo si lascia depositare in una terza camera per poi raccoglierlo ed effettuare i pesi.

3.8 Problemi di Stechiometria

- Bilanciare equazione
- Convertire masse in moli
- Data 1 sola mole si trovano tutte le altre
- Si possono riottenere le masse

3.9 Reagente limitante

Se abbiamo dei reagenti, molto probabilmente uno dei due limita l'altro.

Il limitante va trovato capendo quale dei due utilizza meno moli(attenzione

che le moli vanno divise per il coefficiente stechiometrico).
Quello che utilizza meno moli è l'agente limitante.

3.10 Resa teorica

La resa teorica è la resa che non comprende i problemi di laboratorio come residui etc.

Potrebbero accadere:

- reazioni collaterali
- equilibrio chimico
- perdite di materia nel laboratorio.

3.10.1 Percentuale di resa

$$\eta = \frac{resa\ reale}{resa\ teorica}$$

4 Classificazione delle reazioni chimiche

4.1 Reazioni chimiche

Molte reazioni si svolgono in ambiente acquoso.

Solvente + soluto = soluzione

Solvente: componente maggioritario

Soluto: componente minoritario

Alcuni sono passivi, disperdono le sostanze disciolte in essi in singole molecole, altri sono definiti attivi, cioè con una forte interazione.

Conduttività elettrica capacità di una soluzione di condurre elettricità.

Una sostanza sciolta in acqua che conduce energia si dice elettrolitica. (Sale binario e ternari sono elettroliti forti)

In questo caso l'acqua non compare nella reazione, è usata solo come un mezzo per farla avvenire.

L'acqua è in grado di far avvenire queste reazioni grazie alla sua struttura geometrica.

Ossigeno ha polo leggermente negativo mentre i due idrogeni hanno poli positivi.

Inoltre l'acqua non è composta in forma lineare ma a forma di retta.

Ci sono anche composti covalenti che si sciolgono in acqua grazie a legami HO analoghi a quelli dell'acqua.

Ci sono però sostanze che non si sciolgono ma rimangono intatte (es. Benzene C_6H_6)

Si sciolgono in acqua solo composti ionici o composti covalenti con OH.

4.1.1 Regole di solubilità

Sono solubili:

- I composti con elemento del gruppo 1 o con NH_4^+
- I nitrati (NO_3^-), gli acetati (CH_3COO , $C_2H_2O_2^-$) e la maggior parte dei perclorati(ClO_4^-).
- Tutti i cloruri(Cl^-), i bromuri(Br^-) e gli idruri eccetto quelli con Pb_2 e del gruppo 2
- Tutti i solfati(SO_4^{--}) eccetto quelli con Ca^{++} , Sr^{++} , Ba^{++} , Pb^{++}

Sono insolubili:

- Idrossidi metallici eccetto M del gruppo 1 e 2 (sotto Ca^+)
- I carbonati (CO_3^-), i solfati (PO_4^{--}) eccetto quelli del gruppo 1 e NH_4^+ .
- Tutti i solfuri eccetto quelli del gruppo 1, 2 e NH_4^+

4.2 Primo metodo di classificazioni delle reazioni

4.2.1 Reazioni di precipitazione

Due composti ionici solubili reagiscono e creano un precipitato.

Si formano per la poca solubilità.

Reazione di doppio scambio o metastasi (Quando due composti si scambiano gli elementi).

4.2.2 Reazione Acido-Base (Neutralizzazione)

Acido: sostanza che in H_2O produce ioni H^+

Base: sostanza che in H_2O produce ioni OH^-

Elettrolita forte: composta che in acqua si scioglie del tutto

Elettrolita debole: composto che in acqua si scioglie solo in parte

Se come prodotto troviamo un sale e acqua, la reazione è anche detta di salinizzazione.

4.2.3 Reazione di Ossido-Riduzione (Redox)

Si crea grazie al movimento netto degli elettroni da un reagente all'altro in una direzione, da quello che meno attrae elettroni a quello che più li attrae. Se il legame che si crea è ionico, l'elemento più elettronegativo "strappa" gli elettroni all'altro.

Questo si chiama trasferimento elettronico.

Se il legame che si crea è covalente, gli elettroni vengono solamente condivisi e questo si chiama spostamento elettronico.

Nelle reazioni redox:

I metalli sono tipicamente riducenti e tendono a cedere elettroni nelle reazioni.

I non metalli sono tipicamente ossidanti e tendono ad acquistare elettroni nelle reazioni.

Svolgimento :

- si attribuisce N.O. a tutti
- calcolare la variazione Δ N.O. per chi cambia
- Si moltiplicano Δ N.O. per il numero dei suoi atomi nella specie di partenza.
- Il Δ N.O. di un elemento diventa il coefficiente stechiometrico della specie che conviene l'altro el. e viceversa.
- Bilanciare tutti gli altri H e O.
- Bilanciare H e O.
- Verifichiamo che i coefficiente non siano semplificabili.

4.3 Secondo metodo di classificazioni delle reazioni chimiche

4.3.1 Reazione di combinazione (Sintesi)

Due elementi che si combinano per formare un solo composto più complesso.

Es. reazione di combustione $S_8 + 8SO_2$ (con 1 solo prodotto, altrimenti non è sintesi)

4.3.2 Reazione di decomposizione

Un reagente, rottura in due elementi

si rompono i legami chimici del reagente, per farlo però serve energia.

Si può fare in due modi:

- termica: rottura creata dal calore.
- elettrolitica: inserendo energia elettrica. Esempio: elettrolisi, processo per separare l'acqua e ottenere idrogeno.

4.3.3 Reazione di scambio

$xz + y = x + yz$

quando alla reazione partecipa un metallo, l'atomo riduce lo ione (Da elettroni)

quando partecipa un non metallo, l'atomo ossida lo ione (prende elettroni)

i metalli dei gruppi 1 e 2 reagiscono molto bene, ci sono metalli meno reattivi come (Au, Ag) che reagiscono solo con alcuni acidi e altri che non sono reattivi con niente.

I metalli vengono classificati per la loro capacità di spostare H da H_2O o da acidi.

Li, K, Ba, Ca, Na spostano H_2 da H_2O

Mg, Al, Mn, Zn, Cr, Fe, Cd spostano H_2 dal vapore acqueo

Co, Ni, Sn, Pb spostano H_2 da alcuni acidi

Cu, Mg, Au, Ag non spostano H_2

Si può spostare lo ione di un metallo con un altro metallo. Es: se metti in acqua rame e zinco dopo un po lo trovi lo zinco attaccato al rame.

Gli scambi possono avvenire negli alogeni secondo reattività decrescente.

Quindi:

$F_2 > Cl_2 > Br_2 > I_2$ Più è in alto, più è ossidante.

5 Lo stato gassoso

5.1 Proprietà dei gas

- Il volume di un gas varia in base a temperatura e pressione
- I gas hanno viscosità relativamente bassa e questo permette di viaggiare

all'interno di un tubo o di uscire da un foro.

- Un gas ha densità relativamente bassa (circa 1000 volte più piccola di un liquido)
- I gas sono completamente miscibili fra loro in qualsiasi proporzione.

5.2 Pressione

Forza esercitata su una superficie diviso l'are della superficie.

$$p = \frac{F}{A}$$

Barometro :

Il barometro è lo strumento utilizzato per misurare la pressione.

La pressione atmosferica è uguale a 760mm di mercurio (questa era la pressione che si era spostata utilizzando mercurio contro la pressione atmosferica).

Manometro :

Un altro misuratore di pressione.

Ne esiste di due tipi:

- A tubo chiuso: costituito da un tubo curvo pieno di mercurio chiuso ad un'estremità. Quando nel recipiente posto all'altra estremità è vuoto, i livelli di mercurio dei due rami del tubo sono uguali perchè nessun gas esercita pressione sull'altra superficie di mercurio. Quando il recipiente contiene un gas, esso fa scendere il libello di Mercurio nel ramo più vicino a lui. La differenza di altezze fra i due rami indica la pressione del gas.

- A tubo aperto: costituito da un tubo curvo pieno di mercurio con estremità aperta e l'altra collegata ad un recipiente. A differenza del precedente, questa volta in presenza di un gas c'è una pressione su entrambe le superfici, una data dal gas, l'altra dalla pressione atmosferica.

Unità di misura

Pa: pascal

atm: atmosfera $1 \text{ atm} = 101325 \text{ Pa}$

mmHg/tor: millimetri di mercurio $= 1/760 \text{ atm}$

bar: $1\text{ bar} = 10^5 \text{ Pa}$

5.3 Gas Perfetti

- Costituito da un gran numero di particelle, il numero di particelle è molto piccolo rispetto al volume di particelle, quindi hanno massa ma non volume.

- Le particelle di gas sono sempre in continuo movimento rettilineo casuale.

- Gli urti sono elastici ovvero non c'è scambio di energia, quindi niente attrito.

- Tra particelle di gas non ci sono forze.

Sono concentrazioni gassose si esprimono in % (%vol = %moli)

5.4 Legge di Boyle

Isoterma ($\text{temp} = \text{const}$)

$PV = \text{const}$, pressione e volume sono inversamente proporzionali.

5.5 Legge di Charles

Isobara ($P = \text{const}$)

$\frac{V}{T} = \text{const}$, volume e temperatura sono direttamente proporzionali.

5.6 Legge di Gay-Lussac

Isocora ($V = \text{const}$)

$\frac{P}{T} = \text{const}$, pressione e temperatura sono direttamente proporzionali.

5.7 Legge di Avogadro

$\frac{V}{n} = \text{const}$, volume e moli sono direttamente proporzionali.

5.8 Equazione di stato dei gas perfetti [Avogadro]

$$P V = n R T$$

$R = \text{costante di un gas} = 0,08206 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$

in condizione normale(NTP) 0C(273K) e 1atm
in queste condizioni 1 mol di gas perfetto occupa 22,4L.

5.9 Pressioni Parziali

Sapendo che i gas si possono mischiare perfettamente, sappiamo che ogni gas del composto esercita la sua pressione parziale (p_i) e sappiamo che la somma di tutte le p_i è uguale a P.

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

Frazione molare :

$$x_i = \frac{n_i}{n_{tot}} * 100$$

5.10 Energia Cinetica

$$E_k = \frac{1}{2} m V^2$$

$$\text{Energia cinetica media } E_k = \frac{1}{2} M M V^2$$

$$\text{Energia cinetica media dei gas } E_k = \frac{3}{2} k_B T$$

$$\text{Velocità quadratica media } V_{qm} = \sqrt{V^2} = \sqrt{\frac{3RT}{MM}}$$

5.11 Effusione

Teoria cinetica con cui il gas riesce tramite un foro a riempire un recipiente adiacente con pressione più bassa.

Nel caso due gas volevessero passare dal foro.

$$\frac{V_a}{V_b} = \frac{\sqrt{MM_b}}{\sqrt{MM_a}}$$

In questo caso tentano di eseguire una reazione ma invece di capitare al centro, capitava un lato poiché uno dei due composti era più veloce.

5.12 Atmosfera

- più sali, meno pressione
- la temperatura ha un andamento molto irregolare
- composizione:
 - atmosfera(80000 metri)

- eterosfera(180000 metri)
- nell'atmosfera i gas si mischiano per via della miscelazione convettiva
- nell'eterosfera i composti non si mischiano e stratificano dal più leggero al più pesante.

6 Equazione di Van der Waals

$$\left(p + \frac{n^2 a}{V^2}\right) (V - nb) = nRT$$

Dove a, b sono costanti di Van der Waals: numeri positivi determinati sperimentalmente per ogni gas. In particolare:

- a: termine correttivo della pressione ed esprime l'intensità delle interazioni tra molecole gassose.
- b: è il covolume, cioè il volume occupato dalle molecole di una mole di gas. A basse pressioni tale volume è trascurabile rispetto a quello in cui si muovono le molecole, mentre non lo è a pressioni molto elevate.

7 La termochimica

- Solido: le particelle costituenti sono strettamente impacchettate e ne risulta un'aggregazione rigida

8 Teoria quantistica e struttura atomica

- Solido: le particelle costituenti sono strettamente impacchettate e ne risulta un'aggregazione rigida

9 Configurazione elettronica

- Solido: le particelle costituenti sono strettamente impacchettate e ne risulta un'aggregazione rigida

10 Modelli del legame chimico

- Solido: le particelle costituenti sono strettamente impacchettate e ne risulta un'aggregazione rigida

11 La forma delle molecole

- Solido: le particelle costituenti sono strettamente impacchettate e ne risulta un'aggregazione rigida

12 Teorie del legame covalente

- Solido: le particelle costituenti sono strettamente impacchettate e ne risulta un'aggregazione rigida

13 Forze intermolecolari, liquidi, solidi e transizioni di fase

- Solido: le particelle costituenti sono strettamente impacchettate e ne risulta un'aggregazione rigida

14 Proprietà delle miscele, soluzioni e colloid

- Solido: le particelle costituenti sono strettamente impacchettate e ne risulta un'aggregazione rigida

15 L'equilibrio, l'entità delle reazioni chimiche

- Solido: le particelle costituenti sono strettamente impacchettate e ne risulta un'aggregazione rigida

16 Equilibri acido-base e di solubilità in soluzioni acide

- Solido: le particelle costituenti sono strettamente impacchettate e ne risulta un'aggregazione rigida

17 Entropia, energia libera e direzione delle reazioni

- Solido: le particelle costituenti sono strettamente impacchettate e ne risulta un'aggregazione rigida

18 Cinetica chimica

- Solido: le particelle costituenti sono strettamente impacchettate e ne risulta un'aggregazione rigida

19 Elettrochimica

- Solido: le particelle costituenti sono strettamente impacchettate e ne risulta un'aggregazione rigida

20 Chimica organica

- Solido: le particelle costituenti sono strettamente impacchettate e ne risulta un'aggregazione rigida