



Corso Luigi Einaudi, 55 - Torino

**Appunti universitari**

**Tesi di laurea**

**Cartoleria e cancelleria**

**Stampa file e fotocopie**

**Print on demand**

**Rilegature**

NUMERO: 1489A -

ANNO: 2015

# A P P U N T I

STUDENTE: Arcero

MATERIA: Chimica. Prof. Onida

Il presente lavoro nasce dall'impegno dell'autore ed è distribuito in accordo con il Centro Appunti.

Tutti i diritti sono riservati. È vietata qualsiasi riproduzione, copia totale o parziale, dei contenuti inseriti nel presente volume, ivi inclusa la memorizzazione, rielaborazione, diffusione o distribuzione dei contenuti stessi mediante qualunque supporto magnetico o cartaceo, piattaforma tecnologica o rete telematica, senza previa autorizzazione scritta dell'autore.

**ATTENZIONE: QUESTI APPUNTI SONO FATTI DA STUDENTIE NON SONO STATI VISIONATI DAL DOCENTE.  
IL NOME DEL PROFESSORE, SERVE SOLO PER IDENTIFICARE IL CORSO.**

## Nomenclatura Inorganica

### OSSIDI (O + elemento ≠ 0)

**Ossidi Basici:**  
(O + metallo)

**Ossidi Acidi:**  
(O + NON metallo)

in base alla reattività  
dell'ossido con H<sub>2</sub>O  
← se abbiamo un →

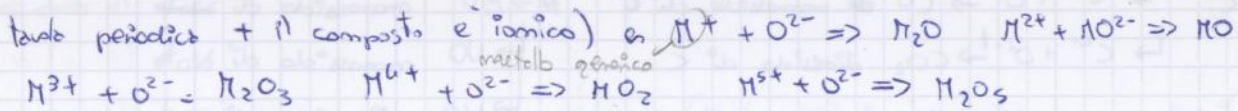


**IDROSSIDI (basi)** → in H<sub>2</sub>O rilasciano OH<sup>-</sup>

**OSSIDIACIDI (acidi)** → in H<sub>2</sub>O rilasciano H<sup>+</sup>

### Ossidi dei metalli (Basici)

Nella maggior parte dei casi sono composti ionici formati con la reazione  $O + 2e^- \rightarrow O^{2-}$  ma per semplificare assumiamo che tutti gli ossidi dei metalli siano ionici. Il grado ionico dipende dal tipo di metallo che si lega (+ un metallo è in basso a sinistra della



es.  $Li^+ \rightarrow Li_2O$      $Na^+ \rightarrow Na_2O$  → metalli del I gruppo: hanno sempre carica +1

es.  $Cu^+ \rightarrow Cu_2O$  → Cu è un elemento di transizione; questi elementi quasi mai hanno solo 1 carica e un grado di ossidazione. Es. Cu può essere  $Cu^+$  o  $Cu^{2+} \rightarrow Cu_2O$  o  $CuO$

quindi da uno stesso elemento si possono ricavare diversi acidi! Per sottolineare la differenza la nomenclatura IUPAC, quella tradizionale e quella col numero di Stock utilizzano notazioni ≠.

### Nomenclatura Tradizionale

$Li_2O \rightarrow$  ossido di Litio

$Na_2O \rightarrow$  " " sodio

$Cu_2O \rightarrow$  ossido rameoso

$CuO \rightarrow$  " " rameico

} Per l'ossido con carica < si usa il suffisso "oso" e per quello con carica > il suffisso "ico"

### Nomenclatura IUPAC

$Li_2O \rightarrow$  monossido di litio

$Na_2O \rightarrow$  " " " sodio

$Cu_2O \rightarrow$  monossido di Rame

$CuO \rightarrow$  " " " Rame

} Si usano prefissi numero greco davanti

si dà agli ossidi e agli elementi per indicare quante volte un elemento è presente.

### Nomenclatura con il Numero di Stock

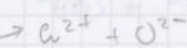
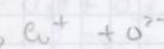
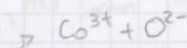
$CoO \rightarrow$  ossido di cobalto (II)

$Co_2O_3 \rightarrow$  " " " (III)

$Cu_2O \rightarrow$  " " " Rame (I)

$CuO \rightarrow$  " " " " (II)

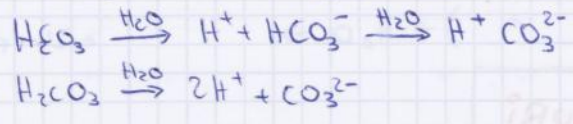
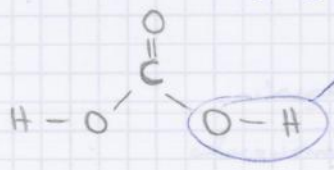
Il numero di Stock indica la carica dello ione metallico



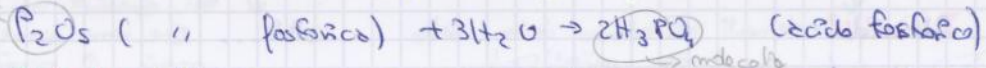
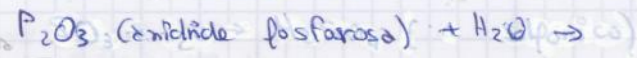
Esempio con 3 tipi di nomenclatura

**ACIDO:** sostanza che libera in H<sub>2</sub>O ioni H<sup>+</sup>. (Definizione di Arrhenius).

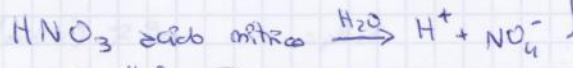
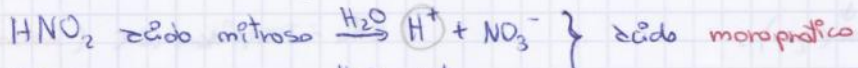
Per capire perché gli ossiacidi sono acidi bisogna considerare la loro formula di struttura. Es. H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> l'H è legato ad O (sotto questi atomi di H si staccano nell'H<sub>2</sub>O e caratterizzano gli acidi), quindi quando la molecola viene sciolta in H<sub>2</sub>O uno di questi atomi H si stacca diventando ione H<sup>+</sup>.



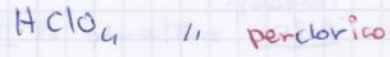
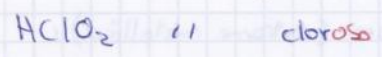
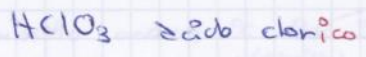
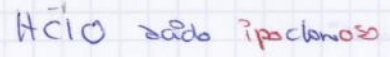
Per gli ossiacidi si usa la nomenclatura che si usa e quella tradizionale: l'acido prende il nome dell'anidride che l'ha creato:  $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3$  (acido carbonico)



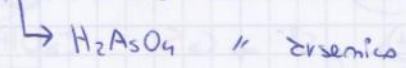
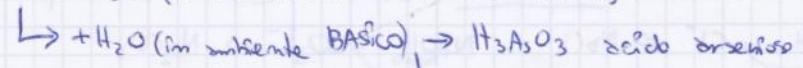
**Praticità** dell'acido: quanti protoni H<sup>+</sup> libera l'acido per molecola



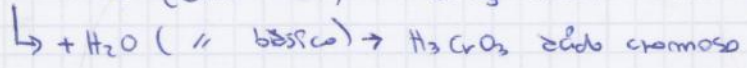
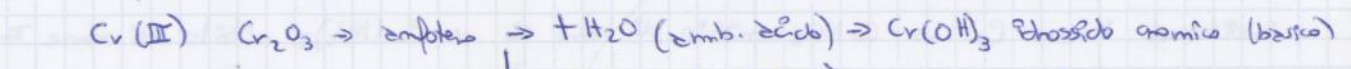
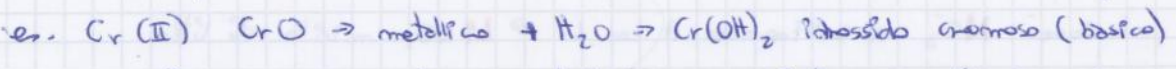
Gli elementi del VII/17 gruppo sono detti **ALOGENI** e formano ossiacidi diversi: (per distinguerli il 2 con carica < hanno il suffisso "oso" ed il < del 2 anche il prefisso "ipo-", mentre gli altri due in suffisso "ico" e tra questi quello con la carica > ha anche il suffisso "per-") es. con il Cl:



Gli ossidi di semimetalli disciolti in H<sub>2</sub>O hanno un comportamento **anfotero**, ovvero possono comportarsi sia da ossidi basici sia da acidi acidi a seconda dell'ambiente di reazione, es. As<sup>3+</sup> + O<sup>2-</sup> ⇒ As<sub>2</sub>O<sub>3</sub> (ossido) → +H<sub>2</sub>O (in ambiente ACIDO) → As(OH)<sub>3</sub> **basico**



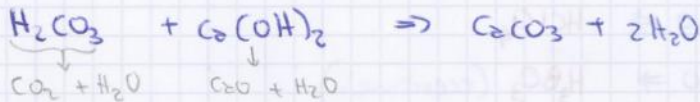
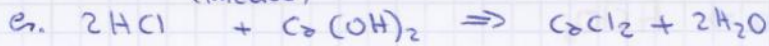
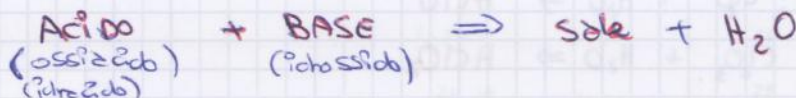
Anche gli ossidi degli elementi di transizione hanno un comportamento variabile: quando la carica delione è bassa l'ossido ha un comportamento metallico (forma idrossidi), viceversa quando la carica è alta si comporta in maniera non metallica (forma acidi); se la carica è una via di mezzo avrà invece un comportamento anfotero



es.  $H_2SO_4$  acido solforico, lo ione  $SO_4^{2-}$   $\rightarrow$  sostituendo H con  $Na^+$   $\rightarrow Na_2SO_4$  solfato di sodio  
 sostituendo H con Fe  $\rightarrow FeSO_4$  solfato di ferro (II) (o ferroso)  $\vee Fe_2(SO_4)_3$   
 solfato di ferro (III) (o ferrico)

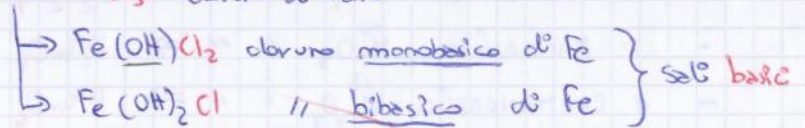
da nomenclatura dei sali provenienti dagli IDRACIDI parte invece dall'anione dell'ele dell'elemento che nell'idruido è legato ad H (non è presente  $O^{2-}$ ) acido -idrico  $\rightarrow$  ... -URO di (altro elemento) es. HCl acido cloridrico, ione  $Cl^-$   $\rightarrow$  sostituendo ad H K  $\rightarrow$  KCl cloruro di potassio, sostituendo H con  $Na^+$   $\rightarrow NaCl$  cloruro di sodio, con  $Mg^{2+}$  al posto di H  $\rightarrow MgCl_2$  dicloruro di magnesio, se H  $\rightarrow$  Co  $\rightarrow CoCl_2$  dicloruro di cobalto (cloruro di Co II)  $\vee CoCl_3$  triclururo di cobalto (cloruro di cobalto III)

Reazione per ottenere un sale:



**N.B:** Non tutti gli ioni H devono essere sostituiti in un sale. es.  $H_3PO_4$  protico 3  $\rightarrow$  sostituendo ad H, Cs  $\Rightarrow (S_3PO_4 \vee Cs_2HPO_4 \vee Cs_3H_2PO_4)$   $\rightarrow$  sali acidi

es.  $Fe(OH)_3$  sostituendo H con Cl  $\rightarrow FeCl_3$  cloruro di Ferro



$NaHCO_3$  bicarbonato (è basico ma ha un comportamento acido)  $WTF?$

**OSSIDI basici (METALLO +  $O_2$ ), Acidi (= anidridi, NON METALLO +  $O_2$ )**

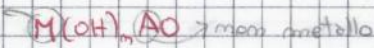
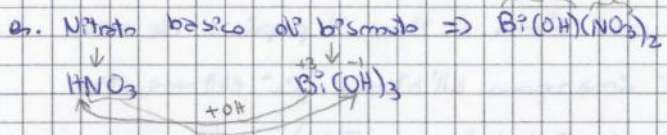
- 1 nr. ox.  $\rightarrow$  tipo composto + nome elemento
- 2 nr. ox  $\rightarrow$  " " + " " + -oso/-ico
- 3 nr. ox.  $\rightarrow$  " " + " " + ipo-oso/-oso/-ico
- 4 nr. ox.  $\rightarrow$  " " + " " + ipo-oso // -oso/-ico / iper-ico

**IDROSSIDI** (ossidi basici, metallo +  $O_2$  +  $H_2O$ )

Per determinare la formula è necessario determinare il nr. ox. del METALLO ed aggiungere tante gruppi  $OH^-$  quanti è il nr. ox.  $X^{+m}(OH)_m$

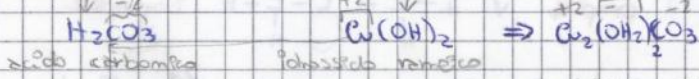
- es. Idrossido di K  $\rightarrow$  nr. ox. = +1  $\Rightarrow KOH$  Idrossido mercurico  $\rightarrow$  nr. ox. = +2  $\Rightarrow Hg(OH)_2$
- " " Co  $\rightarrow$  nr. ox. = 2  $\Rightarrow Co(OH)_2$  " mercurioso  $\rightarrow$  nr. ox. = +2  $\Rightarrow Hg(OH)_2$
- " " Al  $\rightarrow$  nr. ox. = 3  $\Rightarrow Al(OH)_3$  " di ammonio  $\rightarrow$  ione  $NH_4^+$   $\Rightarrow NH_4(OH)$
- " ferroso  $\rightarrow$  nr. ox. = +2  $\Rightarrow Fe(OH)_2$  eccezione: non metallo
- " ferrico  $\rightarrow$  nr. ox. = +3  $\Rightarrow Fe(OH)_3$

### Sali BASICI (contengono OH)

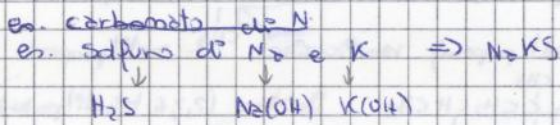
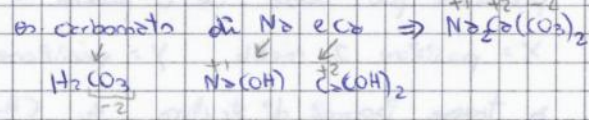
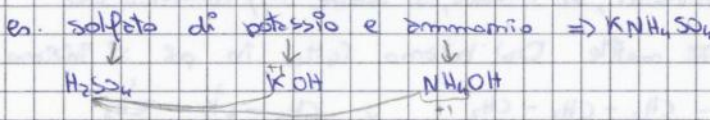


(sostituisce Bi ad H, aggiunge 1 OH e poi "NO<sub>3</sub>" preso tante volte quanto e' il nr. ox. di Bi(OH)<sub>n</sub> nel sale)

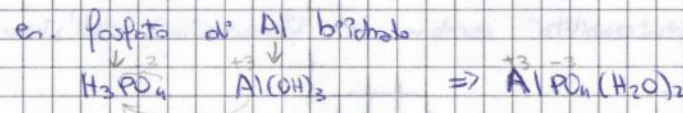
### es. carbonato bibasico di rame



### Sali DOPPI (+ di 1 metallo)



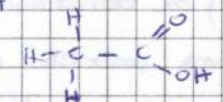
### Sali IDRATI (contengono molecole di H<sub>2</sub>O)



### Chimica Organica

Composti organici del carbonio legati con pochi altri elementi H, O, F, N, Cl, Br...

- Forma chimica  $\rightarrow$
- molecolare es.  $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$
  - razionale (gruppi funzionali) es.  $\text{CH}_3\text{COOH}$
  - strutture (geometria molecolare)



**Isomeria strutturale:** stessa composizione chimica, ≠ disposizione degli atomi ( $\Rightarrow$  ≠ proprietà chimica - fisiche)

- Nomenclatura  $\rightarrow$
- prefissi: met - et - prop - but - pent - es - ept - ott ...
  - numeraz. catena + luogo contenente il gruppo funzionale
  - numeraz. attribuita agli atomi di C sostituiti o nr più piccoli possibile

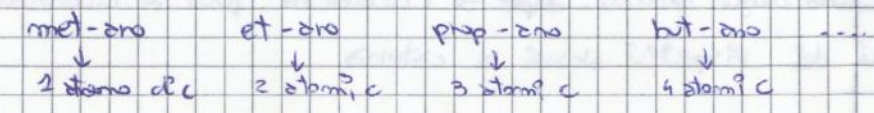
### Idrocarburi (Solo C ed H)

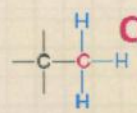
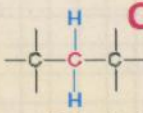
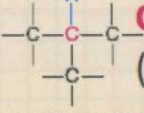

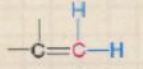
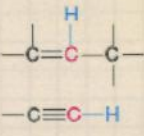
- aromatici (anello di C decalegati con struttura piano)
- alifatici:
  - saturi: i C sono ibridizzati sp<sup>3</sup>, solo legami σ
  - insaturi: " " " " sp<sup>2</sup> v sp, quindi c'è almeno un legame doppio

Cicli/alcini  $\Rightarrow$  legami σ e π (insaturazione)

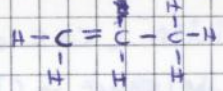
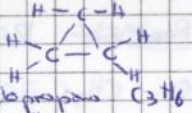
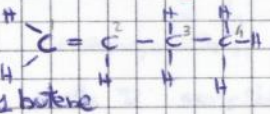
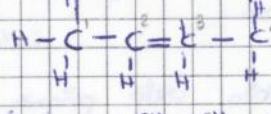
### ALCANI C<sub>n</sub>H<sub>2n+2</sub>

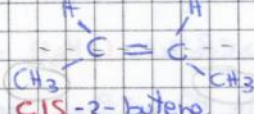
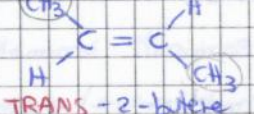
Sono chiamati paraffine perché sono poco reattivi a causa dei legami σ non polari



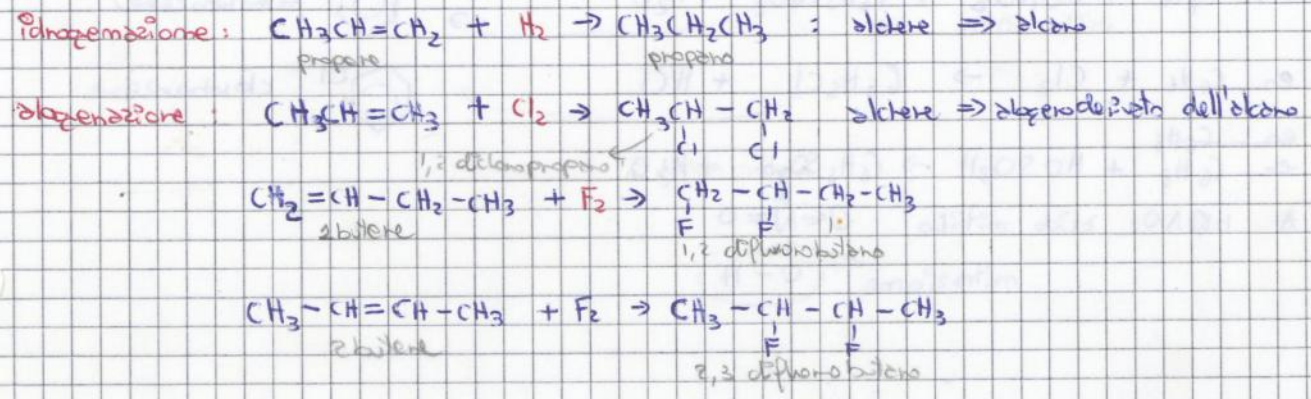
<p><b>C primario (I)</b></p>  <p>Un atomo di C legato da un legame singolo a un altro atomo di C può legarsi a tre atomi di H</p>	<p><b>C secondario (II)</b></p>  <p>Un atomo di C legato da legami singoli ad altri due atomi di C può legarsi a due atomi di H</p>	<p><b>C terziario (III)</b></p>  <p>Un atomo di C legato da legami singoli ad altri tre atomi di C può legarsi a un atomo di H</p>
<p><b>C quaternario (IV)</b></p>  <p>Un atomo di C legato da legami singoli ad altri quattro atomi di C è già legato completamente (non può legarsi ad alcun atomo di H)</p>	<p><b>C alchene</b></p>  <p>Un atomo di C legato da un legame doppio a un altro atomo di C è considerato come se fosse legato ad altri due atomi di C</p>	<p><b>C alchino</b></p>  <p>Un atomo di C legato da un legame doppio e da un legame singolo ad altri due atomi di C o un atomo di C legato da un legame triplo a un altro atomo di C è considerato come se fosse legato ad altri tre atomi di C</p>

**ALCHENI**  $C_nH_{2n}$

$C_2H_4$  etene (nome d'uso **ETILENE**) 2 legami  $\sigma$  e 1  $\pi$  tra C e C ( $CH_2=CH_2$  **vinile** nome d'uso)  
 Poiché hanno stessa formula  $C_nH_{2n}$  vi è **isomeria strutturale** tra i cicloalcani e gli alcheni  
 dal propene in poi. es. propene (propilene)  $C_3H_6$     
 Dal butene  $C_4H_8$  in poi si può avere **isomeria di posizione** del doppio legame es.  **1-butene**  **2-butene** ( $CH_2=CH-CH_2-CH_3$ )

Nella nomenclatura il doppio/triplo legame è più importante dei radicali quindi si inizia a numerare la catena da esso. es.  $CH_2=C(CH_3)CH_3$  2-metilpropene (**isomero di catena**)  
 Poiché non c'è libera rotazione intorno al doppio legame (se ruota la molecola di  $90^\circ$  non c'è + una sovrapposizione verticale tra gli orbitali p, quindi facciale si dovrebbe rompere il legame  $\pi$ ) per gli alcheni si può incontrare **isomeria geometrica** quando ha sui C 2 sostituenti  $\neq$   
 es. isomeri del 2-butene:  
 **CIS-2-butene**  **TRANS-2-butene**  
 (molecola  $\neq$  con proprietà  $\neq$ )

**REATTIVITÀ alcheni:** il reattivo  $e^-$  > sul doppio legame (insaturazione, legame  $\pi$ ) quindi la reazione principale è quella di **addizione** al legame  $C=C \Rightarrow$  il C passa da un ibridazione  $sp^2$  a una  $sp^3$  per formare 4 legami  $\sigma$  saturando il preesistente doppio legame con l'aggiunta di atomi es.:



## Fonti e Applicazioni industriali degli idrocarburi

$C_1 - C_4$  gas naturale

$C_5 - C_{16}$  etere di petrolio

$C_5 - C_{10}$  benzina

$C_{10} - C_{16}$  cherosene

$C_{15} - C_{18}$  gasolio

$C_{18} - C_{20}$  olio lubrificante

$C_{20} - C_{30}$  paraffina solida

$n > C_{30}$  asfalto solido

All'aumentare del nr di C cambia lo stato di

aggregazione perché aumentano le forze di dispersione

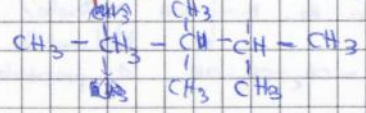
→ aumento  $T_{eb}/T_{fus}$  → i diversi idrocarburi

liquidi si ottengono per distillazione frazionata

**Benzene** (distillazione  $40^\circ C - 220^\circ C$ )

→ combustibile + importanti  
 usate nei motori a combustione  
 interna (a scoppio) il cui  
 rendimento aumenta con l'aumen-  
 tare della comprimibilità della  
 miscela aria-benzina, che è  
 però limitata dalla qualità della  
 benzina stessa (oltre un certo  
 valore di compressione si ha la  
 detonazione prematura della miscela)

Il numero di ottano (N.O.) una scala convenzionale dove lo 0 è attribuito al  
 m-epilano ed il valore 100 all'isotano (introdotto un tempo il + antidetonante)



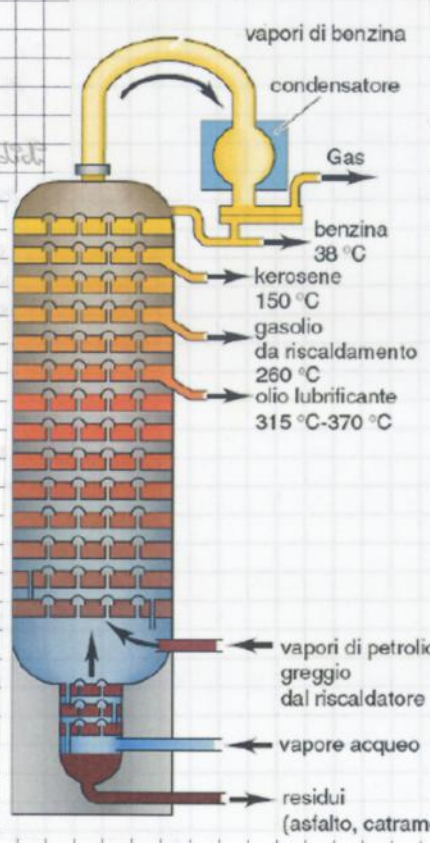
Se per es. una benzina ha N.O. = 95 vuol dire che ha  
 le proprietà detonanti di una miscela formata dal 75% di

isotano e dal 5% di m-epilano. Le proprietà antidetonanti di una benzina aumentano:  
 - se aumentano le ramificazioni lungo la catena  
 - se sono presenti doppi legami  
 - se gli idrocarburi sono ciclici soprattutto aromatici

Le benzine sono ottenibili facendo reagire e spezzando molecole di catena lunga:

**cracking catalitico** degli alcani ( $C_{10} - C_{18}$ ) in assenza di aria (con  $O_2$  avvenirebbe la  
 combustione), alla P ( $> 10 \text{ atm}$ ), alla T ( $\sim 400^\circ C$ ) → produzione di <sup>miscela</sup> alcani e alcheni a  
 catena + corta usano ramificati, utilizzabili come benzina ad alto N.O.  
 (oleone e gasolio) → alcani + alcheni (benzine)

**cracking termico** breve riscaldamento alcani ad alta T ( $700/800^\circ C$ ) ⇒ alcheni e alcani



**Figura 13.17** Il processo di distillazione frazionata. In laboratorio, una soluzione di due o più componenti volatili è collegata a una colonna di frazionamento piena di sferette di vetro e collegata a un condensatore. Quando la soluzione viene riscaldata, la miscela di vapori sale e condensa ripetutamente sulle sferette di vetro, formando ogni volta un liquido arricchito del componente più volatile. Il vapore che raggiunge il condensatore è costituito soltanto dal componente più volatile. Nell'industria, questo processo è impiegato per separare il petrolio in molti prodotti. Una torre di frazionamento alta 30 m è capace di separare componenti che differiscono di qualche decimo di grado Celsius nelle temperature di ebollizione. (L'illustrazione è una versione semplificata di un processo in più parti).

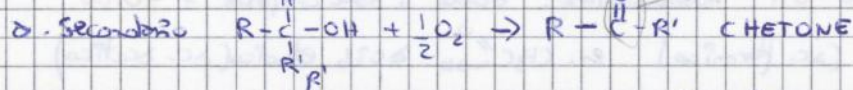
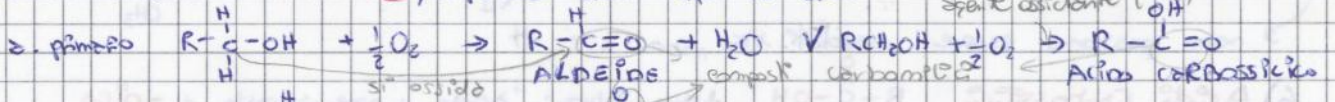
Per distinguere la qualità delle benzine si usa



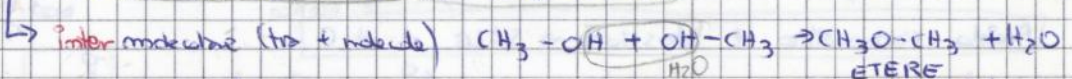
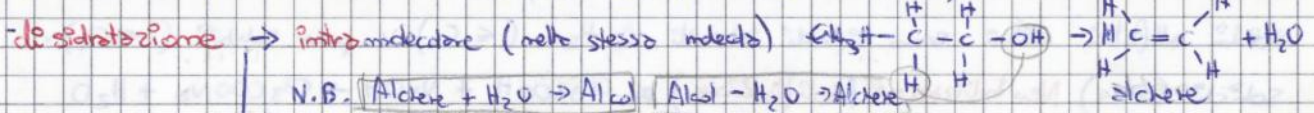
fisiche) e dall'H<sub>2</sub>O (l'OH conferisce le proprietà caratteristiche all'alcol) → contiene un gruppo  
 (parte R) e una idrossila (OH) che può formare legami ad H. da solubilità in H<sub>2</sub>O  
 più ~~alto~~ di un alcol dipende dal nr di C nella catena ovvero dalla grandezza  
 della sua parte idrofoba → > nr C → > idrofobicità → < solubilità in H<sub>2</sub>O

Le proprietà acido-base degli alcoli sono ~ a quelle dell'H<sub>2</sub>O (gli alcoli sono 1 po' +  
 basici) ovvero sono **amfiprotici**:  $R-OH + :B \rightleftharpoons R-O^- + H-B$   $R-OH + H-A \rightleftharpoons R-OH_2^+ + :A^-$   
alcol base acido base acido base acido base

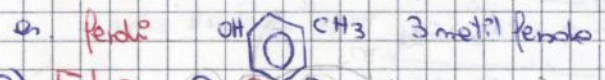
REATTIVITÀ: - **ossidazione**, dipende dal tipo di alcol



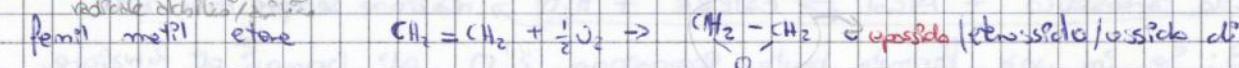
3. terziario  $R-C(OH)(R')(R'') \rightarrow$  no H ossidabile (un agente ossidante più drastico  
 l'alcol che poi viene ad alchene che può essere ossidato)



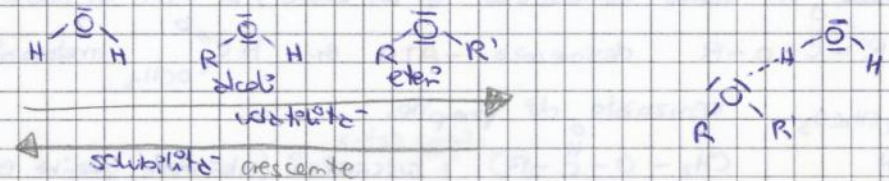
**Alcoli Aromatici** hanno proprietà ≠ ad es sono leggermente più acidi dell'H<sub>2</sub>O



3) **Etere**  $R-O-R'$  - ibridazione sp<sup>3</sup>  $CH_3OCH_2CH_3$  metil etil etere  $C_6H_5OCH_3$



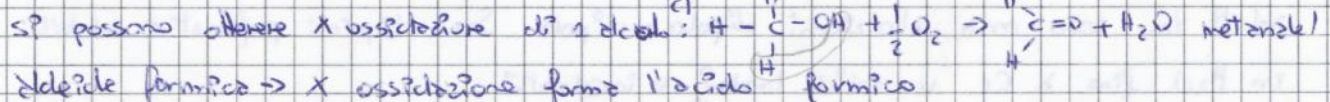
REATTIVITÀ: poco polari, solubili in H<sub>2</sub>O, molto volatili, poco reattivi (liquidi)



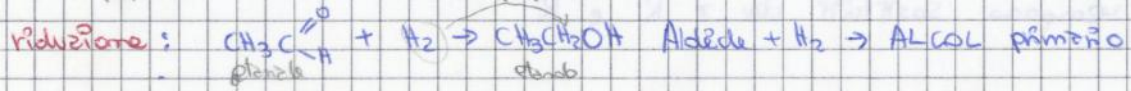
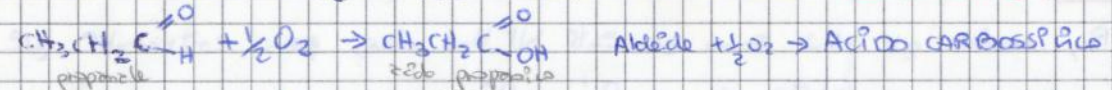
4) **Aldeidi**  $R-C(=O)-H$  Il carbonio è em e è legato il carbonile C=O e sempre  
 terminale (sempre posizione 1). Nomenclatura: composto + **-ALDE** es.  $H-C(=O)-H$  metanale

(formaldeide/aldeide formica)  $CH_3-C(=O)-H$  etanale (acetaldeide/aldeide acetica)  $C_6H_5-C(=O)-H$

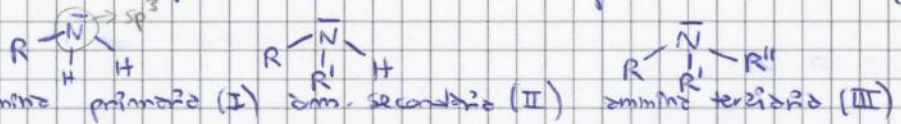
Benzaldeide (aldeide benzica) es.  $CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-C(=O)-H$  4 osso-pentanale



REATTIVITÀ: possono formare legami ad H perché C=O e molto polarizzato e  
 non H-bond → solubili in H<sub>2</sub>O. T<sub>eb</sub> > alcani ma < alcoli **ossidazione**:

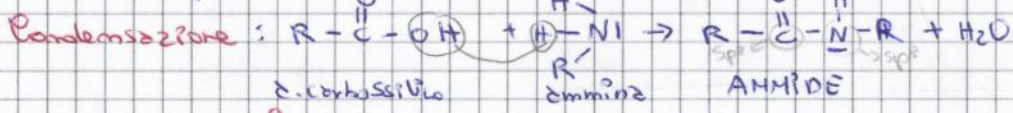
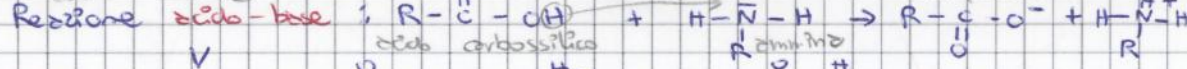
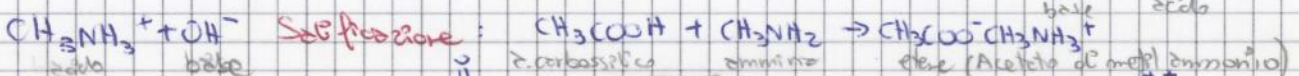


8) Ammine  $R-NH_2$  Sono composti associabili all' $NH_3$  per sostituzione degli H con dei radicali



es.  $CH_3NH_2$  metilammina (I)  $CH_3NHCH_2CH_3$  metil etilammina (II)  $(CH_3CH_2)_3N$  trietilammina (III)  $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$  fenilammina (anilina)

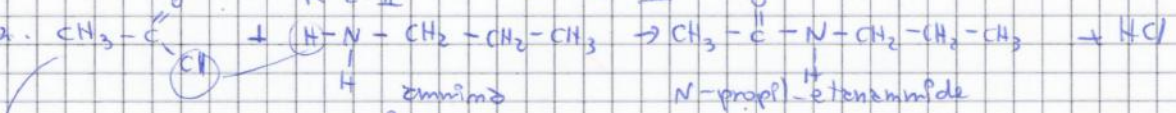
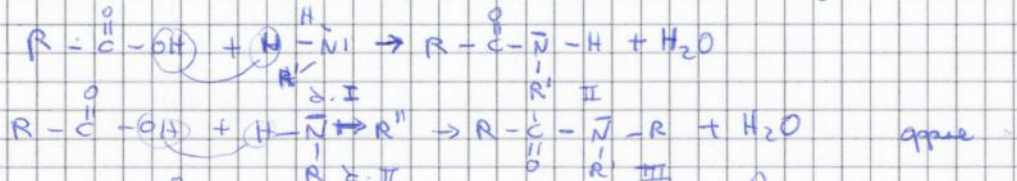
REATTIVITÀ: composti polari, solubili in  $H_2O$  fino a  $C_6$  (legame ad H) basici (la basicità cresce passando da un'ammina I ad una II, ovvero aumentando il nr di radicali), ma ciò non vale per l'ammina II che a causa dell'ingombro spaziale si protona + difficilmente). Le alchilammine sono basi + forti di  $NH_3$  mentre le diammine sono basi + deboli rispetto ad  $NH_3$ .  $CH_3NH_2 + H_2O \rightleftharpoons CH_3NH_3^+ + OH^-$



9) Ammidi:  $R-C(=O)-NH_2$  Il gruppo acido  $RCO-/ArCO-$  degli acidi carbossilici sostituisce un H nell' $NH_3$  (o+) con formazione di un ammide.  $R-C(=O)-$  **radice** radicale dell'acido carbossilico senza OH. Le ammidi si classificano in I, II, III come le ammine

es.  $HC(=O)NH_2$  metanammide (I) = formammide ( $HC(=O)NH_2$  **formile**)  $CH_3C(=O)NH_2$  etanammide (I)  $C_6H_5C(=O)NH_2$  benzanammide  $CH_3C(=O)NHCH_3$  N metil etanammide (II)  $CH_3C(=O)N(CH_3)_2$  N,N dimetil etanammide

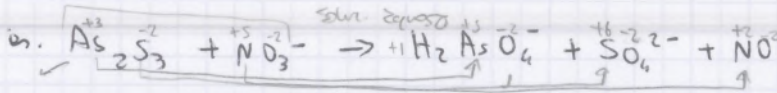
Si possono ottenere per reazione di condensazione:  $\text{acido carbossilico} + \text{ammina} \rightarrow \text{ammide} + H_2O$



Abgano acido  $R-C(=O)-X \rightarrow X = Cl, Br, \dots \rightarrow$  miglior gruppo uscente rispetto all'OH poiché e<sup>-</sup> più facile rimuovere in abgano nella condensazione

REATTIVITÀ: Sono composti liquidi o solidi che possono formare forti legami ad H tra di loro ( $N-H \dots CO, CO \dots N-H$ )  $\rightarrow$  alti punti di fusione ed ebollizione.

risultato in forma ionica



I:  $\Delta m_1 = \Delta m_2$

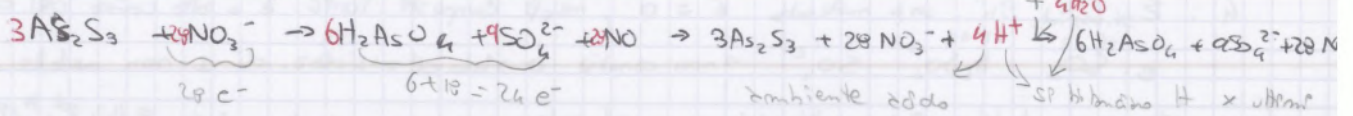
II: bilancia cariche

III: " massa

Il non compare xK anione dell'acqua, che e in soluzione, e quindi puo' sempre essere bilanciato (puo' sempre accadere)

sia As che S si ossidano mentre N si riduce

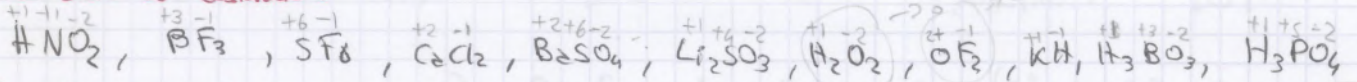
$$\begin{aligned} \text{As} (\text{As}_2\text{S}_3) &= +3 \rightarrow +5, \Delta m = 2 \times 2 = 4 \uparrow \\ \text{S} (\text{As}_2\text{S}_3) &= -2 \rightarrow +6, \Delta m = 8 \times 3 = 24 \uparrow \end{aligned} \quad \left. \begin{aligned} \Delta m_{\text{red}} (\text{As}_2\text{S}_3) &= 28 \uparrow \\ \times 3 & \end{aligned} \right\} \quad \text{N} (\text{NO}_3^-) = +5 \rightarrow +2, \Delta m = 3 \downarrow$$



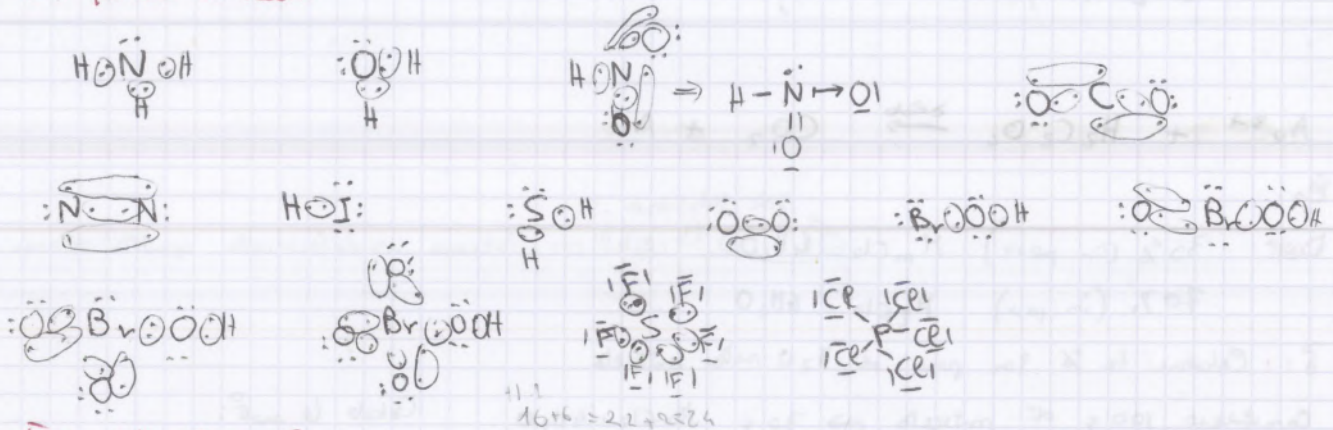
**Es. nomenclatura 1**

- BaO ossido di Ba, monossido di Ba, ossido di Ba (II)  
 $\text{BaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ba}(\text{OH})_2$  idrossido di Ba
- CoO ossido cobaltoso, monossido di Co, ossido di Co (II)  
 $\text{CoO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Co}(\text{OH})_2$  idrossido di Co
- Co<sub>2</sub>O<sub>3</sub> ossido cobaltico, triossido di cobalto, ossido di cobalto (III)  
 $\text{Co}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- V<sub>2</sub>O<sub>3</sub> ossido vanadioso, triossido di vanadio, ossido di vanadio (III)  
 $\text{V}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- VO<sub>2</sub> ossido vanadico, diossido di vanadio, ossido di vanadio (IV)  
 $\text{VO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- SmO ossido samarico, ossido di Sm, ossido di Sm (II)  
 $\text{SmO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Sm}(\text{OH})_2$  idrossido di Sm
- V<sub>2</sub>O<sub>5</sub> ossido pervanadico, pentossido di vanadio, ossido di vanadio (V)  
 $\text{V}_2\text{O}_5 + 5 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{V}_2(\text{OH})_{10}$
- Sm<sub>2</sub>O<sub>3</sub> ossido samarico, triossido di Sm, ossido di Sm (III)  
 $\text{Sm}_2\text{O}_3 + 3 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Sm}_2(\text{OH})_6$
- PbO ossido piomboso, ossido di Pb, ossido di Pb (II)  
 $\text{PbO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Pb}(\text{OH})_2$
- PbO<sub>2</sub> ossido piombico, diossido di Pb, ossido di Pb (IV)  
 $\text{PbO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Pb}(\text{OH})_4$
- Fe(OH)<sub>2</sub> idrossido ferroso, diidrossido di Fe, idrossido di Fe (II)  
 $\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2 \text{OH}^-$
- Fe(OH)<sub>3</sub> idrossido ferrico, triidrossido di Fe, idrossido di Fe (III)  
 $\text{Fe}(\text{OH})_3 \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{Fe}^{3+} + 3 \text{OH}^-$
- Al(OH)<sub>3</sub> idrossido di alluminio, triidrossido di Al, idrossido di Al (III)  
 $\text{Al}(\text{OH})_3 \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{Al}^{3+} + 3 \text{OH}^-$

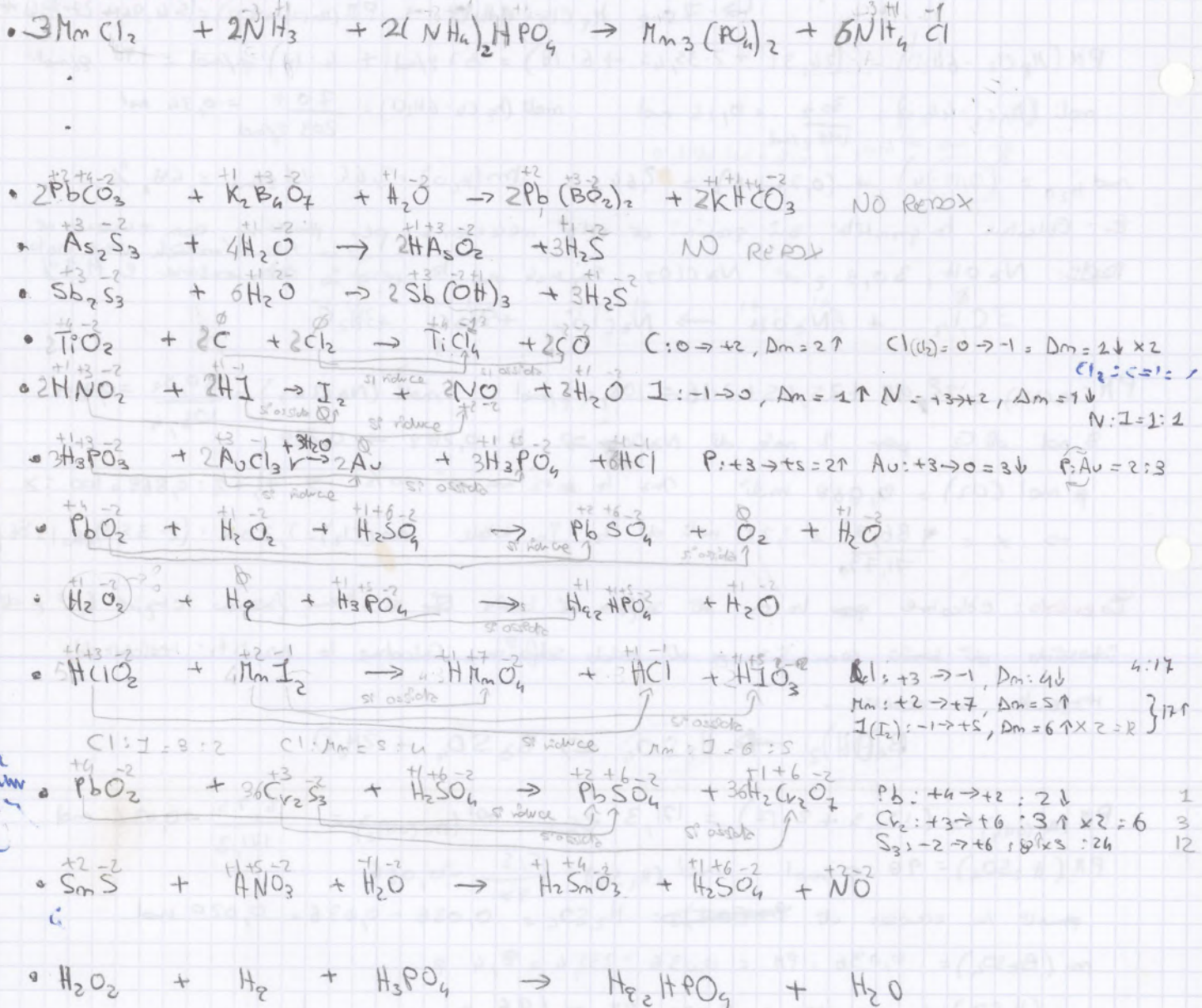
Es. stato di ossidazione



Es. formule di Lewis



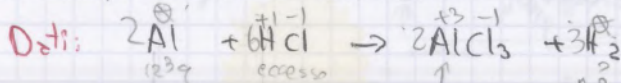
Es. bilanciamento



$$147 \cdot 10^3 : 65 : x = 100 \rightarrow m_{\text{tot}} \text{ con } H_2 = 226,15 \cdot 10^3 \text{ g}$$

$$V_{H_2SO_4(65\%)} = \frac{226 \cdot 10^3 \text{ g}}{1,55 \text{ g/ml}} = 146 \cdot 10^3 \text{ ml} = 146 \text{ L}$$

Es. 1) Calcolare i g di  $H_2$  si ottengono da un campione di 123 g Al (purezza 98,5% in peso) trattando con eccesso di HCl. Si forma  $AlCl_3$ .



Al:  $0 \rightarrow 3, A_m = 27$   
H:  $1 \rightarrow 0, A_m = 1$

?:  $m(H_2)$

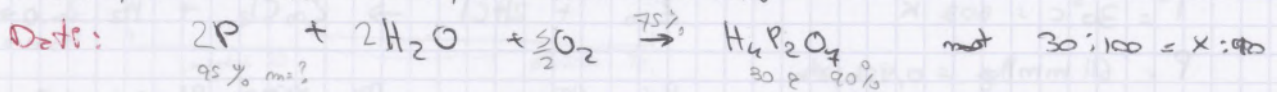
$$m(Al)_{\text{effettiva}} = \frac{123 \cdot 98,5}{100} = 121,15 \text{ g}$$

$$m_{\text{mol}}(Al) = \frac{121,15}{27} = 4,5 \text{ mol}$$

$$2 \cdot 3 = 4,5 = x \quad m_{\text{mol}}(H_2) = 6,75 \quad m(H_2) = 6,75 \cdot 2,016 = 13,58 \text{ g}$$

Es. 2) Calcolare la quantità di P al 95% in peso necessaria a ottenere 30 g di

$H_4P_2O_7$  al 90% in P, con resa del 75%



$$m(H_4P_2O_7) = 30 \text{ g} \quad m_{\text{mol}} = \frac{30}{178} = 0,168 \text{ mol} \quad m(P) = 0,30 \text{ mol} \quad P = 0,3 \cdot 30,97 = 9,29 \text{ g}$$

$$9,29 = 95 = x = 100 \quad m(P)_{\text{tot}} = 9,79 \text{ g} \quad 9,79 = 75 = x = 100 \quad m_{\text{tot}}(P) = 13,05 \text{ g}$$

Es. 3) Una data quantità di gas che segue il comportamento dei gas perfetti occupa in condizioni normali un volume di 0,530 L. Calcolare il V occupato a  $-125^\circ C$  e  $P = 12,8 \text{ atm}$

Dati:  $V_0 = 0,530 \text{ L} \quad T_0 = 0^\circ C = 273 \text{ K} \quad P_0 = 1 \text{ atm}$

$T_1 = -125^\circ C = 148 \text{ K} \quad P_1 = 12,8 \text{ atm}$

$P_0 = 1 \text{ atm}$

?:  $V_1$

$$\frac{P_0 V_0}{T_0} = \frac{P_1 V_1}{T_1} \rightarrow V_1 = \frac{P_0 V_0 T_1}{T_0 P_1}$$

$$V_1 = \frac{1 \cdot 0,530 \cdot 148}{273 \cdot 12,8} = \frac{78,44}{3494,4} = 0,022 \text{ L}$$

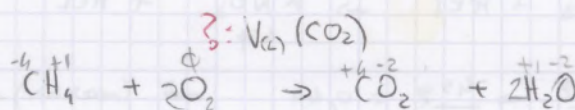
Stoichiometria

Es. 4) H<sub>2</sub>

Dati:  $T = 273 \text{ K}$

$P = 1 \text{ atm}$

$V(CH_4) = 50 \text{ L}$

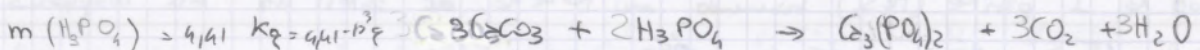


poiché il rapporto tra  $CH_4$  e  $CO_2$  è 1:1 il  $V(CO_2)$  sarà 50 L ✓

Es. 5) S

Dati:  $m(CaCO_3) = 5,40 \text{ kg} = 5,4 \cdot 10^3 \text{ g}$

?:  $P(CO_2)$



$V_{\text{tot}} = 50,0 \text{ L}$

$V(\text{non gas}) = 3,5 \text{ L}$

$T = 33^\circ C = 306 \text{ K}$

$m(CaCO_3) = \frac{5,4 \cdot 10^3}{100} = 54 \text{ mol} \quad 53 : 3 = 18 \text{ mol} \rightarrow \text{limitante}$

$m(H_3PO_4) = \frac{4,41 \cdot 10^3}{98} = 45 \text{ mol} \quad 45 : 2 = 22,5 \text{ mol}$

$m(CO_2) = 54 \text{ mol} \quad PV = nRT \rightarrow P = \frac{nRT}{V}$

$P = \frac{54 \cdot 0,082 \cdot 306}{46,5} = 29,16 \text{ atm} \quad \checkmark$

Es. 2: Calcolare la  $m(\text{Cl}_2)$  di  $\text{Cl}_2$  che occupa il V di 682 ml alla  $T = 33,2^\circ\text{C}$  e  $P = 435 \text{ Torr}$

Dati:  $V = 682 \text{ ml} = 0,682 \text{ L}$  ? :  $m(\text{Cl}_2)$   
 $T = 33,2^\circ\text{C} = 311,2 \text{ K}$   $P \cdot V = \frac{m}{PM} \cdot RT \rightarrow m = \frac{P \cdot V \cdot PM}{RT} = \frac{435 \cdot 0,682 \cdot 70,9}{0,0821 \cdot 311,2}$   
 $P = 435 \text{ Torr} = 0,57 \text{ atm} = \frac{27,56}{25,55} = 1,079 \text{ g}$  ✓

Es. Miscela

Es. Una miscela gassosa ha la seguente composizione % in V  $\text{N} = 30\%$ ,  $\text{CO} = 50\%$ ,  $\text{O}_2 = 20\%$ .  
 100 g di miscela sono posti in 1 recipiente di 10 L alla  $T = 27^\circ\text{C}$ . Calcolare la P parziale di ciascun gas

Dati: %V N = 30%  $m = 100 \text{ g}$   $X_{\text{N}_2} = 0,30$   $X_{\text{CO}} = 0,50$   $X_{\text{O}_2} = 0,20$   
 %V CO = 50%  $T = 27^\circ\text{C} = 300 \text{ K}$   $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$   
 %V O<sub>2</sub> = 20%  $V = 10 \text{ L}$  1 mole di miscela = 0,3 mol N + 0,5 mol CO + 0,2 mol O<sub>2</sub>  
 $m_{\text{miscela}} = 100 \text{ g}$   $M_{\text{miscela}} = 0,3 \cdot 28 + 0,5 \cdot 28 + 0,2 \cdot 32 = 9,4 + 14 + 6,4 = 29,8 \text{ g/mol}$   
 $n_{\text{miscela}} = \frac{100 \text{ g}}{29,8} = 3,47 \text{ mol}$   $P = \frac{nRT}{V} = \frac{3,47 \cdot 0,0821 \cdot 300}{10} = 8,55 \text{ atm}$

$P_{\text{N}_2} = X_{\text{N}_2} \cdot P_{\text{tot}} = 0,30 \cdot 8,55 \text{ atm} = 2,56 \text{ atm}$   $P_{\text{CO}} = X_{\text{CO}} \cdot 8,55 = 4,275 \text{ atm}$   
 $P_{\text{O}_2} = X_{\text{O}_2} \cdot P_{\text{tot}} = 1,71 \text{ atm}$

Es. 3: Calcolare la  $P_{\text{tot}}$  esercitata da 10,5 g di H<sub>2</sub> e  $7,02 \cdot 10^{22}$  N<sub>2</sub> in un volume di 40,5 L e  $T = 18,5^\circ\text{C}$

Dati:  $m(\text{H}_2) = 10,5 \text{ g}$   $T = 291,5 \text{ K}$  ? :  $P_{\text{tot}}$   
 $n(\text{N}_2) = 7,02 \cdot 10^{22}$   $n(\text{N}_2) = \frac{0,702 \cdot 10^{23}}{6,022 \cdot 10^{23}} = 0,116 \text{ mol}$   
 $V = 40,5 \text{ L}$   $m(\text{H}_2) = \frac{10,5}{2,016} = 5,20 \text{ mol}$   $m_{\text{tot}} = 5,32$   
 $P \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow P = \frac{nRT}{V}$   $P = \frac{(0,116 + 5,32) \cdot 0,0821 \cdot 291,5}{40,5} = 3,15 \text{ atm}$  ✓

Es. 4: In 2 recipiente della capacità di 10 L vengono introdotti 15 g di O<sub>2</sub> una quantità di N<sub>2</sub> tale da occupare a 60°C e  $P = 722 \text{ mmHg}$  un V = 4 L. Calcolare la  $P_{\text{tot}}$  della miscela a  $T = 20^\circ\text{C}$

Dati:  $V_{\text{tot}} = 10 \text{ L}$   $P_{\text{N}_2} = 722 \text{ mmHg} = 0,95 \text{ atm}$  ? :  $P_{\text{tot}}$   
 $m(\text{O}_2) = 15 \text{ g}$   $V_{\text{N}_2} = 4 \text{ L}$   $P = \frac{nRT}{V}$   $m(\text{O}_2) = \frac{15 \text{ g}}{16,2} = 0,926 \text{ mol}$   
 $T_{\text{N}_2} = 60^\circ\text{C} = 313 \text{ K}$   $T = 20^\circ\text{C} = 293 \text{ K}$   $m(\text{N}_2) = \frac{P \cdot V}{RT} = \frac{0,95 \cdot 4}{0,0821 \cdot 313} = \frac{3,8}{25,7} = 0,15 \text{ mol}$   
 $P_{\text{tot}} = \frac{0,92 \cdot 0,0821 \cdot 293}{10} = 1,49 \text{ atm}$  ✓

Es. stechiometria

⊕ Dati:  $m(\text{N}_2) = 5,30 \text{ g}$  ? :  $m(\text{NO})$   
 $m(\text{O}_2) = 0,191$   $m(\text{O}_2) = 0,191 \cdot 32 = 6,112 \text{ g}$   $m(\text{N}_2) = \frac{5,30}{28} = 0,189 \text{ mol}$   
 $\text{O}_2 + \text{N}_2 \rightarrow 2\text{NO}$   $m(\text{NO}) = 2 \cdot 0,191 = 0,382 \text{ mol}$   $m(\text{NO}) = 0,382 \cdot 30 = 11,46 \text{ g}$

$$m_1(\text{H}_2\text{SO}_4) = 121,8 \cdot 0,3 = 36,54 \text{ g} \quad m_2(\text{H}_2\text{SO}_4) = 161 \cdot 0,7 = 112,7 \text{ g}$$

$$m_1(\text{H}_2\text{O}) = 121,8 - 36,54 = 85,26 \text{ g} \quad m_2(\text{H}_2\text{O}) = 161 - 112,7 = 48,3 \text{ g}$$

$$m = \frac{m(\text{H}_2\text{SO}_4)}{K_f \text{ massa } \text{H}_2\text{O}(K_f)} = \frac{(36,54 + 112,7)}{98} = 0,0174 \cdot 10^3 = 11,4 \text{ mol/Kg}$$

$$m(\text{soluz.}) = (36,54 + 112,7 + 85,26 + 48,3) = 282,8 \text{ g} \quad V = \frac{282,8}{1,424} = 198,59 \text{ ml} \approx V_1 = V_2$$

$$M = \frac{m(\text{H}_2\text{SO}_4)}{V(\text{l})_{\text{tot}}} = \frac{149,24 \text{ g}}{198,59 \cdot 10^{-3}} = 0,752 \cdot 10^3 = 7,52 \quad \chi = \frac{149}{98} = \frac{1,52}{8,44} = 0,17$$

① La solubilità di KCl in  $\text{H}_2\text{O}$  a  $20^\circ\text{C}$  è  $34,0 \text{ g}$  in  $100 \text{ g}$  di  $\text{H}_2\text{O}$ . Se  $\rho = 1,17 \text{ g/ml}$  - calcolare:  $\chi$ ,  $m$ ,  $M$  della soluz.

Dati:  $T = 20^\circ\text{C} = 293 \text{ K}$       ? :  $\chi, m, M$

$$m(\text{KCl}) = 34,0 \text{ g} \quad m(\text{KCl}) = \frac{34}{74,55} = 0,456 \text{ mol} \quad m(\text{H}_2\text{O}) = 100 = 5,55 \text{ mol}$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 100 \text{ g} = 0,1 \text{ Kg} \quad \chi = \frac{0,456}{6,011} = 0,076 \quad m = \frac{m \text{ soluto}}{K_f(\text{solubilità})} = \frac{0,456}{0,1} = 4,56$$

$$\rho = 1,17 \text{ g/ml} \quad M = \frac{m \text{ soluto}}{V(\text{l})_{\text{tot}}} \quad \rho = \frac{m}{V} \rightarrow V = \frac{139 \text{ g}}{1,17 \text{ g/ml}} = 118,79 \text{ ml} = 0,11879 \text{ l}$$

$$M = \frac{0,456}{0,1187} = 3,8$$

② Calcolare  $\chi$  di soluto in una soluzione  $0,45 \text{ M}$  di  $\text{BaCl}_2$  in  $\text{H}_2\text{O}$  ( $\rho = 1,034 \text{ g/ml}$ )

Dati:  $M = 0,45$       ? :  $\chi$

$$\rho = 1,034 \text{ g/cm}^3 \quad M = \frac{m \text{ soluto}}{V_{\text{soluz.}}(\text{l})} \quad \text{assumiamo } V_{\text{tot}} = 1 \text{ l} \quad m(\text{BaCl}_2) = 0,45 \text{ mol}$$

$$= 1094 \text{ g} \quad \rho(\text{BaCl}_2) = 208,2 \text{ g/mol} \quad m(\text{BaCl}_2) = 208,2 \cdot 0,45 = 93,69 \text{ g}$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 1094 - 93,69 = 990,3 \text{ g} \quad m = \frac{m}{M} = \frac{990,3}{18} = 54,96 \text{ mol}$$

$$\chi = \frac{0,45}{54,96} = 0,0082$$

③ Calcolare  $M$  di  $\text{Cl}^-$  in una soluzione acquosa di cloruro di ferro (II) con  $\rho = 1,01 \text{ g/cm}^3$

e  $\% \text{ F} = 4,0\%$       ? :  $M(\text{Cl}^-)$  (concentrazione molare)

$$\text{Dati: } \rho = 1,01 \text{ g/cm}^3 = \quad \% \text{ F in } \text{FeCl}_2 = 4,0\%$$

$$\text{FeCl}_2 + \text{H}_2\text{O} \Rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2\text{Cl}^- \quad M(\text{Cl}^-) = \frac{m(\text{Cl}^-)}{V(\text{l})_{\text{tot}}}$$

$$\text{assumiamo } V = 2 \text{ L} \quad m = 1,01 \text{ g/cm}^3 \cdot 10^3 \text{ cm}^3 = 1010 \text{ g}$$

$$m(\text{FeCl}_2) = 40,4 \text{ g} \quad m(\text{FeCl}_2) = \frac{40,4}{126,75} = 0,32 \text{ mol} \rightarrow 0,32 \text{ mol } \text{Fe}^{2+}$$

$$\Rightarrow M(\text{Cl}^-) = \frac{0,64 \text{ mol}}{2 \text{ l}} = 0,32 \text{ mol/l}$$

Es. n° 3: Facendo reagire  $0,5 \text{ L}$  di una soluzione di  $\text{HCl}$  con  $\text{KMnO}_4$  (permanganato di potassio) in eccesso secondo  $2\text{KMnO}_4 + 16\text{HCl} \rightarrow 5\text{Cl}_2(\text{g}) + 2\text{KCl} + 2\text{MnCl}_2 + 8\text{H}_2\text{O}$

si ottengono  $4 \text{ l}$  di  $\text{Cl}_2(\text{g})$  a  $25^\circ\text{C}$  e  $740 \text{ mmHg}$ . Calcolare  $[\text{HCl}]$

$$\text{Cl}(\text{Cl}_2) = 0 \rightarrow -1; \Delta n = 1 \times 2 = 2 \quad M(\text{MnCl}_2) = 2 \rightarrow +7; \Delta n = 5$$

Dati:  $V(\text{Cl}_2) = 4 \text{ L}$        $V_{\text{soluz}} = 0,5 \text{ L}$       ? :  $[\text{HCl}]$

$$T = 25^\circ\text{C} = 298 \text{ K}$$

$$P = 740 \text{ mmHg} = 0,97 \text{ atm}$$

$$P = \frac{0,62 \cdot 0,082 \cdot 293}{10} = \frac{14,866}{10} = 1,49 \text{ atm} \quad \checkmark$$

⑨ Dati:  $m(\text{H}_2) = 50,1 \text{ g}$   
 $m(\text{CO}) = 70,1 \text{ g}$   
 $T = 250^\circ \text{C} =$   
 $V = 5,00 \text{ l}$

?!  $\bar{P}$  (media),  $P_{\text{H}_2}$ ,  $P_{\text{CO}}$

$$m(\text{H}_2) = \frac{50,1}{2,016} = 24,85 \text{ mol} \quad m(\text{CO}) = \frac{70,1}{28} = 2,5 \text{ mol}$$

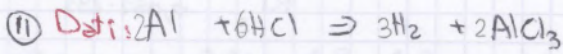
$$m_{\text{TOT}} = 120,2 \quad \chi(\text{H}_2) = \frac{24,85}{120,2} = 0,20 \quad \chi(\text{CO}) = \frac{70,1}{120,2} = 0,58$$

⑩ Dati:  $V = 20 \text{ l}$        $T = 40^\circ \text{C} = 313 \text{ K}$   
 $m_{\text{(O}_2)} = 30 \text{ g}$        $P = 3 \text{ atm}$   
 $m(\text{CH}_4) = 16 \text{ g}$

? % V

$$m(\text{O}_2) = \frac{30 \text{ g}}{32 \text{ g/mol}} = 0,94 \text{ mol} \quad m(\text{CH}_4) = \frac{16}{16} = 1 \text{ mol}$$

$$PV = nRT \quad V = \frac{nRT}{P}$$

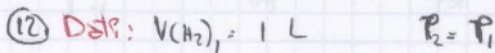


? :  $V(\text{H}_2)$

$$P(\text{H}_2) = 735 \text{ Torr} = 0,967 \text{ atm} \quad m(\text{Al}) = \frac{0,356}{27} = 0,0132 \text{ mol} \quad 2:3 = 0,013: m(\text{H}_2)$$

$$T(\text{H}_2) = 22,0^\circ \text{C} = 295 \text{ K} \quad \rightarrow m(\text{H}_2) = \frac{0,013 \cdot 3}{2} = 0,0195 \text{ mol}$$

$$m(\text{Al}) = 0,356 \text{ g} \quad V = \frac{nRT}{P} = \frac{0,0195 \cdot 0,0821 \cdot 295}{0,967} = 0,488 \text{ L} \quad \checkmark 0,496 \text{ L}$$

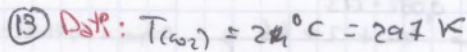


? :  $V_{\text{O}_2}$

$$V(\text{O}_2)_1 = 0,400 \text{ L} \quad T_2 = 170^\circ \text{C} = 443 \text{ K} \quad V_{2 \text{ TOT}} = 1,4 \text{ L} \quad PV = nRT \rightarrow m = \frac{0,99 \cdot 1,4}{0,082 \cdot 298,1} = 0,59 \text{ mol}$$

$$T_1 = 15,1^\circ \text{C} = 288,1 \text{ K} \quad = \frac{1,336}{23,62} = 0,057 \text{ mol} \quad V_2 = \frac{0,059 \cdot 0,082 \cdot 443}{0,99} = 0,44 \text{ L}$$

$$P_1 = 758 \text{ Torr} = 0,99 \text{ atm} \quad = ??$$

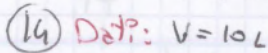


? :  $V(\text{CO}_2)$

$$P(\text{CO}_2) = 0,90 \text{ atm} \quad \text{C}_7\text{H}_{16} + 11\text{O}_2 \rightarrow 7\text{CO}_2 + 8\text{H}_2\text{O}$$

$$V(\text{C}_7\text{H}_{16}) = 4 \text{ l} \quad \delta = \frac{m}{V} \rightarrow m = 648 \cdot 4 = 2592 \text{ g} \quad m = \frac{2592}{100} = 25,92 \text{ mol}$$

$$\delta(\text{C}_7\text{H}_{16}) = 0,648 \frac{\text{g}}{\text{ml}} = 648 \frac{\text{g}}{\text{L}} \quad m(\text{CO}_2) = 191,44 \text{ mol} \quad V = \frac{191,44 \cdot 0,082 \cdot 297}{0,90} = 4909,77 \text{ L} = 4,909 \text{ m}^3 \quad \checkmark$$



? :  $P, P(\text{O}_2)$

$$T = 590^\circ \text{C} = 863 \text{ K} \quad 4\text{Fe} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Fe}_2\text{O}_3 \quad \text{aria (in P)} = 75,4\% \text{ N}_2, 23,2\% \text{ O}_2, 1,4\% \text{ Ar}$$

$$m(\text{Fe}) = 20 \text{ g} \quad m(\text{Fe}) = \frac{20}{55,85} = 0,358 \text{ mol} \quad m(\text{N}_2) = \frac{10}{28} = 0,357 \text{ mol}$$

$$m(\text{N}_2) = 220 \text{ g} \quad m(\text{N}_2) = \frac{75,4}{100} \cdot 220 = 165,88 \text{ g} \quad m(\text{O}_2) = 23,2 \cdot 2,2 = 51,04 \text{ g}$$

$$m(\text{Ar}) = 220 \text{ g} \quad m(\text{Ar}) = 1,4 \cdot 2,2 = 3,08 \text{ g} \quad m(\text{O}_2) = \frac{165,88}{32} = 5,19 \text{ mol} \quad m(\text{Ar}) = \frac{3,08}{40} = 0,08 \text{ mol}$$

$$m(\text{O}_2) = \frac{51,04}{32} = 1,595 \text{ mol} \quad m(\text{Ar}) = \frac{3,08}{40} = 0,08 \text{ mol}$$

$$m_{\text{TOT}} = 9358 + 0,357 + 1,595 + 5,19 + 3,08 = 9368 \text{ mol} \quad P = \frac{0,99 \cdot 8,317 \cdot 863}{10} = 706,6 \text{ atm}$$



IV. Un composto ionico  $AB_2$  si dissocia completamente in  $A^{2+}$  e  $B^-$ . Calcolare  $\pi$  di una soluz. acquosa di  $AB_2$  che presenta 1  $\Delta T_{eb} = 0,350^\circ C$ ,  $K_{eb}(H_2O) = 0,512 \frac{K}{mol} \cdot ^\circ C$  la soluz. e' al 9,75% in P,  $\rho_{soluz} = 1,100 \text{ g/ml}$ ,  $T = 25^\circ C$

Dati:  $\Delta T_{eb} = 0,350^\circ C$   $T = 298 K$  ? :  $\pi$   
 $K_{eb}(H_2O) = 0,512 \frac{K}{mol} \cdot ^\circ C$   $AB_2 \rightarrow A^{2+} + 2B^- \rightarrow i=2$   $\pi = M \cdot RT \cdot i$   $\Delta T_{eb} = K_{eb} \cdot (mol \cdot i)$   
 $\% P(AB_2) = 9,75\%$   $\rho_{soluz} = 1,100 \text{ g/ml} = 1,1 \cdot 10^3 \frac{kg}{m^3}$   $\rightarrow 0,23 \rightarrow 23\% \rightarrow 100 - 23 = 77\%$   
 $m_{soluto} = 0,23 \cdot (m_{TOT} - m_{AB_2}) = 0,23 (1,1 - \frac{9,75}{100}) = 0,2 \text{ mol} = M$   $\pi = 0,2 \cdot 298 \cdot 2 = 119,2 \text{ atm}$

V. A 400 ml di una soluzione acquosa di  $Na_2SO_4$  0,18 M si aggiungono 350 ml di una soluz. di  $BaCl_2$  - Calcolare  $m(BaSO_4)$  che si forma e lo  $\pi$  a  $T = 25^\circ C$

Dati:  $V_{TOT} = 400 \text{ ml}$   $T = 298 K$  ? :  $m(BaSO_4)$ ,  $\pi$   
 $[Na_2SO_4] = 0,18 M$   $[BaCl_2] = 0,10 M$   
 $V_{BaCl_2} = 350 \text{ ml} = 0,35$   
 $N_2SO_4 + BaCl_2 \rightarrow BaSO_4 + 2NaCl$   
 $\pi = \frac{m_{soluto}}{V_{solvente}} \rightarrow m_{soluto} = \pi \cdot V_{solvente}$   
 $m(Na_2SO_4) = 0,18 \cdot 0,4 = 0,072 \text{ mol}$   $\rightarrow$  in eccesso

$m(BaCl_2) = 0,10 \cdot 0,35 = 0,035 \text{ mol}$   $m(BaSO_4) = 0,035 \text{ mol}$   $m_{TOT} = 0,035 \cdot 233,3 = 8,166 \text{ g}$   
 $\pi = M \cdot R \cdot T \rightarrow 1 + n(2-1) \quad \alpha = 1 \quad z = 3 \rightarrow \pi = \frac{0,035}{0,75} \cdot 0,0321 \cdot 3 \cdot 298 = 3,45 \text{ atm}$

**Termochimico**

I. Calcolare il q che si svolge quando 4,20 l di  $H_2$  reagiscono con eccesso di  $N_2$  a  $P = 200 \text{ atm}$  e  $T = 523 K$  sapendo che il  $\Delta H_f^\circ(NH_3)$  vale  $-46,19 \text{ kJ/mol}$

Dati:  $V(H_2) = 4,20$   $\Delta H_f^\circ(NH_3) = -46,19 \text{ kJ/mol}$  ? : q  
 $P = 200 \text{ atm}$   $3H_2 + N_2 \rightarrow 2NH_3$   $n_{H_2} = \frac{PV}{RT} = 19,6 \text{ mol}$   $m(NH_3) = \frac{2}{3} \cdot 19,6 = 13,09 \text{ mol}$   
 $T = 523 K$   $\Delta H_f^\circ(NH_3) = -46,19 \frac{kJ}{mol} \cdot 13,1 \text{ mol} = -605 \text{ kJ}$

II. Calcolare il q sviluppato dalla combustione di 2,7 mol di  $CH_4$  con formazione di  $H_2O$  a  $T = 25^\circ C$  e  $P = \text{costante}$ .  $CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O(l)$

Dati:  $m_{CH_4} = 2,7 \text{ mol}$   $\Delta H_f^\circ(H_2O) = -69,3 \frac{kcal}{mol}$  ? :  $\Delta H$   
 $T = 25^\circ C$   $\Delta H_f^\circ(CO_2) = -94$   $\Delta H = \Delta H_f^\circ(CO_2) + 2 \Delta H_f^\circ(H_2O) + (\text{legge di Hess})$   
 $P = \text{costante}$   $\Delta H_f^\circ(CH_4) = -17,9$   $-\Delta H_f^\circ(CH_4) - \Delta H_f^\circ(CO_2) \rightarrow$  parti nello stato standard

$\Delta H_r = -94,0 + 2(-69,3) = -232,6 \text{ kcal/mol}$   $\rightarrow$   $\Delta H_{TOT} = -232,6 \frac{kcal}{mol} \cdot 2,7 \text{ mol} = -628,0 \text{ kcal}$   
 intendendo come il calore di formazione di 1 mole di  $CH_4$  quindi lo moltiplichiamo x il numero di moli di  $CH_4$

III. Calcolare il q sviluppato a  $P = \text{cost.}$  dalla combustione di 1 m<sup>3</sup> di miscela gassosa ( $t = 25^\circ C$   $P = 2 \text{ atm}$ ) costituita da 6%  $CO$ , 10%  $H_2$ , resto  $N_2$

Dati:  $V = 1 \text{ m}^3$   $\Delta H_f^\circ(CO) = -110,5 \text{ kJ/mol}$  ? :  $\Delta H$   
 $T = 298 K$   $\Delta H_f^\circ(CO_2)$  N.B. quando abbiamo 2 miscela dobbiamo considerare tutte  
 $P = 2 \text{ atm} = 202,6 \text{ kPa}$  le possibili reazioni di ogni specie gassosa (con O)

**Dati:** %p CH<sub>3</sub>OH = 20%    ΔH<sub>f</sub>(CH<sub>3</sub>O) = -69,3 kcal/mol    ? : Q<sub>tot</sub>

%p C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OH = 80%    ΔH<sub>f</sub>(C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OH) = -57,0 kcal/mol    CH<sub>3</sub>OH(l) + 3/2 O<sub>2</sub>(g) → CO<sub>2</sub>(g) + 2H<sub>2</sub>O(l)

V = cost.    ΔH<sub>f</sub>(C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OH) = -66,4 kcal/mol    C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OH(l) + 3O<sub>2</sub>(g) → 2CO<sub>2</sub>(g) + 3H<sub>2</sub>O(l)

m<sub>tot</sub> = 100 g    t = 25°C    ΔH<sub>reaz</sub> = (1(-94,0) + 2(-69,3) + 57,0) = -173,6 kcal/mol

ΔH<sub>f</sub>(CO<sub>2</sub>) = -94,0 kcal/mol    ΔH<sub>reaz</sub> = (2(-94,0) + 3(-69,3) + 66,4) = -326,5 kcal/mol

**DE = ΔH - ΔnRT**    DE<sub>1</sub> = -173,6 - (1 - 3/2) \* 1,987 \* 10<sup>-3</sup> \* 298 K = -173,3 kcal


N.B: R = 0,0821    L·atm / mol·K = 8,31 J / mol·K = 1,987 cal / mol·K

DE<sub>2</sub> = -326,5 - (2-3) \* 1,987 \* 10<sup>-3</sup> \* 298 = -325,9 kcal

In 100g = 20g CH<sub>3</sub>OH + 80g C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OH    m(CH<sub>3</sub>OH) = 20/32 = 0,625 mol

m(C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OH) = 80/46 = 1,74 mol    DE<sub>comb</sub>(CH<sub>3</sub>OH) = -173,3 kcal/mol

DE<sub>comb</sub>(C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OH) = -325,9 kcal/mol ⇒ Q<sub>tot</sub> = (-173,3 \* 0,62) + (-325,9 \* 1,74) = -107,45 + 567,07 = 459,62 kcal

**Equilibrio:**  (di fisso nell'esame!) ⇒ **Equilibri:**

**Omogenei:**

① Un gas satura %v = 30% CO, 5,0% H<sub>2</sub>, 10% CO<sub>2</sub>, 25% H<sub>2</sub>O(g), 30% N<sub>2</sub> viene riscaldato a 1000°C. Sapendo che la K<sub>p</sub> vale 1,6, calcolare la composizione del gas all'equilibrio (P = 1 atm). CO(g) + H<sub>2</sub>O(g) ⇌ CO<sub>2</sub>(g) + H<sub>2</sub>(g) → no Δn di gas ⇒ K<sub>p</sub> = K<sub>c</sub>

**Dati:** %v(CO) = 30%    t = 1000°C    ?

%v(H<sub>2</sub>) = 5,0%    P = 1 atm

%v(CO<sub>2</sub>) = 10%    K<sub>p</sub> = 1,6

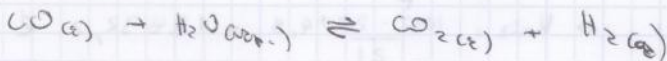
%v(H<sub>2</sub>O) = 25%

%v(N<sub>2</sub>) = 30%

$$K_p = \frac{(x_{CO_2} \cdot P)(x_{H_2} \cdot P)}{(x_{CO} \cdot P)(x_{H_2O} \cdot P)}$$

$$\Rightarrow K_p = \frac{m_{CO_2} \cdot m_{H_2}}{m_{CO} \cdot m_{H_2O}}$$

consideriamo 2 mole di miscela:



x = m	0,30	0,25	0,10	0,050	Stato iniziale
"	-x	-x	+x	+x	variazione
"	0,30-x	0,25-x	0,10+x	0,050+x	Stato all'equilibrio

K<sub>p</sub> = 1,6 =  $\frac{(0,10+x)(0,050+x)}{(0,30-x)(0,25-x)}$  } 2 grado 2 S: dal punto di vista chimico ce ne sono 2 e' accettabili, uno quello che sostituisce nel numero di mole di ogni equante

da un numero di mole > 0 (x < 0,25 accettabile → la reazione avviene in avanti) in questo caso) x = 0,12 → m<sub>CO</sub>(g) = 0,30 - 0,12 = 0,18 mol    m(H<sub>2</sub>O) = 0,25 - 0,12 = 0,13 mol

m(CO<sub>2</sub>)(g) = 0,10 + 0,12 = 0,22 mol    m(H<sub>2</sub>)(g) = 0,050 + 0,12 = 0,17 mol ⇒ sono direttamente le frazioni molari    x<sub>N<sub>2</sub></sub> = 0,30 perché non ha reazione

② In un reattore mantenuto alla t = 290°C alla P = 3,70 atm sono introdotti 39 g di O<sub>2</sub>(g) e 360 g di PCl<sub>5</sub>(g). Sapendo a tale t la K<sub>c</sub> dell'equilibrio vale 90,0.

④ Dati:  $T^{\circ} = 25,00^{\circ}C$

? :  $\Delta E$

$V = cost$



$V = 1,000 \text{ dm}^3 = 1,000 \text{ L}$

$\Delta H = -571,6 - 393,5 + 238,6 = -726,5 \text{ KJ/mol}$

$\rho(CH_3OH) = 0,7900 \text{ g/cm}^3 = 790,0 \text{ g/dm}^3$

$\rho = \frac{m}{V} \rightarrow m = \rho \cdot V = 790 \cdot 1 = 790 \text{ g}$

$\Delta H_f^{\circ}(CH_3OH) = -238,6 \text{ KJ/mol}$

$m = \frac{790}{32} = 24,69 \text{ mol} \quad \Delta E = -726,5 \cdot 24,69 = 17944,5 \text{ KJ}$

$\Delta H_f^{\circ}(CO_2) = -393,5 \text{ KJ/mol}$

$\Delta H_f^{\circ}(H_2O) = -285,9 \text{ KJ/mol}$

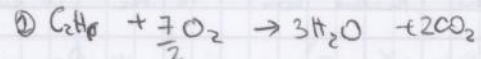
⑤ Dati:  $T = 25,0^{\circ}C$

$\%V(C_2H_6) = 60\%$

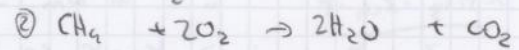
? :  $\Delta E$

$P = cost$

$\%V(C_2H_4) = 40\%$



$V = 0,800 \text{ m}^3 \quad \Delta H_f^{\circ}(C_2H_6) = -84,7 \text{ KJ/mol}$



$T = 27,0^{\circ}C \quad \Delta H_f^{\circ}(CO_2) = -393,5 \text{ KJ/mol}$

$\Delta H_{r2} = -285,9 - 393,5 + 94,2 = -1560,2 \text{ KJ/mol}$

$P = 1,20 \text{ atm} \quad \Delta H_f^{\circ}(CH_4) = -74,9 \text{ KJ/mol}$

$V_{TOT} = 0,800 \cdot 10^3 \text{ dm}^3 = 800 \text{ L}$

$\Delta H_f^{\circ}(H_2O) = -285,9 \text{ KJ/mol}$

$V_{(C_2H_6)} = m = \frac{PV}{RT} \rightarrow \frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$

$V_2 = \frac{800 \cdot 298}{390} = 794,67 \text{ L}$

$V(C_2H_4) = 0,4 \cdot 794,67 = 317,87 \text{ L}$

$V(C_2H_6) = 476,8 \text{ L}$

$m(C_2H_6) = \frac{1,20 \cdot 476,8}{0,0921 \cdot 298} = \frac{572,16}{27,45} = 20,85 \text{ mol}$

$\Delta E_1 = -1560,2 \cdot 20,85 = -32488,97 \text{ KJ}$

$m(C_2H_4) = \frac{1,20 \cdot 317,87}{29,8} = 12,57 \text{ mol}$

$\Delta E_2 = (-571,6 - 393,5 + 74,9) 12,57 = -13860,4 \text{ KJ}$

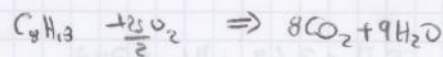
$\Delta E_{TOT} = 50288,375 \text{ KJ}$

⑥ Dati:  $V(C_2H_6) = 1,00 \text{ L}$

$T_{CO_2} = 0^{\circ}C$

? :  $V(CO_2), \Delta E$

$\rho(C_2H_6) = 0,700 \text{ g/cm}^3 = 700 \text{ g/dm}^3$



$T = 25,0^{\circ}C = 298 \text{ K}$

$\Delta H_f^{\circ}(H_2O) = -68,3 \text{ Kcal/mol}$

$\Delta H_r = -752 - 614,7 + 997 = -1317 \text{ Kcal/mol}$

$P = 1 \text{ atm}$

$m = 700 \text{ g} \quad m = \frac{700}{114} = 6,14 \text{ mol}$

$\Delta H_f^{\circ}(C_2H_6) = -49,7 \text{ Kcal/mol}$

$\Delta E = -1317 - 6,14 = -8086,9 \text{ Kcal}$

$\Delta H_f^{\circ}(CO_2) = -94,10 \text{ Kcal/mol}$

$m(CO_2) = 6,14 \cdot 3 = 18,42 \text{ mol}$

$V = \frac{mRT}{P} = \frac{18,42 \cdot 0,0921 \cdot 273}{1} = 1100,9 \text{ L}$

Equilibri Eterogenei

① A  $800^{\circ}C$  la  $K_c$  dell'equilibrio  $C(s) + CO_2(g) \rightleftharpoons 2CO(g)$  vale  $7,2 \cdot 10^{-2}$ . Calcolare

la  $P$  parziale della  $CO_2$  all'equilibrio, sapendo che la  $P_{TOT} = 7,5 \text{ atm}$

Dati:  $T = 800^{\circ}C$

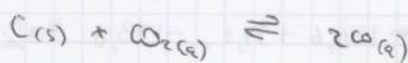
$K_c = 7,2 \cdot 10^{-2}$

$P_{TOT} = 7,5 \text{ atm}$

? :  $P_{CO_2}$   $\rightarrow$   $C$  è solido non compare

$K_P = \frac{P_{CO}^2}{P_{CO_2}} = \frac{\chi_{CO}^2 \cdot P^2}{\chi_{CO_2} \cdot P} \quad K_c = K_P (RT)^{-\Delta V}$

$\Delta V = 2 - 1 = 1$



$K_P = K_c (RT) = 7,2 \cdot 10^{-2} \cdot 0,0921 (800 + 273) = 6,3$

I	2	0
Δ	-x	+2x
E	1-x	2x

$\rightarrow$  scelto arbitrariamente 1 mole di sostanza

$\chi_{CO_2} = \frac{1-x}{1+x} \quad \chi_{CO} = \frac{2x}{1+x}$

$6,3 = \frac{(2x)^2}{(1-x)} \cdot 7,5 =$

$= \frac{4x^2}{(1+x)(1-x)} \cdot 7,5 \rightarrow x = 0,42$

$P_{CO_2} = \left( \frac{1-0,42}{1+0,42} \right) \cdot 7,5 = 3,2 \text{ atm}$

⑤ In un V = 120 L alla T = 740°C vengono introdotti 33 g di CO<sub>2</sub>, 14 g di CO, 24 g di C(s)

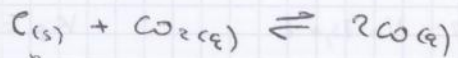
P<sub>tot</sub> = 1,28 atm. Calcolare K<sub>p</sub>, %V della miscela, %P della miscela

Dati: V = 120 L m(C) = 24 g ? : K<sub>p</sub>, %V, %P (2 piazioni)

T = 740°C P<sub>tot</sub> = 1,28 atm

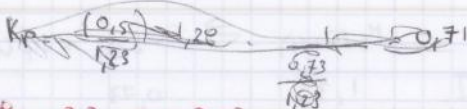
m(CO<sub>2</sub>) = 33 g

m(CO) = 14 g



$$K_p = \frac{(\chi_{CO} P)^2}{\chi_{CO_2} P} = \frac{m(CO)}{2 \cdot m(CO_2)}$$

$$m(CO_2) = \frac{33}{44} = 0,75 \text{ mol} \quad m(CO) = \frac{14}{28} = 0,5 \text{ mol}$$



Esercizi soluzioni

① Dati: M(BaCl<sub>2</sub>) = 0,45 M

? :  $\chi_{BaCl_2}$

$$\rho = 1,034 \text{ g/cm}^3 \quad M = \frac{m}{V_{tot}} \quad \text{considero } V = 1 \text{ L} \quad n = 0,45 \text{ mol}$$

$$= \frac{1,034 \text{ g}}{10^{-3} \text{ cm}^3} = 1,034 \cdot 10^3 \text{ g/L}$$

$$m_{tot} = 1034 \text{ g} \quad m(BaCl_2) = 0,45 = 209,25 = 93,69 \text{ g}$$

$$m(H_2O) = 940,31 \text{ g} \quad m(H_2O) = \frac{940,31}{18} = 52,24 \text{ mol} \quad \chi_{BaCl_2} = \frac{0,45}{52,7} = 0,00854$$

② Dati: M(BaCl<sub>2</sub>) = 0,20 M

? :  $\chi_{BaCl_2}$

$$\rho = 1,034 \cdot 10^3 \text{ g/L}$$

$$m_{tot} = 1034 \text{ g} \quad m(H_2O) = 2 \text{ L} \quad m(BaCl_2) = 41,04 \text{ g} \quad m(H_2O) = 992,36 \text{ g}$$

$$m(H_2O) = \frac{992,36}{18} = 55,13 \text{ mol} \quad \chi_{BaCl_2} = \frac{0,2}{54,93} = 0,00360 \checkmark$$

③ Dati: P = 1,0 atm

m(H<sub>2</sub>O) = 450 g = 0,45 kg ? :  $\Delta T_{eb}$

m<sub>soluto</sub> = 35 g

$$K_{eb} H_2O = 0,512^\circ C \cdot \frac{kg}{mol}$$

$$\Delta T_{eb} = K_{eb} \cdot \frac{m}{m_{solvente}} \cdot [1 + \alpha(z-1)]$$

P · n<sub>soluto</sub> = 59 g/mol

$$M = 1 + R T i$$

$$m_{soluto} = \frac{35}{59} = 0,6 \text{ mol}$$

$$\Delta T_{eb} = 0,512^\circ \cdot \frac{0,6}{0,45} \cdot 2 = 0,68^\circ C \quad T_{eb} = 100^\circ + 0,68^\circ = 100,68^\circ C \checkmark$$

④ Dati: A = 1

$\Delta T_{cr} = 0,867^\circ C$

? : m<sub>soluto</sub> (z)

P · n = 103 g/mol

$$K_{cr} = 1,96^\circ C \cdot \frac{kg}{mol}$$

$$\Delta T_{cr} = K_{cr} \cdot \frac{m}{m_{solvente}} \cdot [1 + \alpha(z-1)]$$

m = 6,0 g

$$m = \frac{6,0}{103} = 0,058 \text{ mol} \quad \Delta T_{cr} = 1,96^\circ \cdot \frac{0,058}{0,25} \cdot z$$

m(H<sub>2</sub>O) = 250 g = 0,25 kg

$$z = \frac{0,867^\circ C}{1,96^\circ} \cdot \frac{0,25}{0,058} = 0,466 \cdot 4,31 = 2 \checkmark$$

⑤ Dati: T<sub>1</sub> = T<sub>2</sub>

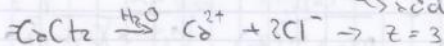
M(CaCl<sub>2</sub>) = 0,010 mol/L

? :  $\alpha$

$\pi_1 = \pi_2$

$\pi(HA) = 0,025 \text{ mol/L}$

$$\pi = M \cdot R \cdot T \cdot i = M \cdot R \cdot T \cdot (1 + \alpha(z+1))$$



$$\frac{\pi_1}{T_1} = \frac{\pi_2}{T_2} \rightarrow M_1 R i_1 = M_2 R i_2$$

$$\frac{0,010 \text{ mol/L} \cdot (1+z)}{T_1} = \frac{0,025 (1+\alpha)}{T_2} \Rightarrow 0,030 = 0,025 + 0,025 \alpha \Rightarrow \alpha = \frac{0,005}{0,025} = 0,2 \checkmark$$

⑥ Dati: m<sub>A</sub> = 2,18 g

m<sub>B</sub> = 3,95 g

$\Delta T_{cr} = 1,03^\circ C$

? : M<sub>A</sub> (A)

m<sub>solv</sub> = 127 g

P · n<sub>B</sub> = 162 umol

$$\Delta T_{cr} = K_{cr} \cdot \frac{m}{m_{solv}} \quad K_{cr} = \frac{\Delta T_{cr} \cdot m_{solv}}{m}$$

$\Delta T_{cr} = 1,03^\circ C$

m<sub>solv</sub> = 205 g = 0,205 kg

$$m_B = \frac{3,95 \text{ g}}{162 \text{ g/mol}} = 0,024 \text{ mol} \quad K_{cr} = \frac{1,03^\circ C \cdot 0,205 \text{ kg}}{0,024 \text{ mol}}$$

$\alpha = 0,8$

$$m_A = \frac{\Delta T_{cr} \cdot m_{solv}}{K_{cr}} = \frac{1,03 \cdot 0,205}{0,8} = 0,264 \text{ mol}$$

$$M \cdot \pi(A) = \frac{2,18}{0,0244} = 89,8 \text{ umol} \checkmark$$

$$m = \frac{\pi V_{\text{solu}}}{RT} \quad m = \frac{\Delta T_{\text{eb}}}{K_{\text{eb}}} \cdot m_{\text{solu}} \rightarrow \frac{\pi V_{\text{solu}}}{RT} = \frac{\Delta T_{\text{eb}}}{K_{\text{eb}}} \cdot m_{\text{solu}} \rightarrow \pi = RT \cdot \frac{\Delta T_{\text{eb}}}{K_{\text{eb}}} \cdot \frac{m_{\text{solu}}}{V_{\text{solu}}}$$

$$= 24,46 \cdot \frac{0,071}{0,512} \cdot 0,8_{\text{solu}} = 3,39 \cdot 1,13 = 3,8 \text{ atm} \checkmark$$

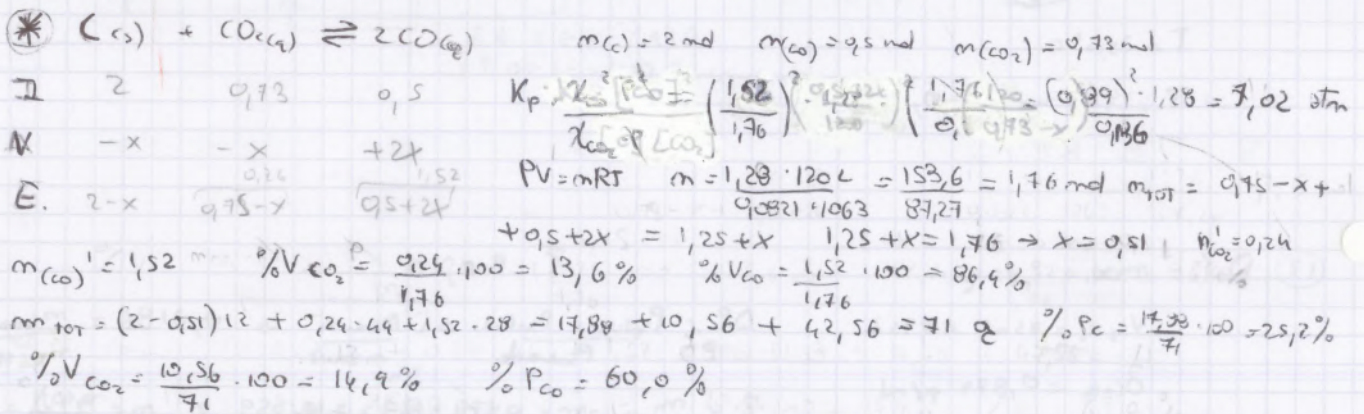
15) Dati:  $m_{\text{tot}} = 0,750 \text{ kg}$   $K_{\text{eb}} = 0,512 \frac{\text{C} \cdot \text{kg}}{\text{mol}}$  ? :  $m_{\text{H}_2\text{O}}$  (Chetone), % P ( $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3$ )

$T_{\text{eb}} = 100,5 \text{ C}$   $\Delta T_{\text{eb}} = K_{\text{eb}} \frac{m}{m_{\text{solu}}} \rightarrow \frac{\Delta T_{\text{eb}}}{K_{\text{eb}}} = \frac{m}{m_{\text{solu}}} \cdot 1 \rightarrow m = 0,0898 m_{\text{solu}}$

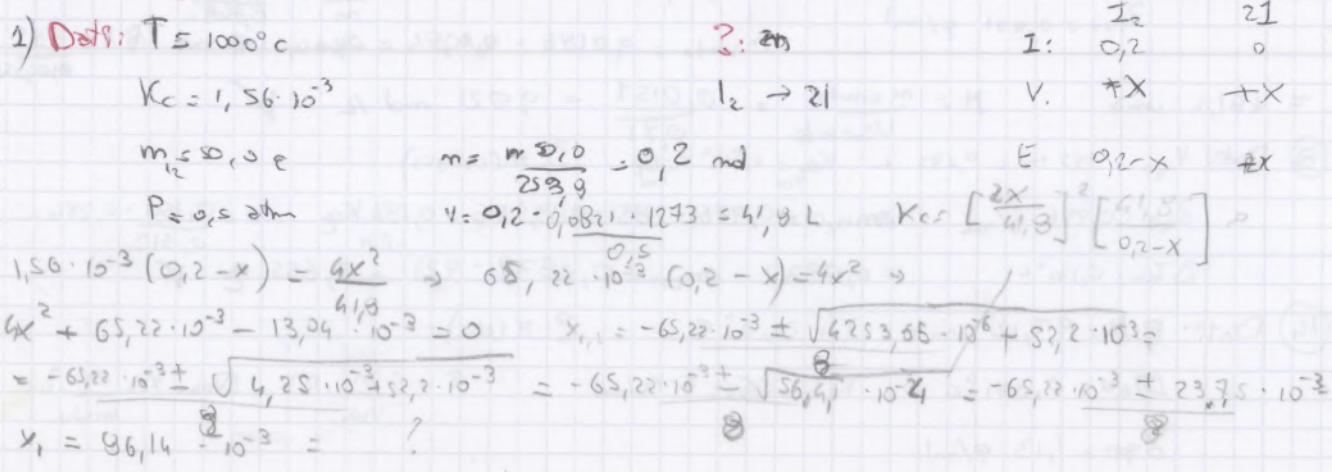
$T_{\text{eb}_2} = 101,1 \text{ C}$  % P =  $\frac{0,09 m_{\text{solu}} \cdot 100}{0,09 m_{\text{solu}} + m_{\text{solu}}} = \frac{0,09}{1,09} \cdot 100 = 8,26 \% \checkmark$   $m_{\text{tot}} = 1,09 m_{\text{solu}} = 750 \text{ g} \Rightarrow m_{\text{solu}} = 688,07 \text{ g}$   $m = 61,93 \text{ g}$   $m = \frac{61,93}{92} = 0,673 \text{ mol}$

Soluto =  $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3$   $m_{\text{solu}} = \frac{K_{\text{eb}}}{\Delta T_{\text{eb}_2}} \cdot m = \frac{0,512 \text{ C} \cdot \text{kg}}{1,1 \text{ C}} \cdot 0,673 \text{ mol} = 0,312 \text{ kg}$

$m_{\text{H}_2\text{O}}$  (Chetone) =  $688 - 312 = 376 \text{ g} \checkmark$



Esercizi Equilibri 1



Esercizi Equilibrio chimico II

1) Dati:  $K_c = 0,030$   $T = 1000^\circ\text{C}$

$V = 10,0\text{ L}$   $m_{\text{ZnO(s)}} = 2\text{ mol}$

$P = 1\text{ atm}$

$$\frac{1 \cdot 10}{0,0921 \cdot 1273} = n \rightarrow n = \frac{10}{104,5} = 0,0966\text{ mol}$$

$$0,030 = \frac{\left[\frac{x}{10}\right] \left[\frac{x}{10}\right]}{\left[\frac{1-x}{10}\right] \left[\frac{0,096-x}{10}\right]} = \frac{x^2}{(0,096-x)(0,096+x)}$$

$$\rightarrow 0,97x^2 + 0,033x - 0,00238 = 0 \rightarrow x^2 + 0,034x - 0,003 = 0$$

$$x = \frac{-0,034 \pm \sqrt{0,0016 + 0,012}}{2} = \frac{-0,034 \pm 0,115}{2} = 0,04$$

2) Dati:  $V = 120\text{ L}$

$P_{\text{eq}} = 1,28\text{ atm}$

P:  $K_p, \%V, \%P$

$T = 740^\circ\text{C} = 1063\text{ K}$

$m_{\text{CO}_2} = \frac{33}{44} = 0,75\text{ mol}$

$m_c = \frac{24}{12} = 2\text{ mol}$

$\text{C(s)} + \text{CO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{CO(g)}$

$m_{\text{CO}_2} = 33\text{ g}$

$m_{\text{CO}} = \frac{14}{28} = 0,5\text{ mol}$

I 2 0,75 0,5

$m_{\text{C}} = 14\text{ g}$

$$K_p = \frac{\chi_{\text{CO}}^2 P^2}{\chi_{\text{CO}_2} P} = \left(\frac{m_{\text{CO}}}{m_{\text{tot}}}\right)^2 P \cdot \frac{m_{\text{tot}}}{m_{\text{CO}_2}}$$

V.  $-x$   $-x$   $+2x$

$m_c = 24\text{ g}$

$$PV = nRT \rightarrow m_{\text{tot}} = \frac{1,28 \cdot 120}{0,0821 \cdot 1063} = 1,76\text{ mol}$$

E.  $2-x$   $0,75-x$   $0,5+2x$

$$0,75 - x + 0,5 + 2x = 1,76 \rightarrow x = 1,76 - 1,25 = 0,51\text{ mol}$$

$$K_p = \frac{1,31 \cdot 1,28}{0,24} = 6,94$$

$$V_{\text{CO}} = \frac{1,52 \cdot 0,0821 \cdot 1063}{1,28} = 103,6\text{ L} \quad \%V_{\text{CO}} = \frac{103,6 \cdot 100}{120} = 86,4\% \quad \%V_{\text{CO}_2} = 13,6\% \quad m_c = 1,49\text{ mol}$$

$$m_c = 1,49 \cdot 12 = 17,88\text{ g}$$

$$m_{\text{CO}_2} = 0,24 \cdot 44 = 10,56\text{ g}$$

$$m_{\text{CO}} = 1,52 \cdot 28 = 42,56\text{ g}$$

$$m_{\text{tot}} = 71\text{ g}$$

$$\%P_c = 25,2\%$$

$$\%P_{\text{CO}_2} = \frac{10,56}{71} \cdot 100 = 14,87\%$$

$$\%P_{\text{CO}} = \frac{42,56}{71} \cdot 100 = 60\% \quad \checkmark$$

3) Dati:  $T = 30^\circ\text{C}$

$P_2 = 300\text{ mmHg} = 0,39\text{ atm}$  P:  $K_p, P_{2\text{eq}}$

$P = 550\text{ mmHg} = 0,72\text{ atm}$

$$n = \frac{PV}{RT} = 0,177$$

$\text{NH}_4\text{HS(s)} \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{S}$

P:

$$K_p = \left(\frac{\chi_{\text{NH}_3}}{\chi_{\text{tot}}}\right) P \left(\frac{\chi_{\text{H}_2\text{S}}}{\chi_{\text{tot}}}\right) P$$

I.

V.

E.

Altra  $s$  è  $0,1$  quindi si può eliminare  $K_{ps} = s(3+s) = 0,1s \rightarrow s = \frac{0,1 \cdot 10^{-11}}{0,1} = 10^{-11}$

1) Calcolare il pH di 2 soluz. ottenute sciogliendo 8 mg di  $\text{NaOH}$  in 40 ml di soluz. acquosa base forte

Dati:  $m_{\text{NaOH}} = 8 \text{ mg} = 8 \cdot 10^{-3} \text{ g}$

? pH

$V = 40 \text{ ml} = 0,04 \text{ L}$

$n_{\text{NaOH}} = \frac{8 \cdot 10^{-3}}{40} = 0,2 \cdot 10^{-3}$

$\text{pH} = 14 - 2,3 = 11,7$

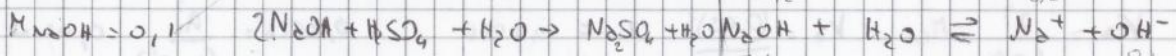
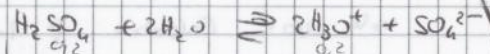
$\text{pOH} = -\log_{10}(0,2 \cdot 10^{-3}) = -\log_{10}(2 \cdot 10^{-4}) = 3,3$

2) Calcolare il pH di 2 soluz. ottenute mescolando 20 ml di  $\text{H}_2\text{SO}_4$  0,2 M con 1 soluz. di  $\text{NaOH}$  0,1 M  $r=1$   $V=15 \text{ ml}$

Dati:  $V_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 0,02 \text{ L}$   $V_2 = 15 \text{ ml} = 0,015 \text{ L}$  ? pH = 1,03

$[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,0928 \rightarrow \text{pH} = 1,03$

$M_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 0,2$   $r=1$



$r=1$   $m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,2 \cdot 0,02 = 0,004 \text{ mol}$   $m(\text{NaOH}) = 0,1 \cdot 0,015 = 0,0015 \text{ mol}$

$2:1 = 0,0015 : x \rightarrow x = 0,00075 \text{ mol di H}_2\text{SO}_4 \text{ consumate} \Rightarrow 0,00325 \text{ mol di H}_2\text{SO}_4 \text{ eccesso}$

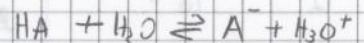
3)  $K_a(\text{HA}) = 10^{-5}$  in 2 soluz. acquose 1 M. Calcolare il pH di 2 soluz. 0,5 M dello stesso acido.

Dati:  $K_a = 10^{-5}$   $M = 2$

? pH = 0,5

$M = 0,5$

$K_a = \frac{[A^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]} = 10^{-5}$

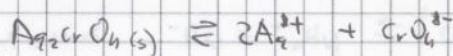


$K_a = \frac{[A^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]} = 10^{-5}$

4) da 5 g del  $\text{BaCrO}_4$  in  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $T=20^\circ\text{C}$  è 0,025 g/L. Calcolare  $K_{ps}$ .

Dati:  $s = 0,025 \text{ g/L} = 0,000025 \text{ mol/L} = 2,5 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$  ?  $K_{ps}$

$T = 20^\circ\text{C}$



$K_{ps} = [\text{Ba}^{2+}]^2 [\text{CrO}_4^{2-}] = (2s)^2 s = (2 \cdot 2,5 \cdot 10^{-5})^2 \cdot 2,5 \cdot 10^{-5} = 1,6875 \cdot 10^{-15} = 1,69 \cdot 10^{-15}$

**Elettrochimica**

I) Calcolare il V di elettrodo di 1 lamina di Zn immerso in una soluzione acquosa di  $\text{ZnSO}_4$  ottenuta sciogliendo 32,3 g di sale in 4,0 L di soluzione a  $25,0^\circ\text{C}$

$\text{f.e.m.} = \text{f.e.m.}^{\circ}_{\text{Zn}^{2+}} + \frac{0,0592}{n} \log [\text{Zn}^{2+}]$   $\text{Zn}^{2+} + 2e + \text{Zn}(s)$

$[\text{Zn}^{2+}] = \frac{0,220}{4,0} = 0,055 \text{ mol/L}$   $m = \frac{32,3}{161,5} = 0,200 \text{ mol}$   $\text{f.e.m.}^{\circ}_{\text{Zn}} = -0,763 \text{ V}$

$\text{f.e.m.} = -0,763 + 0,0592 \log(0,055) = -0,80$  (è costante perché  $M < 2M$ )

II) Calcolare f.e.m. della pila costituita da 2 lamine di Zn immerse in 2

soluz. 1,00 M di ioni  $\text{Zn}^{2+}$  e 1 lamina di Pb immersa in 2 soluz.  $1,00 \cdot 10^{-3} \text{ M}$

$PV = nRT$       $n = \frac{PV}{RT} = \frac{5,6}{0,0821 \cdot 273} = \frac{5,6}{22,4} = 0,25 \text{ mol}$       $m = 8,96 \text{ g}$

$P \cdot t = 35,4 \text{ s} = 17,7$

$i = \frac{99291}{10800} = 4,5 \text{ A}$

$m = Q = P \cdot t = \Delta F$       $Q = \frac{m \cdot z \cdot F}{P \cdot t} = \frac{482970}{17,7} = 27,28 \text{ A}$

conservare  $z = 0,25 = 0,5 \text{ mol d'Cl} \rightarrow$  iniziale  $z = 0,5 = 1 \text{ mol}$

$[N_2Cl] = \frac{1}{2} = 0,5 \text{ mol/l}$

Es. ripetuto

1. Dati:  $T = 273 \text{ K}$

$\% P_{CO_2} = 62,5\%$

$z: 3$

$P = 1 \text{ atm}$

$z = \frac{m}{V}$

$m = 100 \text{ g}$       $m_{CO_2} = 62,5 \text{ g}$

$m_{CO_2} = \frac{m}{P \cdot M} = \frac{62,5}{44} = 1,42 \text{ mol}$       $m_{H_2} = 37,5 \text{ g}$

$m_{tot}(H_2) = \frac{37,5}{2} = 18,75 \text{ mol}$

$m_{tot} = 1,42 + 18,75 = 20,17 \text{ mol}$

$V = \frac{nRT}{P}$

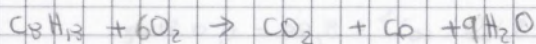
$= 20,17 \cdot 0,0821 \cdot 273 = 452 \text{ l}$

$z = \frac{100}{452} = 0,22 \text{ g/l}$

2. Dati:  $P_{CO_2} : P_{CO} = 2 : 9$

$z: m(C_8H_{18})$

$m_{CO_2} = 176 \text{ g}$



Dati

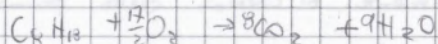
$m = \frac{m}{P \cdot M}$

$m = m \cdot P \cdot M$       $\frac{m_1}{m_2} = \frac{m_1 \cdot P \cdot M_1}{m_2 \cdot P \cdot M_2}$

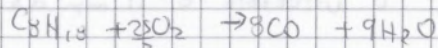
$\frac{m_1}{m_2} = \frac{m_1 \cdot P \cdot M_1}{m_2 \cdot P \cdot M_2} = \frac{2 \cdot 28}{9 \cdot 44} = \frac{28}{99} = \frac{14}{99}$

$m_{CO_2} = \frac{176 \text{ g}}{44} = 4 \text{ mol}$

$14 : 99 = x : m_{CO} \rightarrow m_{CO} = 29,3 \text{ mol}$



$4 : 9 = x : 1 \rightarrow m_{C_8H_{18}} = \frac{1}{2}$



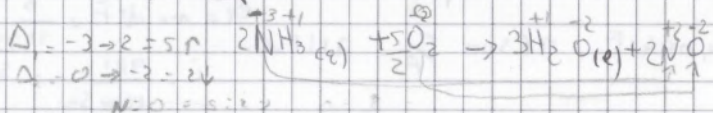
$m_{C_8H_{18}} = \frac{29,3}{8} = 3,66 \text{ mol}$       $m_{tot} = 4,06 \text{ mol}$

$m = 4,06 \cdot 114 = 462,9 \text{ g}$

3. Dati:  $V(NH_3) = 67,2 \text{ l}$

$z: \Delta H$

$P = 1 \text{ atm}$



$T = 273 \text{ K}$

$\Delta H = (2 \cdot 90,25 + 957,49) - ((-92,22)) = (140,5 - 957,5) + 92,22 = -584,77 \text{ KJ/mol}$

$m_{(NH_3)} = \frac{67,2}{RT} = \frac{67,2}{0,0821 \cdot 273} = \frac{67,2}{22,4} = 3 \text{ mol}$

$Q = -584,77 \cdot 3 = -1754,31 \text{ KJ}$

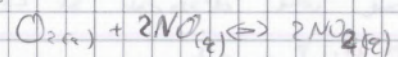
4. Dati:  $T = 500^\circ \text{C}$

$m_{NO} = 0,50$

$P: m_{O_2}$

$K_c = 44,4$

$\% NO = 80\%$



$V = 300 \text{ l}$

$\Delta n = -1$

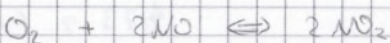
$K_c = K_p \cdot (RT)^{-\Delta n}$

$K_p = \frac{44,4}{0,0821 \cdot 500} = 0,7 \text{ atm}^{-1}$       $K_p = \frac{(m_{NO_2} / m_{tot})^2}{(m_{O_2} / m_{tot}) (m_{NO} / m_{tot})^2}$

$m_{NO} = 0,5 \cdot 30 = 15 \text{ g}$

$m_{NO} = 12 \text{ g}$

$m_{NO} = 0,4 \text{ mol}$



$i \quad 0,25 \quad 0,5 \quad 0,5$

$ii \quad +x \quad -0,4$

$iii \quad 0,4$



2.12) Dati:  $n(\text{FeO}) = 1,2 \text{ mol}$   $T = 1273 \text{ K}$   $P: m(\text{Fe})_{\text{eq}}$   
 $n(\text{Fe}) = 1,5 \text{ mol}$   $\%V_{\text{CO}} = 72,7\%$   
 $n(\text{CO}) = 1,6 \text{ mol}$   $\%V_{\text{CO}_2} = 27,3\%$   
 $n(\text{CO}_2) = 0,4 \text{ mol}$

$\text{FeO(s)} + \text{CO(g)} \rightleftharpoons \text{Fe(s)} + \text{CO}_2(\text{g})$

I.	1,2	1,6	1,5	0,4
V.	-x	-x	+x	+x
E.	1,2-x	1,6-x	1,5+x	0,4+x

$\Delta n = 0$   $P = K_p = K_c$   $\frac{m_{\text{CO}_2}}{m_{\text{CO}}} = 0,3755$

$\frac{0,4+x}{1,6-x} = 0,3755 \rightarrow 0,4+x = 0,6 - 0,3755x \rightarrow 1,3755x = 0,2 \rightarrow x = 0,14$   $m_{\text{Fe}} = 1,64 \text{ mol}$   
 $m = 1,64 \cdot 55,85 = 92 \text{ g}$

Q1.

1.1) Dati:  $T_1 = 25^\circ\text{C}$   $P_2 = 917 \text{ mmHg} = 1,2 \text{ atm}$   $P: V_2$   
 $V_1 = 8,0 \text{ L}$   $T_2 = T_1$   $\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} \rightarrow V_2 = \frac{P_1}{P_2} \cdot V_1 = 7 \text{ L}$   
 $P_1 = 1,05 \text{ atm}$

1.2) Dati:  $T = \text{cost.}$   $V_2 = 12 \text{ L}$   $P: \%V_{\text{N}_2}, \%V_{\text{O}_2}$   
 $P_1 = 0,6 \text{ atm}$   $P_2 = 0,4 \text{ atm}$   $V_{\text{tot}} = 20 \text{ L}$   $P_1 V_1 = P_2 V_2$   
 $V_1 = 8 \text{ L}$   $n_{\text{O}_2} = 0,54 \text{ mol}$   $P_{\text{N}_2} = 0,24 \text{ atm}$   $P_{\text{O}_2} = 0,66 \text{ atm}$   
 $n = 0,2 \text{ mol}$   $\frac{V_1}{V} = \frac{n_1 RT}{P_1} \cdot \frac{P}{m_1 RT}$   $P_{\text{tot}} = 0,66 + 0,24 = 0,9 \text{ atm}$   
 $V_2 = 20,4$

1.3) Dati:  $\%P_{\text{N}_2} = 87,5\%$   $m = 8,0 \text{ g}$   $P: \text{Formula minima / molecolare}$   
 $\%P_{\text{H}_2} = 12,5\%$   $T = 120^\circ\text{C}$   $\frac{PV}{RT} = n = \frac{m}{PM}$   $\frac{m_{\text{N}_2}}{m_{\text{tot}}} = 100 = 87,5$   
 $P = 722 \text{ mmHg} = 0,95 \text{ atm}$   $V = 8,48 \text{ L}$   $m_{\text{N}_2} = 7 \text{ g}$   $m_{\text{O}_2} = 1 \text{ g}$

$P.M. = \frac{RT \cdot m}{PV} = \frac{0,0821 \cdot 323}{0,95 \cdot 8,48} \cdot 8 = 32$   $m_{\text{N}_2} = \frac{7}{14} = \frac{1}{2} \text{ mol}$   $m_{\text{O}_2} = \frac{1}{16} = \frac{1}{16} \text{ mol}$

Formula minima  $\text{NH}_2$   $P.M.(\text{NH}_2) = 14 + 2 = 16 \rightarrow 32 = 2 \cdot 16 \rightarrow \text{Formula molecolare } \text{N}_2\text{H}_4$

1.5) Dati:  $\%V_{\text{N}_2} = 79\%$   $T = 273 \text{ K}$   $m = 452 \text{ g}$   $P: V_{\text{tot}}$   
 $\%V_{\text{O}_2} = 21\%$   $P = 1 \text{ atm}$   $\text{C}_6\text{H}_{34}$   $\text{C}_6\text{H}_{34} + \frac{19}{2} \text{O}_2 + \text{N}_2 \rightarrow 16\text{CO}_2 + 17\text{H}_2\text{O} + \text{N}_2$   
 $m = \frac{452}{226} = 2 \text{ mol}$   $m_{\text{O}_2} = 2 \cdot \frac{32}{2} = 64 \text{ mol}$   $V_{\text{tot}} = 69 \cdot 0,0821 \cdot 273 = 1098,45 \text{ L}$   
 $1098,25 \cdot 21 = V_{\text{tot}} + 100$   $V_{\text{tot}} = 5230 \text{ L}$

1.6) Dati:  $V_{\text{CH}_4} = 35,0 \text{ L}$   $P = \text{cost}$   $T = \text{cost}$   $P: V_{\text{CO}_2}$   
 $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$   $V_{\text{CO}_2} = 35,0 \text{ L}$

1.4) Dati:  $V = 8,0 \text{ m}^3 = 8,0 \cdot 10^3 \text{ dm}^3 = 8000 \text{ L} = V_{\text{tot}}$   $P: P_{\text{tot}}$   
 $m = 1000 \text{ g}$   $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{CO}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2\text{O}(\text{g})$   
 $\%V_{\text{N}_2} = 79\%$   $\%V_{\text{O}_2} = 21\%$   $m = \frac{1000}{46} = 21,74 \text{ mol}$   $m_{\text{CO}_2} = 43,5 \text{ mol}$   
 $T = 273 \text{ K}$   $P = 1 \text{ atm}$   $T_2 = 1273 \text{ K}$   $m_{\text{H}_2\text{O}} = 65,22 \text{ mol}$

1.12) Dati: %P HNO<sub>3</sub> = 10% T = 303 K  $\rho$ : V(aq)  
 $\rho = 1,05 \text{ g/cm}^3$  P = 0,96 atm  $3\text{Cu(s)} + 8\text{HNO}_3(\text{aq}) \rightarrow 3\text{Cu(NO}_3)_2(\text{aq}) + 2\text{NO}(\text{g}) + 4\text{H}_2\text{O}(\text{l})$   
V = 5 l  $n_{\text{NO}} = \frac{PV}{RT} = \frac{0,96 \cdot 5}{0,0821 \cdot 303} = 0,19 \text{ mol}$

$m_{\text{HNO}_3} = 0,19 \cdot 63 = 12,09 \text{ g}$   $m_{\text{HNO}_3} = 0,19 \cdot 63 = 12,09 \text{ g}$   $m_{\text{sol}} = 120,9 \text{ g}$   $V = \frac{m}{\rho} = \frac{120,9}{1,05} = 115,14 \text{ l}$

1.13) Dati: T = 293 K T = 373 K  $\rho$ : V  
P = 0,95 atm P = 855 mmHg = 1,125 atm  $\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \rightarrow V_2 = \frac{P_1 V_1 T_2}{T_1 P_2} = 26,37 \text{ l}$   
V = 25 l

1.14) Dati: P = 135 atm  $\rho = 2,4 \text{ g/l}$   $\rho$ : T  
%P = 29%  $n$  in 100 g di miscela  $V = \frac{m}{\rho} = \frac{100}{2,4} = 41,7 \text{ l}$   
%P<sub>H<sub>2</sub></sub> = 15%  $m_{\text{CO}} = \frac{29}{100} = 0,29 \text{ mol}$   $m_{\text{H}_2} = \frac{15}{2} = 7,5 \text{ mol}$   $m_{\text{N}_2} = \frac{56}{28} = 2 \text{ mol}$   
%P<sub>N<sub>2</sub></sub> = 56%  $T = \frac{PV}{nR} = \frac{135 \cdot 41,7}{(0,29 + 7,5 + 2) \cdot 0,0821} = 750,7 \text{ K}$

1.15) Dati: m = 8,5 g V = 0,0172 m<sup>3</sup>  $\rho$ : P.M.  
T = 295 K = 10,72 l  $n = \frac{PV}{RT} = \frac{0,95 \cdot 0,0172}{0,0821 \cdot 295} = 0,007 \text{ mol}$   
P = 0,95 atm P.M. =  $\frac{m}{n} = \frac{8,5}{0,007} = 1214,3 \text{ g/mol}$

**Q2**

2.3) Dati: K<sub>p</sub> = 0,658  $\rho$ : V<sub>N<sub>2</sub>O</sub> = 29%  $\rho$ : m<sub>H<sub>2</sub></sub>/m<sub>H<sub>2</sub>O</sub>  
T = 1023 K  $K_p = \frac{\frac{m_{\text{H}_2\text{O}}}{m_{\text{H}_2}} \cdot P}{\frac{m_{\text{H}_2}}{m_{\text{H}_2\text{O}}} \cdot P} = \frac{m_{\text{H}_2\text{O}}}{m_{\text{H}_2}} = \frac{1}{0,658} = 1,52$   
 $\text{FeO(s)} + \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{Fe(s)} + \text{H}_2\text{O}(\text{g})$

2.4) Dati: V = 100 l K<sub>p</sub> = 10,4 atm  $\rho$ : P  
T = 950°C  $K_p = \frac{(m_{\text{CO}_2})^2 \cdot P}{m_{\text{CO}} \cdot m_{\text{C}} \cdot P} = \frac{(m_{\text{CO}_2})^2}{m_{\text{CO}} \cdot m_{\text{C}}}$   
 $m_{\text{CO}_2} = 0,5 \text{ mol}$   $m_{\text{CO}} = 2 \text{ mol}$   $m_{\text{C}} = 2 \text{ mol}$   
 $K_c = K_p (RT)^{-\Delta n} = 10,4 (0,0821 \cdot 950)^{-2} = 0,2$   
 $\frac{[\text{CO}_2]^2}{[\text{CO}][\text{C}]} = 0,2 \rightarrow \frac{(2+2x)^2}{(0,5-x) \cdot 2} = 0,2 \rightarrow 4x^2 + 4x + 2 = 5 - 10x \rightarrow 4x^2 + 14x - 3 = 0$   
 $x = \frac{-14 \pm \sqrt{196 + 48}}{8} = 0,21 \text{ mol}$

2.5) Dati: m(CO<sub>2</sub>) = 2 mol P = 3,0 atm  $\rho$ :  $\delta$  (g/l)  
m(Cl<sub>2</sub>) = 0,5 mol K<sub>p</sub> = 9,0 atm  $\text{COCl}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO}(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$   
T = 993 K  $K_p = \frac{(X_{\text{Cl}_2} P)(X_{\text{CO}} P)}{(X_{\text{COCl}_2} P)^2} = \frac{X_{\text{Cl}_2} X_{\text{CO}}}{X_{\text{COCl}_2}^2}$   
 $3,0(5+x-2)(5-x) = 0,5x + x^2 \rightarrow 4x^2 + 4x - 5 = 0$   
 $x = \frac{-4 \pm \sqrt{16 + 80}}{8} = -0,25 + 1,15 = 0,9 \text{ mol}$   
 $m_{\text{COCl}_2} = 0,30 \text{ mol}$   $m_{\text{CO}} = 1,30 \text{ mol}$   $m_{\text{Cl}_2} = 2,2 \text{ mol}$   $m_{\text{O}_2} = 4,2 \text{ mol}$   $V = 4,2 \cdot \frac{0,0821 \cdot 993}{3} = 116,13 \text{ l}$

2.10) Dati:  $T = 500^\circ\text{C} = 773^\circ\text{K}$   $n_{\text{NO}_2} = 1,5 \text{ mol}$  ? :  $m_{\text{O}_2}$   
 $K_p = 0,70 \text{ atm}^{-1}$   $\alpha_{\text{O}_2} = 30\% \text{ V}_{\text{NO}_2} \text{ rispetto}$   
 $V = 300 \text{ l}$   
 $300 \cdot 0,3 = 240 \text{ l} \rightarrow \alpha_{\text{O}_2} = 1,5 = 1,2 \text{ mol}$   
 $K_c = K_p (RT)^{\Delta n} = 0,70 \cdot 0,0821 \cdot 773^\circ\text{K} = 44,42 \text{ l} \cdot \text{mol}^{-1}$   
 $\Delta n = 2 - 3 = -1$   $44,42 = \left[ \frac{n_{\text{NO}_2}}{V} \right]^2 \left[ \frac{n_{\text{O}_2}}{V} \right]$

$2 \text{NO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NO}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$			
I	1,5	0	0
V	-2x	+x	+0,5x
E	1,5-2x	x	0,5x

2.2) Dati:  $V = 3,5 \text{ l}$   $n_{\text{COCl}_2} = 2 \text{ mol}$  ? : %  $\text{PCl}_2$   
 $T = 650^\circ\text{C}$   $n_{\text{Cl}_2} = 2 \text{ mol}$   
 $P = 97,38 \text{ atm}$   
 $97,38 \cdot 3,5 = (2-x+x+2+x) \cdot 0,0821 \cdot 923$   $x+1 = \frac{349,83}{75,98}$   
 $x = 4,5 - 4 \Rightarrow x = 0,5 \text{ mol}$   $n_{\text{COCl}_2} = 1,5 \text{ mol}$   
 $n_{\text{Cl}_2} = 2,5 \text{ mol}$   $n_{\text{CO}} = 0,5 \text{ mol}$   $n_{\text{tot}} = 4,5 \text{ mol}$   $m_{\text{tot}} = 177,25 + 148,35 + 14 = 339,6 \text{ g}$   
 $\% \text{PCl}_2 = \frac{177,25}{339,6} \cdot 100 = 52,2\%$

$\text{COCl}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO}(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$			
I	2	0	2
V	-x	+x	+x
E	2-x	x	2+x

2.11) Dati:  $P = 0,5 \text{ atm}$   $K_p = 0,8897 \text{ atm}$  ? :  $P_{\text{CO}_2}$   
 $T = 973 \text{ K}$   $K_p = \frac{P_{\text{CO}_2}}{P_{\text{CO}}} \rightarrow P_{\text{CO}_2} = 0,8897 P_{\text{CO}}$   $\text{C}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{CO}(\text{g})$   
 $P_{\text{tot}} = P_{\text{CO}} + P_{\text{CO}_2}$   $P_{\text{CO}} = 0,5 - P_{\text{CO}_2}$   $P_{\text{CO}_2} = x$   
 $(0,5-x)^2 = 0,8897 x$   $0,25 + x^2 - x - 0,8897x = 0 \rightarrow x^2 - 1,8897x + 0,25 = 0$   
 $x = \frac{1,8897 \pm \sqrt{3,57 - 1}}{2} \Rightarrow x < 0,5$   $x = 0,143 \text{ atm}$

2.13) Dati:  $T = 673 \text{ K}$   $K_p = 8,0 \text{ atm}^{-1}$  ? : %  $\text{V}_{\text{SO}_2}$   
 $P = 5 \text{ atm}$   $P_{\text{SO}_3} / P_{\text{SO}_2} = 2$   $2 \text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{SO}_3(\text{g})$   
 $K_p = \frac{(P_{\text{SO}_3})^2}{(P_{\text{SO}_2})^2 P_{\text{O}_2}} \rightarrow 8 = 2^2 \cdot \frac{1}{P_{\text{O}_2}}$   $P_{\text{O}_2} = 0,5 \text{ atm}$   $P_{\text{SO}_3} = 2 P_{\text{SO}_2}$   $P_{\text{SO}_3} + P_{\text{SO}_2} = 4,5$   
 $P_{\text{SO}_3} = 4,5 - P_{\text{SO}_2}$   $4,5 - P_{\text{SO}_2} = 2 P_{\text{SO}_2}$   $3 P_{\text{SO}_2} = 4,5$   $P_{\text{SO}_2} = 1,5 \text{ atm} = x_{\text{SO}_2} \cdot P$   
 $x_{\text{SO}_2} = 0,3$   $\% \text{V}_{\text{SO}_2} = x_{\text{SO}_2} \cdot 100 = 30\%$

2.14) Dati:  $T = 1173 \text{ K}$   $n_{\text{Fe}_3\text{O}_4} = 2,4 \text{ mol}$  ? :  $m(\text{Fe}_3\text{O}_4)$  rimasto  
 $\% \text{V}_{\text{CO}} = 21,5\%$   $n_{\text{FeO}} = 0,6 \text{ mol}$   $\text{Fe}_3\text{O}_4(\text{s}) + \text{CO}(\text{g}) \rightleftharpoons 3 \text{FeO}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g})$   
 $\% \text{V}_{\text{CO}_2} = 70,5\%$   $n_{\text{CO}} = 2 \text{ mol}$   $n_{\text{CO}_2} = 0,5 \text{ mol}$   
 $\frac{n_{\text{CO}_2}}{n_{\text{CO}}} = \frac{0,5}{2,5} = 0,2$   $\frac{0,5+x}{2-x} = 0,2$   
 $0,5+x = 2,3 - 3,65x \rightarrow 4,65x = 1,8 \rightarrow x = 0,39$   $n_{\text{Fe}_3\text{O}_4} = 1,3$   $m(\text{Fe}_3\text{O}_4) = 1,3 \cdot 231,55 = 300 \text{ g}$

I	2,8	0,2	0,6	0,5
V	-x	-x	+3x	+x
E	2,8-x	2-x	0,6+3x	0,5+x

2.15) Dati:  $T = 973 \text{ K}$   $P_{\text{tot}} = 2 \text{ atm}$  ? :  $P_{\text{CO}_2}, P_{\text{CO}}$   
 $P_{\text{CO}_2} = 0,402 \text{ atm}$   $\text{C}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{CO}(\text{g})$   
 $P_{\text{CO}} = 0,598 \text{ atm}$   $K_p = \frac{P_{\text{CO}}^2}{P_{\text{CO}_2}} = \frac{(0,598)^2}{0,402} = 0,8897$   
 $n_{\text{CO}_2} = 2x$   $n_{\text{CO}} = 4x$   $P = P_{\text{CO}_2} + P_{\text{CO}} = 2x + 4x = 6x = 2 \text{ atm}$

Q3

3.1) Dati: %P (C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>O<sub>2</sub>) = 12% K<sub>eb</sub> = 0,51 K/mol ? : ΔT<sub>eb</sub>  
 ρ = 1,09 g/cm<sup>3</sup> ΔT<sub>eb</sub> = K<sub>eb</sub> · m → m =  $\frac{ms}{msolv}$   
 V = 1 cm<sup>3</sup> → m<sub>tot</sub> = 1,09 g m<sub>H<sub>2</sub>O</sub> = 0,98 · 1,09 = 0,96 g m<sub>C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>O<sub>2</sub></sub> = 0,13 g m(C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>O<sub>2</sub>) =  $\frac{0,13}{62} = 0,0021$  mol

m<sub>soluto</sub> =  $\frac{0,0021}{0,96 \cdot 10^{-3}} = 2,2 \frac{mol}{kg}$  ΔT<sub>eb</sub> = 0,51 · 2,2 = 1,12 °C

3.2) Dati: ρ = 1,05 g/cm<sup>3</sup> C<sub>6</sub>H<sub>12</sub>O<sub>6</sub> ? : M  
 P = 230,0 mmHg = 0,307 atm X<sub>sol.</sub> =  $\frac{\Delta P}{P_{solv.}} = \frac{0,307 - 0,303}{0,307} = 0,013$   
 P<sub>H<sub>2</sub>O</sub> = 233,7 mmHg = 0,307 atm ρ = 1050 g/l V = 1 l m<sub>tot</sub> = 1050 g

~~(100 - X) = m · soluto in g/l~~  $\frac{X}{130} = 0,013 \rightarrow X = 1,69$   
~~X = 98,6 = 0,94 X → 1,94 X = 98,6 → X = 50,85~~ X = 16,25 g m =  $\frac{16,25}{130} = 0,125$  mol/l

3.3) Dati: V = 500 cm<sup>3</sup> = 0,5 l K<sub>cr</sub> = 1,36 K/mol ? : T°  
 m(G<sub>6</sub>H<sub>12</sub>O<sub>6</sub>) = 20 g ΔT<sub>cr</sub> =  $\frac{m}{msolv} \cdot K_{cr} \cdot i$  m(C<sub>6</sub>H<sub>12</sub>O<sub>6</sub>) =  $\frac{20}{180} = 0,111$  mol  
 m(N<sub>2</sub>NO<sub>3</sub>) = 10 g m(N<sub>2</sub>NO<sub>3</sub>) =  $\frac{10}{85} = 0,12$  mol  
 ρ = 1,02 g/cm<sup>3</sup> i = 1 + A(z-1) = 1 + 4(2-1) = 2

m<sub>tot soluto</sub> = 0,111 + 2 · 0,12 = 0,35 mol ΔT<sub>cr</sub> =  $\frac{0,35}{0,5 \cdot 10^{-3}} \cdot 1,36 = 0,0013 \cdot 10^3 = 1,3$  °C = T

3.4) Dati: π = 0,50 PH = 1,3 ? : π  
 T = 20 °C MV = mRT → π =  $\frac{m}{V} RT$  → π = MRT  
 1,3 = -log<sub>10</sub>[H<sup>+</sup>] [H<sup>+</sup>] = 10<sup>-1,3</sup> = 0,050 α =  $\frac{[H^+]}{[A]} = \frac{0,050}{0,50} = 0,10$  r = 1 + 0,10(2-1) = 1,10  
 π = 0,50 · 0,052 · 293 + 1,10 = 13,21 atm

3.5) Dati: T = 25 °C M = 0,80 M ? : M(OH<sup>-</sup>)  
 K<sub>i</sub> = 1,38 · 10<sup>-3</sup> m/l CH<sub>2</sub>ClCOOH ⇌ CH<sub>2</sub>ClCOO<sup>-</sup> + H<sup>+</sup>  
 K<sub>i</sub> =  $\frac{\alpha^2}{1-\alpha} M$  1,38 · 10<sup>-3</sup> =  $\frac{\alpha^2}{1-\alpha} \cdot 0,80 \rightarrow 1,725 \cdot 10^{-3} (1-\alpha) = \alpha^2 \rightarrow 1,725 \cdot 10^{-3} - 1,725 \alpha = \alpha^2$   
 $\alpha^2 + 1,725 \alpha - 1,725 \cdot 10^{-3} = 0$  α =  $\frac{-1,725 \pm \sqrt{2,976 \cdot 10^{-6} + 6,9 \cdot 10^{-3}}}{2}$   
 =  $\frac{-0,0017 + \sqrt{0,0028 \cdot 10^{-4} + 6,9 \cdot 10^{-3}}}{2} = \frac{-0,0017 + 8,3 \cdot 10^{-2}}{2} \Rightarrow \alpha = 0,041$  in 2 V di soluzione  
 → 0,20 mol di acido [H<sup>+</sup>] = 0,80 · 0,041 = 0,033 [H<sup>+</sup>][OH<sup>-</sup>] = 10<sup>-14</sup> [OH<sup>-</sup>] =  $\frac{10^{-14}}{0,033}$   
 = 30,3 · 10<sup>-14</sup> = 3,03 · 10<sup>-13</sup> mol/l

3.6) Dati: [BOH] = 1,5 M T = 25 °C ? : pH  
 α = 0,02 [BOH]<sup>1</sup> = 0,1 M K<sub>i</sub> =  $\frac{(0,02)^2 \cdot 1,5}{1-0,02} = \frac{0,0006}{0,98} = 0,000612$   
 K<sub>i</sub>(1-α) = α<sup>2</sup>[BOH] → 0,1α<sup>2</sup> - 0,000612(1-α) = 0 → 0,1α<sup>2</sup> + 6,12 · 10<sup>-4</sup>α - 6,12 · 10<sup>-4</sup> = 0  
 α =  $\frac{-6,12 \cdot 10^{-4} + \sqrt{3745,44 \cdot 10^{-9} + 244,8 \cdot 10^{-9}}}{2} = \frac{-6,12 \cdot 10^{-4} + \sqrt{0,37 \cdot 10^{-4} + \dots}}{2}$   
 =  $\frac{-6,12 \cdot 10^{-4} + \sqrt{245,17 \cdot 10^{-4}}}{2} = \frac{-6,12 \cdot 10^{-4} + 15,66 \cdot 10^{-2}}{2} = 7,5 \cdot 10^{-2} = 0,075$  [OH<sup>-</sup>] = 0,075 · 0,1 = 0,0075 mol/l  
 [A<sup>+</sup>] = PH = 14 - POH POH = -log<sub>10</sub>[OH<sup>-</sup>] = -log<sub>10</sub>0,0075 = 2,12  
 PH = 14 - 2,12 = 11,87

$m_{\text{sol}} = 1000 \text{ g} + 132,25 \text{ g} + 0,388 \text{ g} = 1132,638 \text{ g}$   
 $\rho = \frac{m}{V} = \frac{1132,638 \text{ g}}{1000 \text{ ml}} = 1,132638 \text{ g/cm}^3$

3.15) Dati:  $\rho(\text{CH}_3\text{COOH}) = 0,98 \text{ g/cm}^3$ ,  $\alpha = 0,13$ ,  $(1 + \alpha(2-1))V_1 \rightarrow 1,085 = 1 + \alpha \rightarrow \alpha = 0,085$   
 $\rho = 1 \text{ g/cm}^3$ ,  $N(\text{NaOH}) = 2 \text{ N}$ ,  $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{NaOH} \rightarrow \text{CH}_3\text{COONa} + \text{H}_2\text{O}$

$V = 100 \text{ ml}$   
 $1 \text{ l} \rightarrow 1000 \text{ g}$  acetico  $\rightarrow 60 \text{ g}$  di  $\text{CH}_3\text{COOH}$   
 $\rightarrow 1 \text{ mol}$  acetico  $\rightarrow$  in  $0,1 \text{ l} \rightarrow 0,1 \text{ mol}$  di  $\text{CH}_3\text{COOH} \rightarrow$  servono  $0,1 \text{ mol}$  di  $\text{NaOH}$   
 $1 \text{ mol}$  di  $\text{NaOH} / 2 \text{ l} \rightarrow V_2 = 0,1 \text{ l}$

3.16) Dati:  $m(\text{CH}_2\text{ClCOOH}) = 0,08 \text{ mol}$ ,  $\rho: \Delta T_{\text{eb}} (^\circ\text{C})$   
 $m_{\text{H}_2\text{O}} = 1000 \text{ g}$ ,  $T = 25^\circ\text{C}$ ,  $\Delta T_{\text{eb}} = K_{\text{eb}} \cdot \frac{m_{\text{sol}}}{m_{\text{solvent}}} \cdot i = 0,51 \cdot \frac{0,08}{1} \cdot (1 + 0,13(2-1)) = 0,046^\circ\text{C}$   
 $\alpha = 0,13$ ,  $K_{\text{eb}} = 0,51 \text{ K/mol}$

3.20) Dati:  $V = 1,5 \text{ l}$ ,  $[\text{NaHSO}_4]_2 = 0,15 \text{ M}$ ,  $\rho: V_2$   
 $N(\text{NaHSO}_4) = 0,5 \text{ N} = 0,5 \text{ M}$ ,  $\frac{m(\text{NaHSO}_4)}{1,5} = 0,5$ ,  $m = 0,75 \text{ mol}$   
 $V = \frac{0,75}{0,15} = 5 \text{ l}$

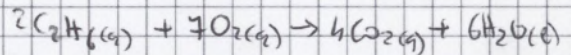
3.19) Dati:  $\text{pH} = 3,5$ ,  $[\text{HA}] = 0,10 \text{ N} = 0,10 \text{ M}$ ,  $\rho: K_a$   
 $[\text{H}^+] = \sqrt{K_a M} \rightarrow [\text{H}^+]^2 = K_a$ ,  $-\text{pH} = + \log_{10} [\text{H}^+] \rightarrow [\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-3,5} = 3,16 \cdot 10^{-4} \text{ mol/l}$   
 $K_a = \frac{9,98 \cdot 10^{-8}}{0,1} = 9,98 \cdot 10^{-6} \text{ mol/l}$

Q.5

5.1) Dato:  $m_{CO_2} = 11,0 \text{ g}$

$\Delta E = -195 \cdot 10^3 \text{ J}$

?:  $\Delta E_0 \text{ (KJ/mol)}$



$m_{CO_2} = \frac{11}{44} = 0,25 \text{ mol}$

$\rightarrow m_{C_2H_6} = 0,125 \text{ mol}$

$\Delta E = -195 \text{ KJ} - 2 \cdot 3120 \text{ KJ/mol}$

$-3120 = [-1573,92 - 1715,4] - 2\Delta H_f^\circ(C_2H_6) \rightarrow 2\Delta H_f^\circ(C_2H_6) = \frac{-195}{0,125} - 169,32 \text{ KJ/mol}$

$\Delta E_0 = \Delta H^\circ - \Delta n RT$   $\Delta n = -2$   $2C_2H_6(g) + 7O_2(g) \rightarrow 4CO_2(g) + 6H_2O(l)$   $\Delta n = 4 - 3 = -2$

$\Delta E_0 = -84,66 - (-2) \cdot 8,31 \cdot 298 \cdot 10^{-3} = -79,70 \text{ KJ/mol}$

5.2) Dato:  $T = 25^\circ C$   $V = 0,5 \text{ l}$

?:  $Q \text{ (KJ)}$

$V = \text{cost.}$   $\rho = 0,99 \text{ g/cm}^3 = 990 \text{ g/l}$   $C_6H_6(l) + \frac{15}{2} O_2 \rightarrow 3H_2O + 6CO_2$

$m = \rho \cdot V = 440 \text{ g}$

$m = \frac{440}{78} = 5,64$

$\Delta H_r = (-2360,93 - 357,7) - (49,9) = -3267,56 \text{ KJ/mol}$

$Q = -3267 \cdot 5,64 = -18424,09 \text{ KJ}$

5.3) Dato: %P  $CH_3OH = 20,0\%$   $\rho = 0,80 \text{ g/ml}$

?:  $Q \text{ (KJ)}$

%P  $CH_3CH_2OH = 80,0\%$   $\rho = 0,79 \text{ g/ml}$

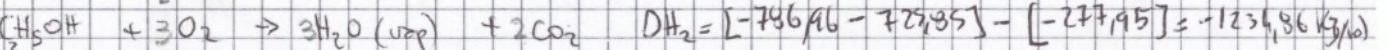
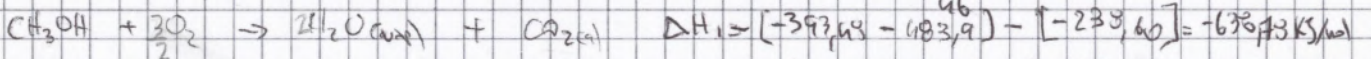
in 100 g di miscela  $\rightarrow 20 \text{ g di } CH_3OH$

$T = 25^\circ C$   $m_{\text{tot}} = 100 \text{ g}$

$m_{CH_3OH} = \frac{20}{32} = 0,625 \text{ g}$   $80 \text{ g di etanolo}$

$V = 100 \text{ ml} = 0,1 \text{ l}$

$m(CH_3CH_2OH) = \frac{80}{46} = 1,74 \text{ mol}$



$Q_{\text{tot}} = -633,79 \cdot 0,625 + (-1234,86 \cdot 1,74) = -2128,66 - 2147,24 = -4275,9 \text{ KJ}$

$20 \text{ g di etanolo} \rightarrow V_{et.} = \frac{20}{0,79} = 25 \text{ ml}$   $80 \text{ g di etanolo} \rightarrow V_{et.} = \frac{80}{0,79} = 101,26 \text{ ml}$

$V_{\text{tot}} = 126,26 \text{ ml}$   $126,26 \cdot -4275,9 = 100 : x$   $Q_2 = 2017,98 \text{ KJ}$

**Nomenclatura IUPAC**

Ossidi dei metalli → composti ionici (nella maggioranza dei casi):

$O + 2e^- \rightarrow O^{2-}$  Il grado ionico dipende dal tipo di metallo che si lega (+ un metallo e- in basso ⇒ si + il composto e-

ionico) Per semplificare assumiamo che tutti gli ossidi dei metalli siano ionici, es.  $M^+ O^{2-} \Rightarrow M_2O$  es.  $M^{2+} O^{2-} \Rightarrow MO$  es.  $M^{3+} O^{2-} \Rightarrow M_2O_3$

es.  $M^{4+} O^{2-} \Rightarrow MO_2$  es.  $M^{5+} O^{2-} \Rightarrow M_2O_5$  es.  $Li^+ \Rightarrow Li_2O$   
 I° gruppo → sempre carica +1

es.  $Na^+ \Rightarrow Na_2O$  es.  $Cu^+ \Rightarrow Cu_2O$   
 I° gruppo elemento di transizione → questi mai hanno solo 1 carica

ed es. Cu può essere  $Cu^+$  v  $Cu^{2+}$  es.  $Cu^{2+} \Rightarrow CuO \rightarrow 2 \neq$  ossidi con lo stesso metallo! la differenza si vede nella nomenclatura tradizionale, non nella IUPAC.

**Nomenclatura tradizionale**

$Li_2O \rightarrow$  ossido di Litio  $\left\{ \begin{array}{l} Cu_2O \rightarrow \text{ossido rameoso} \\ CuO \rightarrow \text{ossido rameico} \end{array} \right.$   
 $Na_2O \rightarrow$  " " Sodio

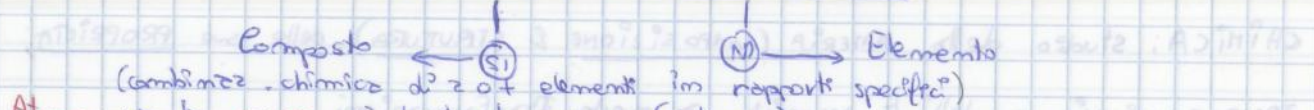
\* N.B.: per l'ossido con la carica + bassa si usa il suffisso "oso" e x quello con la carica + alta il suffisso "ico". Nella nomenclatura IUPAC invece, si usano prefissi numerici greci per indicare quante volte un elemento e- presente

$Li_2O \rightarrow$  ~~monossido~~ monossido di Litio  $Cu_2O \rightarrow$  monossido di Rame  
 $Na_2O \rightarrow$  " di Sodio  $CuO \rightarrow$  " di Rame

**Nomenclatura con il numero di Stock**

$CoO \rightarrow$  ossido di cobalto (II) → carica dello ione cobaltico  
 $Co_2O_3 \rightarrow$  ossido di " (III) →  $Co^{3+} + O^{2-}$   
 $Cu_2O \rightarrow$  " " rame (I)  
 $CuO \rightarrow$  " " " (II)  
 es.  $Ti^{4+} \rightarrow TiO_2 \rightarrow$  ossido di Titanio (trad.)  
 → diossido di " (IUPAC)  
 → ossido di Titanio (IV) (Stock)

la sostanza  
 Posso separare chimicamente?



**Atomo:** → la massa è dovuta al nucleo ( $p^+$  e  $n^0$ )  
 ↳ il volume è dato dal movimento degli e<sup>-</sup> intorno al nucleo  
 ↳ le particelle + piccole che identificano univocamente un elemento  
 l'atomo ha dimensioni dell'ordine dell'**Angstrom** ( $1 \cdot 10^{-10} \text{ m}$ ) = 10 nm

**Isotopi:** stesso elemento ma  $\neq m \rightarrow$  tutti gli isotopi dello stesso elemento hanno =  
**proprietà chimiche** e sono presenti tutti contemporaneamente in natura ma in % diverse

**Metalli:** Cr (Cromo), Cu (Cromo), Cd (Cadmio), Pb (Piombo), Bi (Bismuto) ... ecc

**Semimetalli:** B (Boro), Si (Silicio), As (Arsenico), Sb (Antimonio), Te (Tellurio)

**Non Metalli:** C (Carbonio), S (Zolfo), Cl (Cloro), Br (Bromo), I (Iodio)

**Tabella 2.2** Proprietà delle tre particelle subatomiche principali

Nome (simbolo)	Carica		Massa		posizione nell'atomo
	relativa	assoluta (C)*	relativa (u)**	assoluta (g)	
protone ( $p^+$ )	1+	$+1,602218 \times 10^{-19}$	1,00727	$1,67262 \times 10^{-24}$	nucleo
neutrone ( $n^0$ )	0	0	1,008 66	$1,67493 \times 10^{-24}$	nucleo
elettrone ( $e^-$ )	1-	$-1,60218 \times 10^{-19}$	0,00054858	$9,10939 \times 10^{-28}$	all'esterno del nucleo

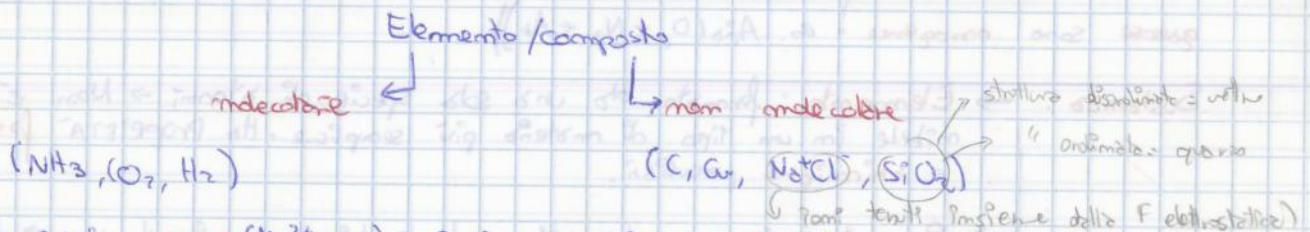
\* Il coulomb (C) è l'unità SI di carica elettrica. Per definizione, 1 C è la quantità di elettricità trasportata in 1 s da una corrente di intensità 1 A (ampere):

1 C = 1 A · s

\*\* L'unità di massa atomica (simbolo: u) è uguale a  $1,660540 \times 10^{-24}$  g; è esaminata più avanti in questa sezione.

**Peso atomico (massa atomica relativa):** rapporto tra la massa di 1 atomo in esame e la massa di riferimento, ovvero  $\frac{1}{12}$  della massa di 1 atomo di  $^{12}_6\text{C} = 1 \text{ UMA}$  (unità di massa atomica). =  $1,66054 \cdot 10^{-24} \text{ g}$

I valori dei pesi atomici riportati nella tavola periodica sono le **medie** dei pesi atomici **pesate** su degli isotopi **pesate** sulla base delle abbondanze relative



**Ioni positivi:** cationi ( $\text{Mg}^{2+}, \text{Na}^+$ ) **Ioni negativi:** anioni ( $\text{F}^-, \text{Cl}^-$ )

**Formule anioniche:** ci indica solo il tipo di elementi e il loro **RAPPORTO RECIPROCO**

**Formule Chimiche:** riguarda solo le molecole ed dice a chi il rapporto tra gli elementi (molecole)  
 indica esattamente quanti atomi ci sono per ogni tipo nella molecola es.  $\text{NH}_3$

Quindi per le molecole possiamo avere sostanze  $\neq$  ma con ugual formula minima es.  $\text{C}_6\text{H}_6$  (benzene),  $\text{C}_2\text{H}_2$  (etilene)  $\Rightarrow$  stessa formula minima  $\text{CH}$  ma formule molecolari  $\neq$ !



## Natura della luce

Natura ondulatoria: **Lunghezza d'onda ( $\lambda$ )** = distanza tra punti corrispondenti consecutivi dell'onda. **Frequenza ( $\nu$ )** = numero di cicli al secondo  $\nu = \frac{c}{\lambda}$

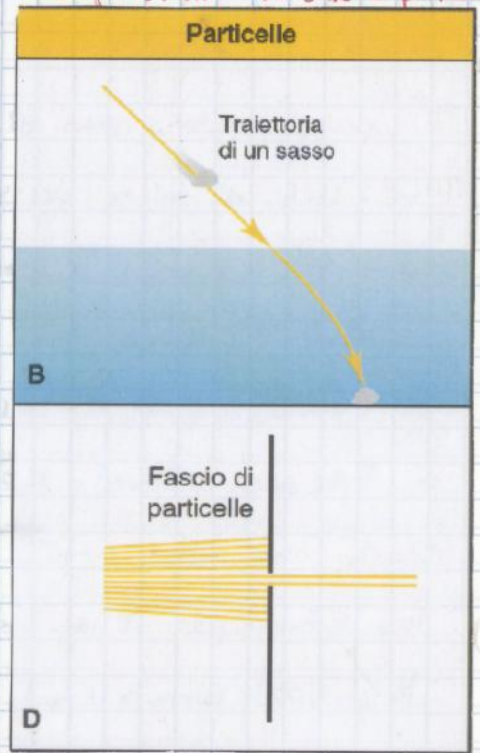
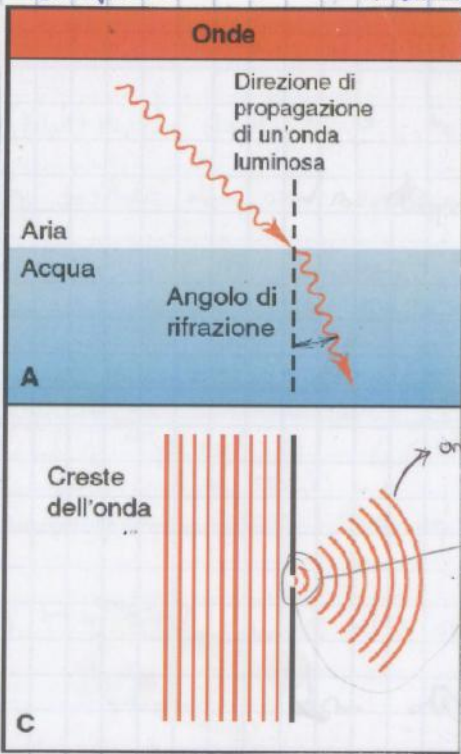
**Ampiezza** = intensità, altezza dell'onda  $nm = 10^{-9} m$  velocità luce =  $3,0 \cdot 10^8 m/s$

La luce è un'onda elettromagnetica prodotta da un campo magnetico ed elettrico oscillanti, tra loro trasversali che si propagano in tutte le direzioni dello spazio.

Regione visibile dello spettro elettromagnetico:  $\lambda: 400 - 750 nm$   
 $\nu: 7,5 \cdot 10^{14} - 4 \cdot 10^{14} Hz$

Raggi X:  $\lambda = 10^{-2} - 10 nm$  → in queste voci è anche

compresa la dimensione dell'atomo. **Differenti comportamenti di onde e particelle**



### Immagine di Diffrazione

Pellicola fotografica (vista di taglio)

Pellicola fotografica (vista frontale)

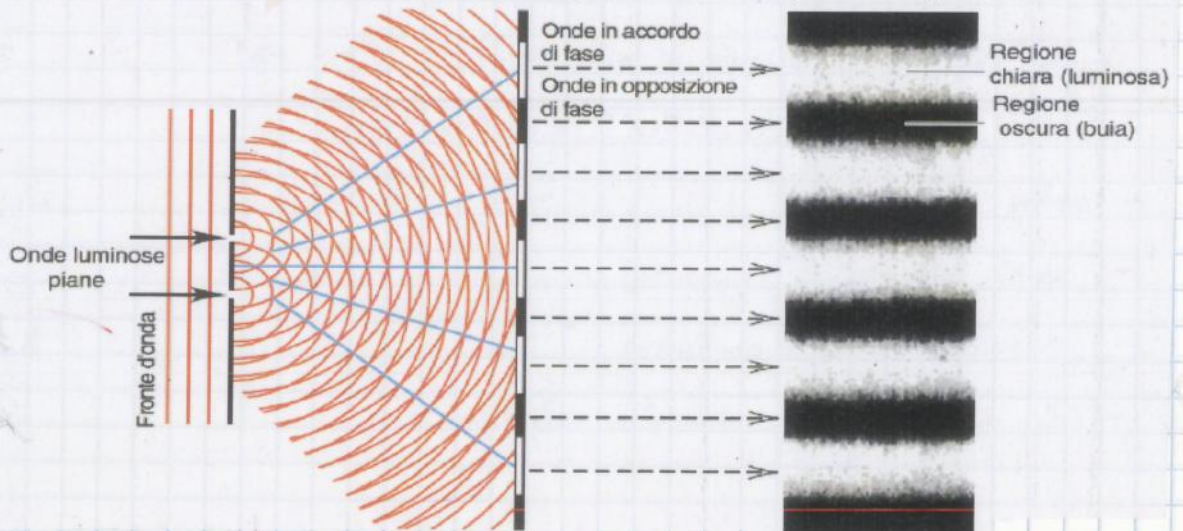
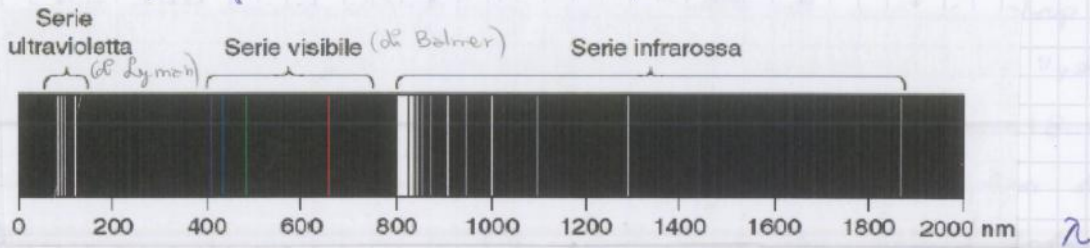


Figura di interferenza

Serie di righe spettrali: ultravioletta, visibile, infrarossa



Le righe spettrali si studiano tenendo in considerazione non  $v$ , ma  $\lambda$ , precisamente  $\frac{1}{\lambda}$  e soddisfanno tutte l'equazione di Rydberg:  $R = 1,096776 \cdot 10^7 \frac{1}{m}$

Equazione di Rydberg:  $\frac{1}{\lambda} = R \left( \frac{1}{m_s^2} - \frac{1}{m^2} \right)$   $m \geq m_s + 1$   
 costante di Rydberg  $R$   $m_s$  e  $m$  numeri interi

Per la serie dell'ULTRAVIOLETO  $m_s$  è 1 quindi  $m$  verrà 2 per la prima riga, 3 per la seconda, ecc....

Per la serie VISIBILE  $m_s = 2$  quindi per la I riga  $m = 3$ , per la II  $m = 4$  ... ecc.

" " " INFRAROSSA  $m_s = 3$  quindi la I riga nell'infrarosso avrà  $m = 4$ , la II  $m = 5$  ... ecc.

$\frac{1}{\lambda}$  è il primo numero quantico perché individua una riga spettrale con una ~~determinata~~ determinata  $m, m_s$  (e  $z$ )

Se l'E viene ricevuta dall'atomo ~~sta~~ in maniera quantizzata, anche l'E di  $e^-$  può essere solo quantizzata (può assumere solo determinati valori).

Le righe di assorbimento/emissione corrispondono ai salti quantici degli  $e^-$ ; solo quando  $e^-$  assorbe un fotone con E pari al salto energetico esso sale di livello.

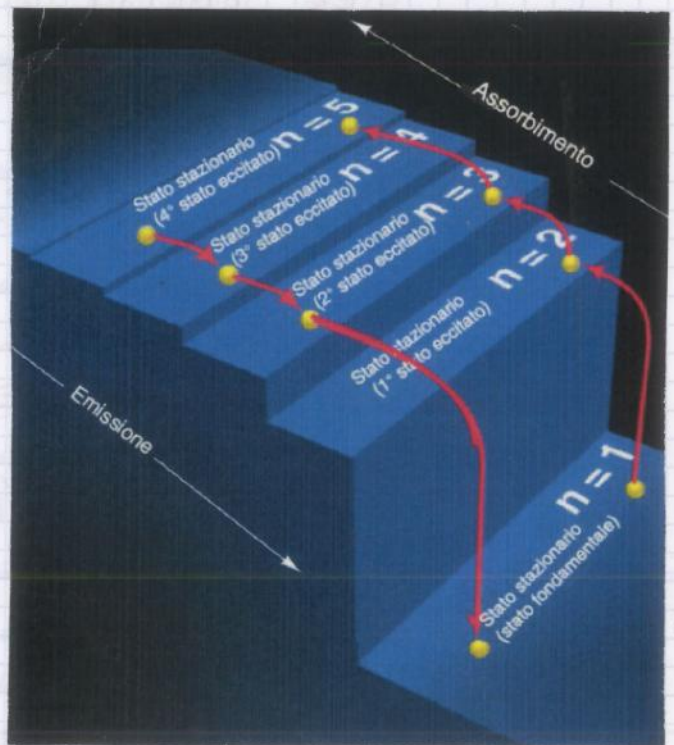
Quello. Stato fondamentale = l'elettrone (l'atomo)  $e^-$  al suo livello E più basso.

Nella serie del visibile noi registriamo l'emissione degli  $e^-$  che si trovano già al livello energetico 2, e in quella ultravioletta

degli elettroni dello 2 e nell'infrarosso quelli che si trovano allo stato 3

Modello di Bohr (p.35)

Modello planetario: nucleo al centro ed  $e^-$  che orbita circolarmente intorno ad esso ( $F_{centrifuga} = F_{centripeta}$ ). Per Bohr ogni livello energetico  $e^-$  un dato  $cir_{orbita}$  ed avere con  $r$  sempre  $>$ . Un elettrone ha un energia costante finché si trova sullo stesso livello (stato stazionario: l'elettrone rimane sempre su un determinato



ricorriamo  $(\frac{V}{c})^2$  ed della  $\mu_0$  e confrontandolo con la seconda formula si ottiene  $r = \frac{E_0 n^2 h^2}{4\pi m^2 e^2}$

In questo modo possiamo riscrivere E sub in funzione del numero quantico n

$$V = \frac{E_2 - E_1}{h} = \frac{1}{h} \left( \frac{m^2 e^4}{8 E_0 m_1^2 h^2} - \frac{m^2 e^4}{8 E_0 m_2^2 h^2} \right) \rightarrow V = \frac{m^2 e^4}{8 E_0 h^3} \left( \frac{1}{m_1^2} - \frac{1}{m_2^2} \right) \Rightarrow \frac{E_0}{h} \Delta E = E_0$$

che è una costante di transizione Bohr che coincideva con i valori di Rydberg

(se  $V h \propto \frac{E_0}{h}$ ,  $\frac{1}{\lambda} = \frac{V}{c}$ ,  $\frac{1}{\lambda} \propto R_H$ ,  $R_H = \frac{E_0}{hc} \rightarrow E_0 = 1,096776 \cdot 10^7 \frac{1}{m} \cdot 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$   
 $\cdot = 299729,46 \cdot 10^3 \text{ m/s} = 2,998 \cdot 10^{14} \text{ s} \rightarrow$  il segno e<sup>-</sup> negativo per la convenzione dello 0 del potenziale).

Il postulato di Bohr però rendeva il suo modello imperfetto e venne superato con l'ipotesi di De Broglie ed Heisenberg

**Ipotesi di De Broglie:** un corpo in movimento può essere descritto come una onda con  $\lambda = \frac{h}{mv}$  (quantità di moto). Poiché  $\lambda$  è inversamente proporzionale alla massa del corpo, nel mondo microscopico  $\lambda$  è tanto piccolo da essere trascurabile il fenomeno ondulatorio inosservabile sperimentalmente. Per m molto piccole, come e<sup>-</sup>, invece:  $m_{e^-} = 9 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$ ,  $v = 1 \text{ m/s}$ ,  $\lambda = 7 \cdot 10^{-4} \text{ m}$   $\rightarrow$   $\lambda$  è dell'ordine di grandezza dei raggi X  $\rightarrow$  la figura di diffrazione dei raggi X generata da un foglio di alluminio sarà la stessa della figura di diffrazione degli e<sup>-</sup> attraverso il foglio di alluminio  $\rightarrow$  questo esperimento è la prova sperimentale della natura ondulatoria degli e<sup>-</sup>!

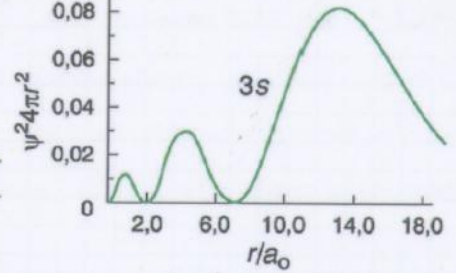
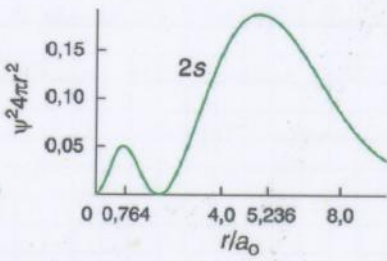
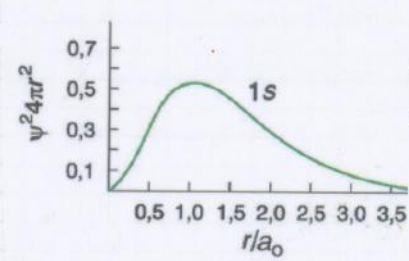
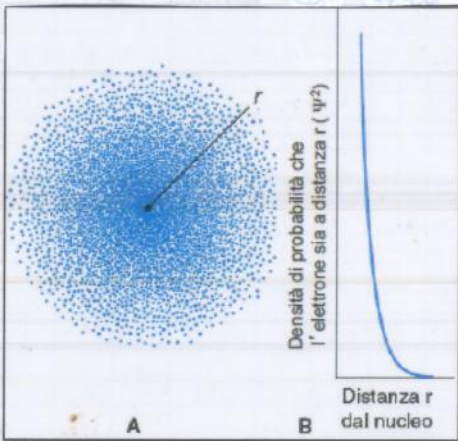
**Principio di Indeterminazione di Heisenberg:** Il prodotto dell'incertezza con cui si conosce la posizione di un corpo per l'incertezza con cui si conosce la sua quantità di moto è sempre  $\geq \frac{h}{4\pi}$  (quando riesce a diminuire l'incertezza sulla posizione aumenta l'incertezza sulla quantità di moto p e viceversa)  $\rightarrow$  contrapposizione con il modello di Bohr che pretendeva di conoscere la traiettoria di e<sup>-</sup>.

Il principio si può spiegare considerando il fatto che ogni qualvolta misura un fenomeno intrinseco con il sistema che prende in considerazione: per osservare il movimento di un corpo devo farlo interagire con un'onda elettromagnetica (sia essa la luce visibile, i raggi X ecc...). Nel caso il corpo sia un elettrone la radiazione dovrà avere  $\lambda \leq 2 \text{ Angstrom}$  (se no l'onda sarebbe  $>$  dell'oggetto da misurare) ma in questo caso l'e<sup>-</sup> acquista E e si allontana dal nucleo, ovvero cambia posizione, in quanto lo stato di moto della particella e<sup>-</sup> è stato perturbato

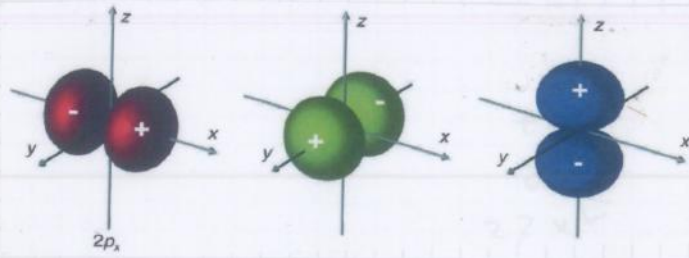
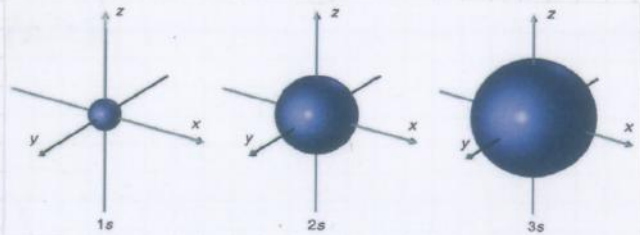
### 2° Equazione di Schrödinger (p. 42)!

Il moto di un'onda può essere descritto da un'equazione d'onda  $\rightarrow$  se e<sup>-</sup> si comporta come un'onda allora ovviamente anche esso soddisfa l'equazione di propagazione delle onde stazionarie  $\Rightarrow$  l'equazione di Schrödinger è l'equazione d'onda scritta per l'elettrone, un'equazione differenziale che ha per soluzioni  $\propto$  funzioni d'onda  $\Psi$

quando  $r \rightarrow +\infty$  (tuttavia, in netto contrasto con Bohr, non si annulla mai). Tutti i punti con uguale valore di  $\Psi^2$  si trovano sulla stessa superficie sferica di raggio  $r$ , ovvero su una superficie di uguale  $\delta$  di probabilità  $\Psi^2 4\pi r^2$  di trovare  $e^-$  su una  $S$  di raggio  $r$  ( $\delta$  di P. radiale). Il grafico della funzione di distribuzione radiale parte dall'origine ( $\Psi^2$  molto alto ma volti di  $4\pi r^2$  molto bassi), cresce fino ad un massimo ( $S$  con il  $r$  al quale è max P di trovare l'elettrone, che per  $n=1$  coincide con il raggio dell'orbita di Bohr) - se  $n > 1$  i massimi totali saranno  $+ di 1 \times n - e poi$  decresce tendendo asintoticamente  $\rightarrow 0$  per  $r \rightarrow +\infty$ .

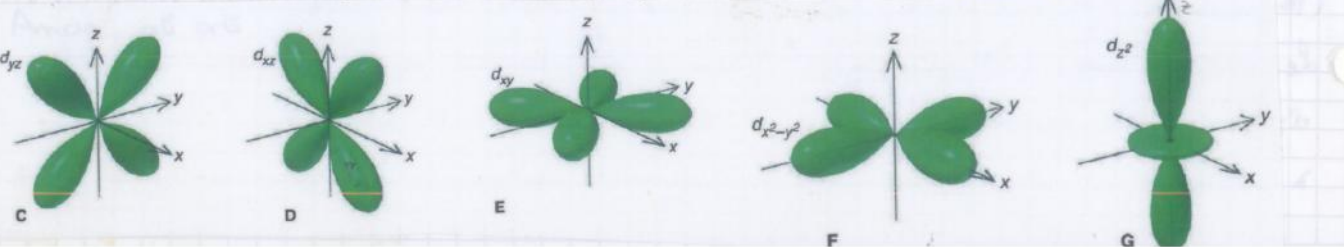


Per ricavare la P distribuzione si moltiplica per un  $V$ , questo volume è quello di un guscio formato da 2 sfere concentriche a distanza infinitesima tra loro  $P(r) = 4\pi r^2 \cdot dr$  > e  $n > r$  è più trovare l' $e^-$  con una probabilità del 99,97% la forma degli orbitali  $S$  può essere rappresentata come una sfera (contiene il 99% di P di trovare l' $e^-$ ) che ha  $r$  crescente al crescere di  $n$ .



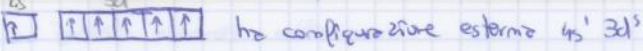
Per gli orbitali  $P$  le superficie non sono sferiche perché la funzione  $\Psi$  dipende sia da  $r$  che da  $\theta$ . Abbiamo dunque 3 orbitali  $p$  energetici\* che rappresentano le diverse orientazioni di  $\Psi$  sugli assi  $x, y, z$  ( $e_x, p_y, p_z$ ). Il  $V$  dove ha la massima possibilità di trovare  $e^-$  è una combinazione delle 3 diverse possibilità. \*(Superficie limite =  $S$  con uguale probabilità)

Essi  $x, y, z$  ( $e_x, p_y, p_z$ ). Il  $V$  dove ha la massima possibilità di trovare  $e^-$  è una combinazione delle 3 diverse possibilità. \*(Superficie limite =  $S$  con uguale probabilità)



monatomico con l'ottetto completo) presente nella  
 tutte periodic prima dell'elemento stesso.

Analizzando il grafico delle energie degli orbitali  
 si nota che all'inizio del periodo  $4s$  l'orbitale  
 $4s$  ha un  $E < 3d$  per l'effetto di schermatura,  
 quindi viene riempito prima e poi  
 più stabile (crossover). eccezione: Cr  $Z=24$



Invece di  $4s^2 3d^4$  perché i due orbitali

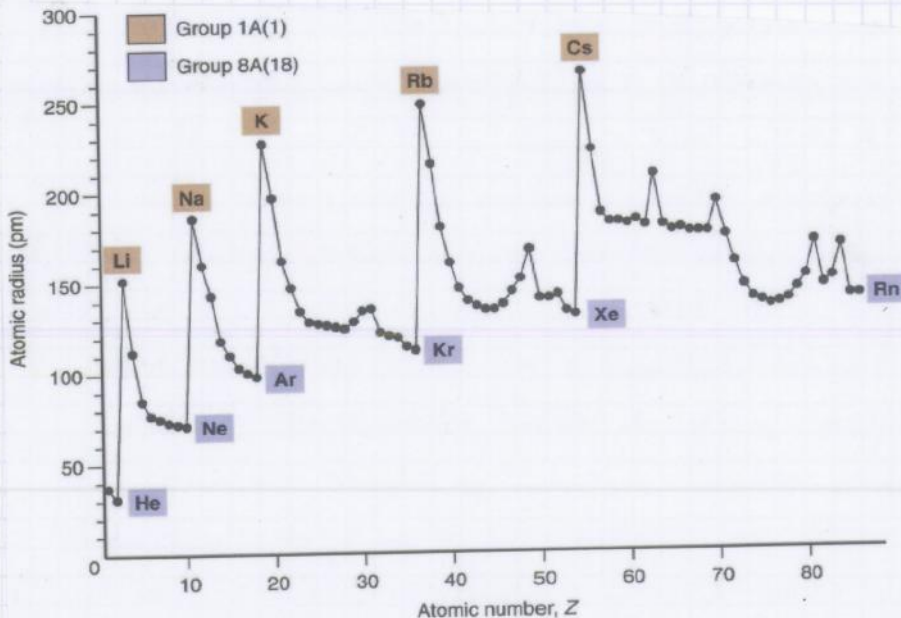
essi vicini è piccolo  $\rightarrow$  configurazione che si trova presso ogni elemento di transizione

Es. Cr  $Z=24$   $1s \uparrow 2s \uparrow 2p \uparrow \uparrow \uparrow 3s \uparrow 3p \uparrow \uparrow \uparrow 4s^1 3d^5$  invece di  $4s^2 3d^4$  Per gli elementi di transizione  
 gli  $e^-$  di valenza continuano ad essere quelli appartenenti agli orbitali con  $n > m$  anche se  
 di fatto questi vengono occupati prima (dal  $n \geq 4$  e sono 10 elementi  $\neq$  gruppo). Gli orbitali  
 di tipo  $f$  invece iniziano ad essere riempiti dopo il Lantanio, ovvero all'inizio della serie  
 INTERNA degli elementi di transizione (14 elementi)

I gruppo: metalli alcalini (meno in cui l'e<sup>-</sup> legato tanto fortemente al nucleo da comportarsi in)  
 maniera  $\neq$  II gruppo: metalli alcalino terrosi

Proprietà fisiche (elettronegatività)

raggio atomico



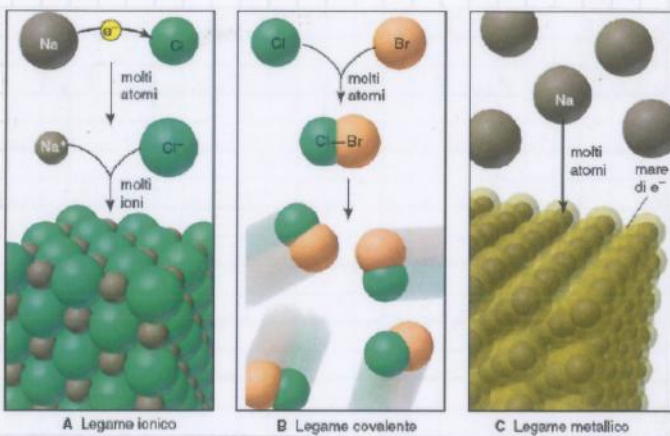
Il raggio atomico, poiché  
 difficilmente determinabile  
 x il singolo atomo, è  
 definito come  $\frac{1}{2}$  della  
 distanza tra due atomi  
 legati tra loro. Per i  
 gas nobili, poiché non creano  
 legami, è la metà della  
 distanza minima alla quale  
 i 2 atomi si possono  
 avvicinare (raggio di Van der Waals).

Il raggio atomico è una proprietà periodica perché dipende da  $Z$ : aumenta lungo un  
 gruppo (dove  $m$  è quindi la distanza degli  $e^-$  di valenza dal nucleo) e diminuisce  
 lungo un periodo (perché a parità di  $m$  aumenta la carica nucleare e quindi le forze  
 attrattive)  $\rightarrow$  i minimi nel grafico sono i gas nobili perché la loro  $Z_{eff}$  è maggiore.



Anche il comportamento metallico è una proprietà periodica che ~~si~~ <sup>si</sup> diminuisce da sinistra verso destra (e ~~si~~ <sup>si</sup> ~~diminuisce~~ <sup>diminuisce</sup> da alto a basso (metalli alcalini: 1A → m. alcalini-terrosi: 2A → elem. di transizione → semimetalli B, Si, As, Te, At, → carboni: VIA → ossigeni: VIIA → gas nobili) e aumenta lungo il gruppo all'aumentare di Z.

### Il legame chimico



Due o più atomi si legano spontaneamente quando l'aggregato che si forma ha 2 contenuto energetico < di quello dell'insieme degli atomi isolati. L'energia di legame è dunque l'è necessaria per rompere il legame formato da atomi separati. Nel legami gli atomi seguono la cosiddetta "regola dell'ottetto" <sup>ovvero cercano di acquistare o cedere e</sup>

in modo da raggiungere la configurazione elettronica + stabile, quella di un gas nobile (ns<sup>2</sup> np<sup>6</sup>... ecc). Questo può avvenire tramite il trasferimento di **legame ionico**) o la partecipazione di e<sup>-</sup> (**legame covalente**) o mettendo in comune gli e<sup>-</sup> di valenza in un "mare di elettroni" (**il metallico** → atomi con pochi e<sup>-</sup> esterni) <sup>struttura ordinata di ioni.</sup> <sup>delocalizzati</sup>

### Legame ionico

Pochi composti sono puramente ionici es.  $\text{NaCl(s)} + \frac{1}{2} \text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow \text{NaCl(s)} \Delta H_f^\circ$  → variazione di E (Entalpia di formazione del composto ionico) → perché si forma il composto  $\Delta H_f$  deve essere < 0 (è che viene liberata). Per studiare la formazione di un composto ionico a partire dagli atomi isolati allo stato gassoso (e verificare quali trasformazioni risultano energeticamente convenienti o meno) si usa il **ciclo di Born-Haber**, ovvero si descrive la reazione attraverso diverse sottoreazioni (stadi) → per il principio di conservazione dell'E il  $\Delta H$  non cambia se si spezza una reazione in più reazioni intermedie sommando i  $\Delta H$ .

es.  $\text{Li(s)} + \frac{1}{2} \text{F}_2(\text{g}) \Rightarrow \text{LiF}$  (fluoruro di litio)

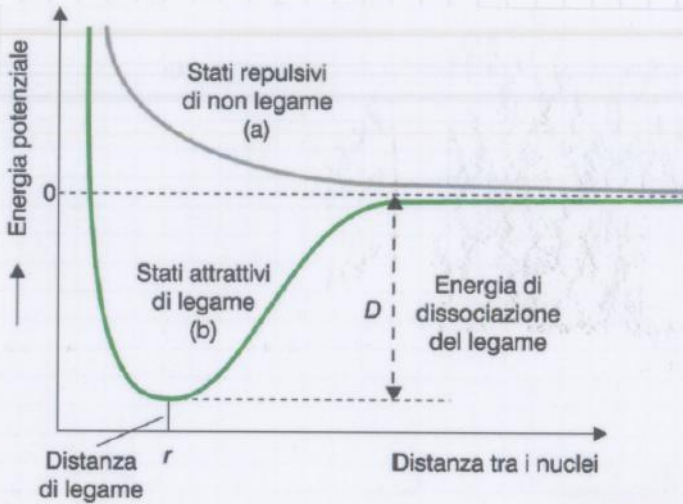
1) Per prima cosa vogliamo partire anche il Li(s) in fase gas spendendo E (vale a dire elemento che viene sublimato poiché bisogna fornire E per spezzare i legami tra le molecole del solido)  $\text{Li(s)} \rightarrow \text{Li(g)} \quad \Delta H_{\text{sublimazione}} > 0$

alla forza elettrostatica.

**Proprietà elettriche:** Un solido ionico non conduce elettricità. Lo stesso composto, invece, allo stato fuso o disciolto in soluzione acquosa si comporta da **conduttore di II specie** quindi permette il passaggio di corrente (soluzioni elettrolitiche).

Vaporizzando un composto ionico, invece, si ottengono molecole.

**Legame Covalente**



Avvicinando 2 atomi ( $r \rightarrow +\infty \rightarrow 0$ ): se essi si respingono (non si legano) al diminuire di  $r$  aumenterà  $U$  (per  $r \rightarrow 0 \rightarrow U \rightarrow +\infty$ ).  
 Invece se questi si attraggono l' $U$  diminuirà al diminuire di  $r$  fino a giungere ad un minimo di  $U$  (**E di legame**) dopo il quale, se  $r$  continua a diminuire,  $U$  cresce perché iniziano a sentirsi le repulsioni tra gli e di esone degli atomi e per tra gli stessi nuclei. Il minimo della curva rappresenta

scelta lo stato di legame ed il raggio ad esso corrispondente e' la distanza di legame. Il **buco di potenziale** (altezza della curva) invece rappresenta l'E da spendere per rompere il legame tra 2 atomi (**E di dissociazione del legame**).

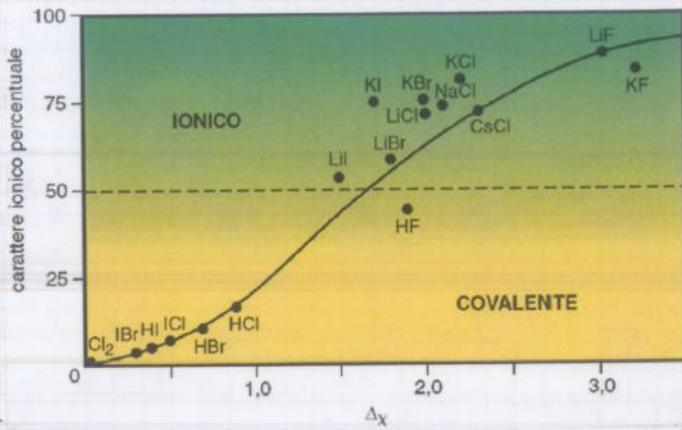
**Simboli di Lewis:** rappresentazione elettrone-punto (per raggiungere la configurazione dell'ottetto di valenza) es.  $H \cdot \cdot \cdot \overset{\cdot\cdot}{N} \cdot \cdot \cdot H \rightarrow H - \overset{\cdot\cdot}{N} - H$  ordine di legame 1: **legame singolo**  $O \cdot \cdot \cdot \overset{\cdot\cdot}{O} \cdot \cdot \cdot H$  ordine 2: **legame doppio**  $N \equiv N$

ordine di legame 3: **legame triplo** Se si considerano gli stessi atomi, un legame doppio o triplo ha E pari a 2 o 3 volte l'E del legame singolo (circa), per mentre la distanza di legame si riduce di 2 o 3 volte rispettivamente essendo > la forza attrattiva <sup>metà in comune</sup>.

**legame covalente dativo:** esito che un'atomo o una molecola ~~costa~~ (donatore) 2 suoi elettroni <sup>metà in comune</sup> appiati ad un ione positivo (accettore) che quindi non ne ha. es.  $NH_4^+$  ione ammonio  
 $H \cdot \cdot \cdot \overset{\cdot\cdot}{N} \cdot \cdot \cdot H \rightarrow [H \cdot \cdot \cdot \overset{\cdot\cdot}{N} \cdot \cdot \cdot H]^+$  Seppur siano indicati in modo  $\neq$  i 4 legami N-H sono chimicamente identici sia per E che per distanza di legame.

Vi possono essere delle eccezioni alla regola dell'ottetto:

- **ottetto incompleto:** es.  $H - \overset{\cdot\cdot}{B} - H$  il boro si ritrova solo con 6 elettroni esterni invece di 8  $\rightarrow$  il boro del boro, quindi, può comportarsi da accettore in un legame dativo ed es con  $NH_3$   $H - \overset{\cdot\cdot}{N} \cdot \cdot \cdot \overset{\cdot\cdot}{B} - H$
- **espansione della sfera di valenza:** alcuni atomi possono formare più  $\neq$  legami diversi con gli altri atomi ed avere più di 8 elettroni nella propria sfera di valenza

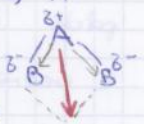


dunque se il legame è covalente puro il carattere ionico vale 0, se è ionico puro = 100%. Se è ionica  $\geq 50\%$  (arbitrariamente).

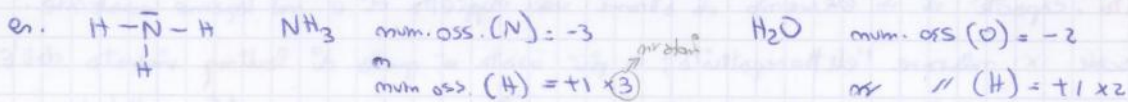
Pauling propose un'equazione empirica grazie alla quale calcolavo questa % allo  $\Delta\chi$  tra 2 elementi  $\rightarrow$  dal grafico di questo corso si nota che gli ioni generati dai metalli alcalini hanno %  $> 50\%$  (quindi sono ioni,

però solo allo stato solido, non gas. In quanto legato a  $\Delta\chi$  (che dipende dall'elettronegatività infatti) anche % di carattere ionico e  $\Delta\chi$  sperimentale diminuisce scendendo lungo il gruppo.

Considerando una molecola biatomica  $AB$  e la distanza di legame, ma se il numero di atomi  $n \geq 3$  nella molecola si può incontrare una geometria  $\neq$  da quella lineare che ci viene indicato da  $\mu$ ; in questo caso  $\mu$  è la composizione vettoriale delle  $d$  di legame tra tutti gli atomi  $\sum \mu_i = 0$  e.  $\vec{B} - \vec{A} - \vec{B}$   $\sum \mu_i = 0 \rightarrow$  geom. lineare  $\rightarrow$  il baricentro delle cariche + coincide con il baricentro delle  $Q^-$  invece se  $\sum \mu_i \neq 0$



**Numero di ossidazione** (o stato di ossidazione) di un elemento: in una molecola è la carica che gli atomi di quell'elemento avrebbero se tutti gli e<sup>-</sup> di legame appartenessero all'elemento più elettronegativo (il + elettronegativo di H e F seguito da O)



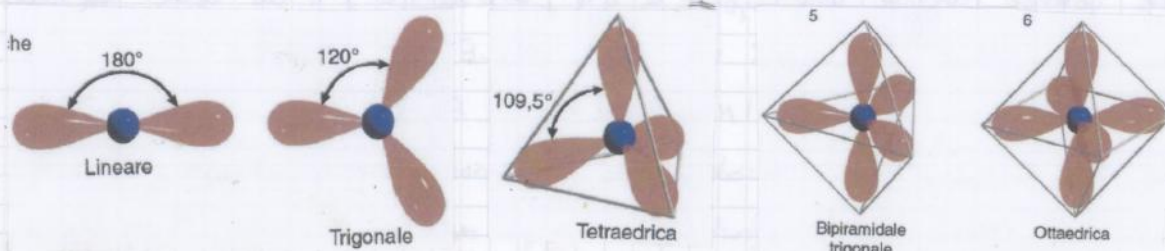
La somma dei numeri di ossidazione in 1 molecola neutra dev'essere 0, in 1 composto ionico dev'essere pari alla carica totale dello ione.

### Geometrie Molecolari

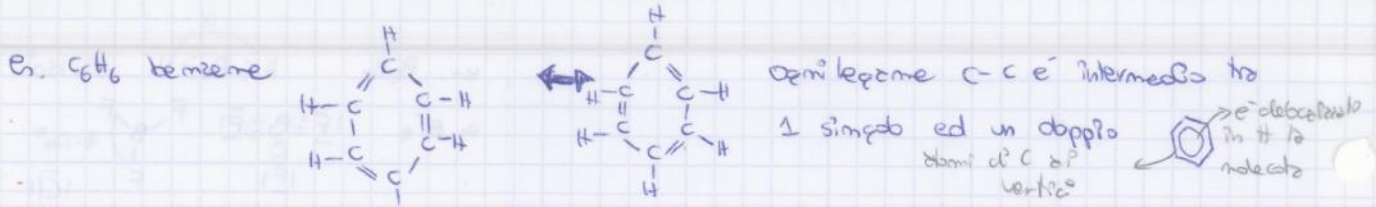
#### Modello VSEPR (Valence Shell Electron Pair Repulsion p. 126)

Il criterio su cui si basa questo metodo è minimizzare la repulsione tra le coppie elettroniche dell'atomo centrale con la geometria. Generalmente se l'atomo centrale ha:

- 2 coppie di legame  $\rightarrow$  molecola lineare
- 3 " " "  $\rightarrow$  geometria trigonale planare
- 4 " " "  $\rightarrow$  tetraedica
- 5 " " "  $\rightarrow$  geometria bipiramidale trigonale
- 6 " " "  $\rightarrow$  ottaedrica

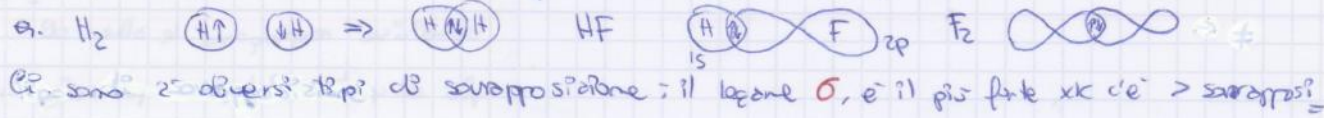




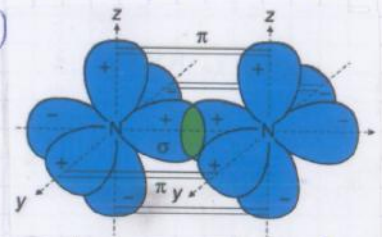


### Modello Valence Bond (VB)

Secondo questo modello, in un legame covalente gli orbitali atomici dei 2 atomi legati si sovrappongono e gli e<sup>-</sup> da essi descritti sono attratti da entrambi i nuclei (occupano lo stesso spazio). Due orbitali sovrapposti possono ospitare al max 2 e<sup>-</sup> con spin anti paralleli. > e' la sovrapposizione > forza del legame.



Es. H2O l'angolo dovrebbe essere di 90° e' < si spiega con il fatto che gli orbitali usati nella molecola non sono gli stessi impiegati nei singoli atomi (le funzioni d'onda non funzionano) > bisogna usare delle nuove funzioni d'onda generate dalla combinazione lineare delle funzioni d'onda degli atomi isolati (ibridazione). Dalla fonz combinazione di n funzioni (orbitali di atomi isolati) si generano n nuovi orbitali detti orbitali ibridi.



tipi di orbitali ibridi:  $sp$  = 2 orbitali con  $\frac{1}{2}$  caratteristiche di s e  $\frac{1}{2}$  di p  
 $sp^2$ : 3 orbitali con  $\frac{1}{3}$  caratteri s e  $\frac{2}{3}$  p  $sp^3, sp^3d, \dots$   
 $sp^3$ : 4 " "  $\frac{1}{4}$  " " "  $\frac{3}{4}$  "

Es. BeH2 Be (isolato)  $\rightarrow$  Be (ibridato) H-Be-H

Es. BF3 B "  $\rightarrow$  B " H-B-F

Es. NH3 N  $\rightarrow$  H-N-H

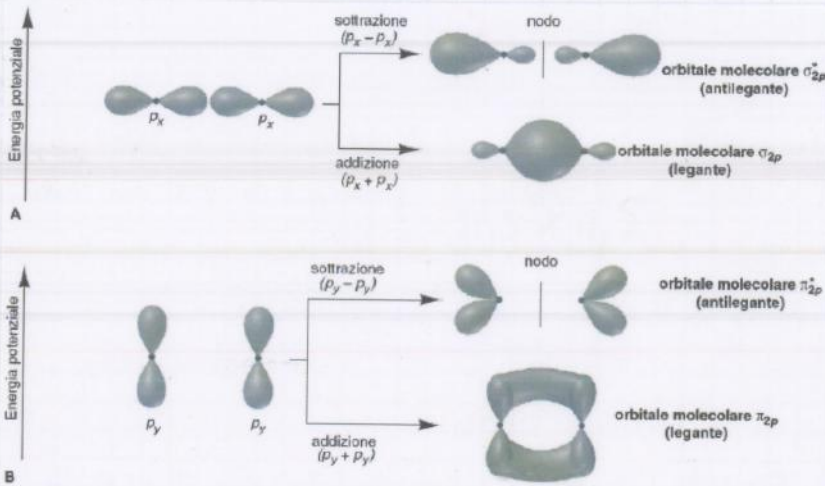
Es. PCl5  $\rightarrow$  H-P-Cl

### Legami $\sigma$ e $\pi$

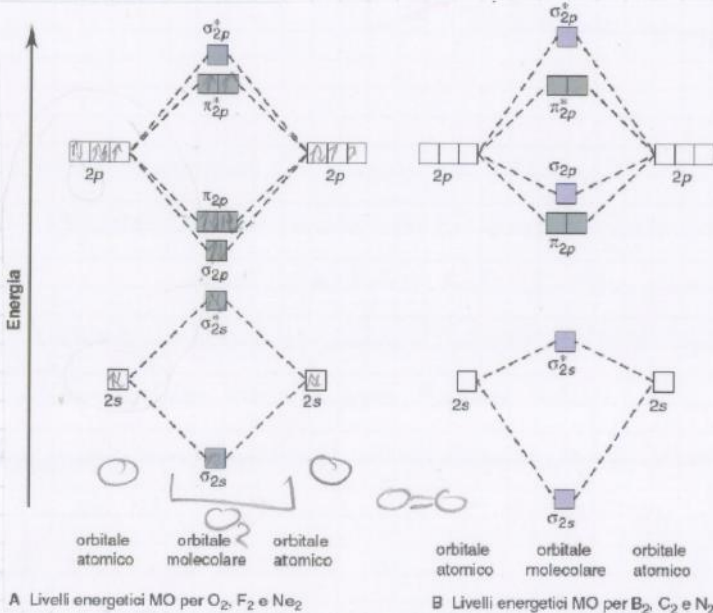
Es. C2H6 (etano)  $\rightarrow$  tutti i legami sono  $\sigma$  perché la sovrapposizione tra C-C e C-H e' massima!

Es. C2H4 (etilene)  $\rightarrow$  ibridazione  $sp^2$  perché i C e' sono 3 orbitali  $sp^2$  e te formano legami  $\sigma$  con i 2H e l'altro C, rimane 1 orbitale pz non ibridato che

legame singolo, doppio, e triplo. Nel modello VB, in pratica si considerano solo le combinazioni positive, ovvero le sovrapposizioni



La risonanza viene spiegata in questo modello con il fatto che la  $\sigma$  elettronica è distribuita su tutti i nuclei quindi ed è delocalizzata su sono attratti da entrambi i nuclei e possono spostarsi per tutta la molecola



	con mescolamento 2s-2p			senza mescolamento 2s-2p			
	B <sub>2</sub>	C <sub>2</sub>	N <sub>2</sub>	O <sub>2</sub>	F <sub>2</sub>	Ne <sub>2</sub>	
$\sigma_{2p}^*$							$\sigma_{2p}^*$
$\pi_{2p}^*$				$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\pi_{2p}^*$
$\sigma_{2p}$				$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\sigma_{2p}$
$\pi_{2p}$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$				$\pi_{2p}$
$\sigma_{2s}^*$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\sigma_{2s}^*$
$\sigma_{2s}$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\sigma_{2s}$

ordine di legame	1	2	3	2	1	0
energia di legame (kJ/mol)	290	620	945	498	159	143
lunghezza di legame (pm)						
ordine di legame proprietà magnetica	Paramagnetico	Diamagnetico	Diamagnetico	Paramagnetico	Diamagnetico	-
configurazione elettronica di valenza	$(\sigma_{2s})^2(\sigma_{2s}^*)^2(\sigma_{2p})^2(\pi_{2p})^2$	$(\sigma_{2s})^2(\sigma_{2s}^*)^2(\sigma_{2p})^2(\pi_{2p})^2$	$(\sigma_{2s})^2(\sigma_{2s}^*)^2(\sigma_{2p})^2(\pi_{2p})^2$	$(\sigma_{2s})^2(\sigma_{2s}^*)^2(\sigma_{2p})^2(\pi_{2p})^2(\pi_{2p}^*)^2$	$(\sigma_{2s})^2(\sigma_{2s}^*)^2(\sigma_{2p})^2(\pi_{2p})^2$	$(\sigma_{2s})^2(\sigma_{2s}^*)^2(\sigma_{2p})^2(\pi_{2p})^2$

Le proprietà magnetiche dipendono dalla presenza di e<sup>-</sup> spaiati (se ci sono → paramagnetico se non ci sono → sostanza diamagnetica)

**Interazioni: Intermolecolari**

Interazioni di Van der Waals:

forze  $\approx$  qkk  
debole  $\approx$  kJ/mol → legame ed H 10-40 kJ/mol

1. Dipolo - dipolo
  2. Dipolo - dipolo indotto
  3. Dipolo istantaneo - dipolo indotto (Forze di London/dispersive)
- 1. DIPOLO - DIPOLO**

Forze attrattive tra molecole polari che le fanno orientare in maniera ordinata nello spazio. L'E di questa attrazione  $\propto \frac{1}{r^6}$

l'agglutinazione termica rende + deboli i legami soliti, la struttura si rompe ed il V si comprime (nell'H<sub>2</sub>O liquida c'è sono circa la metà dei legami soliti presenti nel ghiaccio)

### Fasi della materia

#### Stato GASSOSO: (p. 190)

- no forma, né V propri
- bassa viscosità (non incontrano resistenza al loro flusso)
- comprimibili
- esercitano una P
- il V varia ~~in base~~ in base a P e T°
- completamente miscibili

#### Modello del gas perfetto (= ideale):

- le molecole sono puntiformi (no volume proprio) → non si considerano le interazioni
- tutto il V del recipiente è a disposizione del moto delle particelle
- gli urti sono elastici, ovvero l'energia cinetica si conserva (la P è data dagli urti delle particelle sulle pareti del recipiente)

Lo stato di un gas è descritto univocamente da 4 variabili tra loro dipendenti: n, V, P, T°

Le condizioni normali di misurazione delle condizioni di un gas sono per definizione T° = 0°C P = 1 atm (760 mmHg) → le assunzioni fatte sul modello del gas perfetto sono accettabili in quanto P è molto bassa → il gas è rarefatto → no interazioni intermolecolari.

Un gas reale approssima il comportamento del gas perfetto tanto meglio quanto P è basso e T° alta rispetto alla T° di liquefazione → equazioni di stato di gas perfetti.

$PV = nRT$  → costante universale dei gas =

legge di Avogadro: P e T costanti → V = costante · n

l. di Boyle: n e T° costanti → V =  $\frac{\text{costante}}{P}$  isoterma

Legge di Charles e Gay-Lussac: n e V costanti → P = K · T

isocora n e P costanti → V = K · T isobara

l. combinata dei gas:  $V \propto \frac{T}{P}$   $\frac{PV}{T} = \text{costante}$

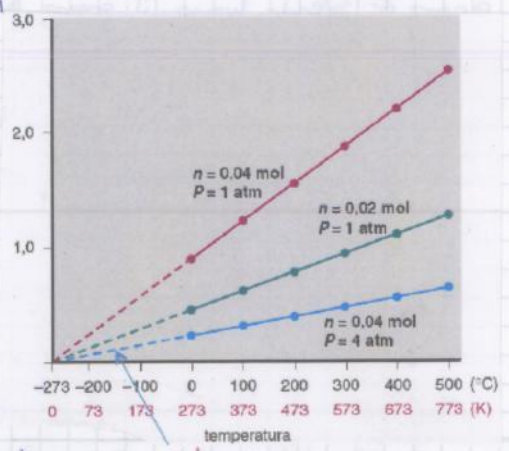
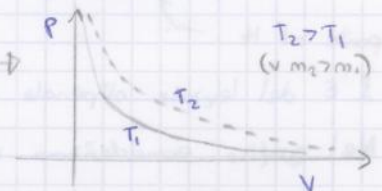
ma  $\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$  → in tutte queste leggi non compare nessun parametro che dipende dalla natura del gas, quindi se io faccio una miscela queste v° sempre una soluzione! (Unica fase)

Pressione parziale di un gas = P di quel gas componente

avrebbe se occupasse da solo (stesso n con cui è presente nella miscela) l'intero V alla stessa T°.

$P_i = \chi_i \cdot P_{TOT}$  frazione molare del componente

Legge di Dalton: P di una miscela gassosa = Σ P. parziale di tutti i componenti  $P_{TOT} = (P_1 + P_2 + \dots + P_n)$



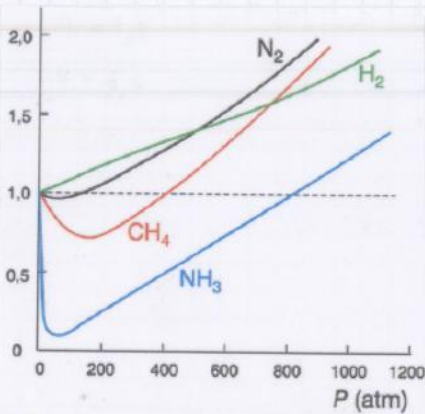
estrapolazione

$\frac{1}{2} m \bar{v}^2 = \frac{3}{2} \frac{RT}{N_A} \Rightarrow \bar{v}^2 = \frac{3RT}{m} \Rightarrow \bar{v} = \sqrt{\frac{3RT}{m}}$  Ad  $T_c$  = costante aumentando  $T$  aumenta  $\bar{v}$  (> evaporazione termica) ma aumentando il P.M. con lo  $\bar{v}$  di diffusione diminuisce

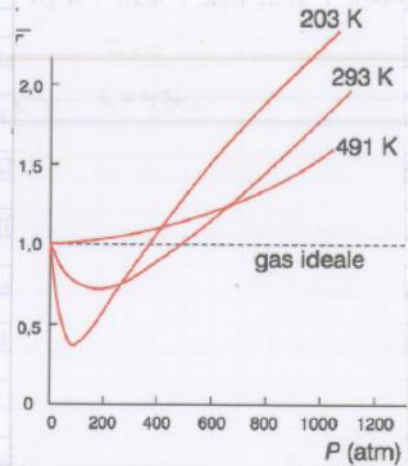
**Deviazioni dal comportamento del gas perfetto (p.213)**

Le deviazioni dal comportamento ideale avvengono principalmente a causa della **COMPRESSIONS** (le forze di Van Der Waals tra le molecole + vicine si fanno sentire).

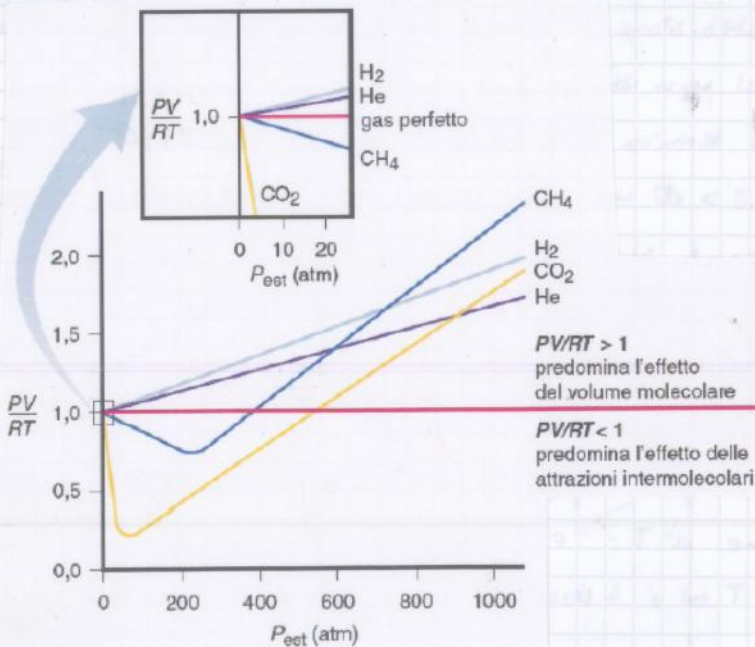
Per verificare se un gas si comporta idealmente si considera:



il rapporto di comprimibilità  $\frac{PV}{RT}$  che per un 1 mol di gas perfetto vale sempre 1 a qualunque P (quando  $P \rightarrow 0$ ) tutti i gas approssimano il comportamento ideale. Aumentando P a  $T$  costante le  $\neq$  molare del gas diventano

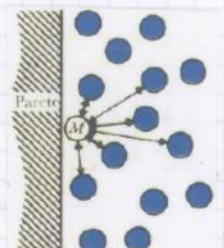


notevoli: osservando il grafico la curva di  $H_2$  (ed He) è sempre crescente (sempre si è sopra del gas ideale) mentre tutte le altre presentano un minimo;  $NH_3$  è la molecola che devia maggiormente in questo caso. Considerando uno stesso gas, man mano che aumenta  $T^\circ$  la profondità del minimo si riduce.



I gas che hanno  $\frac{PV}{RT} > 1$  (stanno parte di P e T  $\Rightarrow$  V del gas reale è  $>$  di quello ideale) sono detti **incomprimibili** (sono meno comprimibili del gas perfetto), mentre quelli che hanno  $\frac{PV}{RT} < 1$  sono maggiormente comprimibili del gas perfetto (**coercibili**).

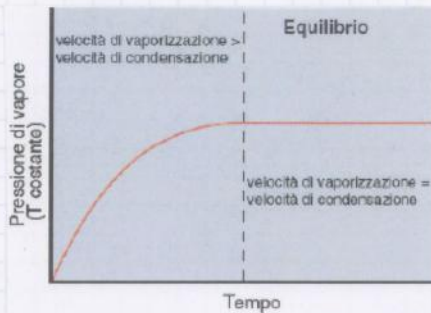
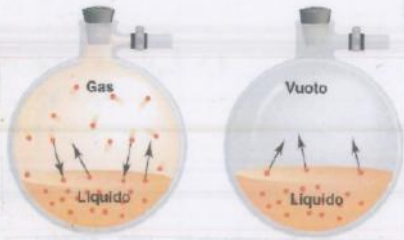
Per spiegare l'andamento delle curve (bisogna studiare che effetto hanno le interazioni intermolecolari su P e V di un gas reale) Aumentando gradualmente P le molecole si avvicinano sempre di più fino



ad interagire; le molecole che tendono ad urtare sulle pareti sono parzialmente trattute dalle forze attrattive delle altre molecole  $\Rightarrow P_r < P_i \Rightarrow P_r V < P_i V$  (il gas reale è più comprimibile).

Aumentando ulteriormente  $P_r$  e riducendo conseguentemente  $V$ , in un gas

I liquidi tendono ad avere minore A superficiale possibile ( $\propto \frac{S}{V}$ ) perché le molecole sulla superficie (**interfaccia**) subiscono interazioni diverse rispetto a quelle interne  $\rightarrow$  **tensione superficiale**: È da spendere  $\times$  formare 1 m<sup>2</sup> di superficie ( $J_{int}$ ) (la forza presente tra la S di un liquido ed un gas o tra 2 liquidi non miscibili)



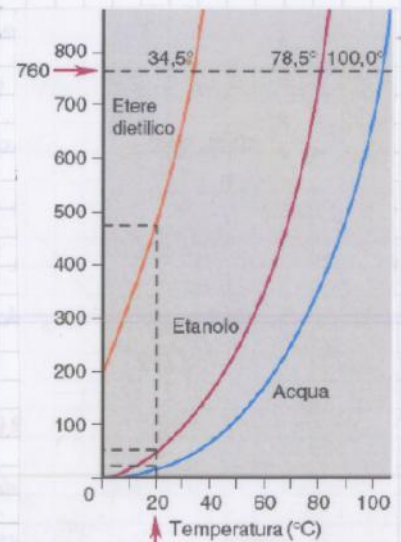
lasciando un liquido puro in un contenitore chiuso ad passare del tempo diminuirà perché sarà passato in parte in fase vapore  $\rightarrow$  **Tensione di vapore** = P esercitata dal vapore in equilibrio con il proprio liquido (equilibrio dinamico ad una certa T); tanto maggiore è la P del vapore, tanto più il liquido è **volatile**, ovvero tende a passare in fase vapore (questa tendenza dipende dalla F. dei legami intermolecolari) **ovvero all'aumentare di T**.  
Le particelle che hanno abbastanza E per passare in fase vapore sono solo una frazione che può essere determinata con la legge di Maxwell-Boltzmann.  $\Delta H_{ev}$  = entalpia

**mdore** = calore da spendere per vaporizzare una mole di liquido (**calore di vaporizzazione**)

**Equazione di Clausius-Clapeyron**:  $\ln P = -\frac{\Delta H_{vap}}{R} \left(\frac{1}{T}\right) + \text{costante} \Rightarrow P = e^{\frac{-\Delta H_{vap}}{RT}}$   
tensione di vapore      all'aumentare di T l'esponente diminuisce

ma essendo un termine  $\propto$  in totale aumento  $\rightarrow$  la P cresce esponenzialmente (1 liquido più volatile ha un grafico che cresce + velocemente).

Mentre un liquido evapora  $\rightarrow$  qualsiasi T, esso può bollire a  $T >$  di una certa  $T_{eb}$   $\times$  detta **T° di ebollizione** (quando la P di vapore =  $P_{esterna}$ ?) e rimane costante finché tutto il liquido non è passato in fase vapore  $\Rightarrow$  a differenza dell'evaporazione, l'ebollizione coinvolge tutte le molecole del liquido non solo quelle in superficie. La  $T_{eb}$  di ebollizione dipende dalle **interazioni intermolecolari** ( $>$  interazioni  $>$   $T_{eb}$ ) e dalla **P esterna** ( $>$   $P_{est.}$   $>$   $T_{eb}$ ) es. CH3-CH2-OH alcool e legami ad H mentre H2O  $\rightarrow$  4 legami ad H



(Nel passaggio di stato liquido-solido  $\rightarrow$  i solidi  $\exists$  una P di vapore  $\text{CO}_2$  e  $\text{H}_2\text{O}$  solido  $\rightarrow P_{\text{H}_2\text{O}} < P_{\text{CO}_2}$ )

**Diagrammi di fase**

Descrivono cambiamenti di stato che, se riguardano solo una specie, sono caratteristici di quella sostanza.

Le curve sotto il liquido e la curva della T. di vapore del liquido, ovvero a quale T e P

rammollisce invece di fondere normalmente diminuendo progressivamente la viscosità.  
 A differenza dei liquidi, i solidi sono **anisotropi** ovvero presentano  $\neq$  proprietà (meccaniche, termiche, ottiche, elettriche) a seconda della direzione della sollecitazione.

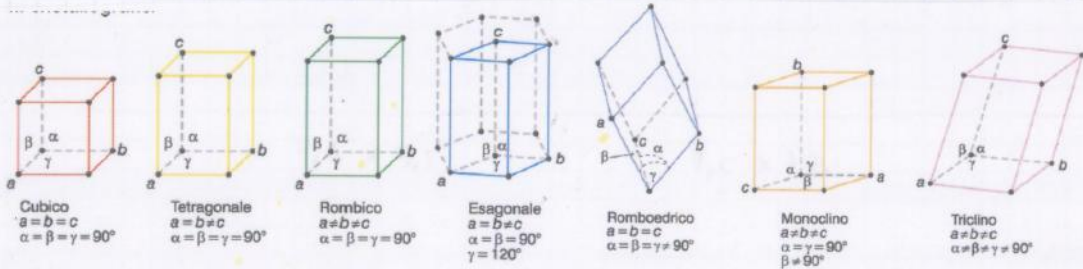
**Classificazione dei solidi**

SOLIDO	PARTICELLE	LEGAME/INTERAZIONE	esempio
IONICO	IONI	IONICO	NaCl
METALLICO	ATOMI	METALLICO	Cu
COVALENTE	ATOMI	COVALENTE	SiO <sub>2</sub> (quarzo)
MOLECOLARE	ATOMI (gas nobili) MOLECOLE	INTERMOLECOLARE	H <sub>2</sub> O (ghiaccio)

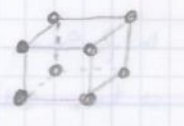
Nei solidi covalenti gli atomi non formano molecole separate ma sono legati l'uno all'altro in modo continuo es. SiO<sub>2</sub> non rappresenta la singola molecola di quarzo poiché in realtà ogni Si nel solido è legato a 4 O ed ogni O a 2 Si. I solidi metallici e covalenti hanno proprietà meccaniche più forti.

Si nel solido è legato a 4 O ed ogni O a 2 Si. I solidi metallici e covalenti hanno proprietà meccaniche più forti.

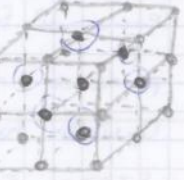
**Cella elementare:** forma geometrica che si ripete in tutte le direzioni dello spazio forma il reticolo. Gli spigoli della figura sono i nodi e possono essere occupati da atomi (come nei metalli) oppure indicano solo la disposizione. Le celle elementari conducono facce, spigoli e vertici e sono descritte da 6 parametri (3 angoli e 3 lunghezze); tutti i reticoli cristallini degli elementi che si conoscono possono essere descritti da 7 sistemi cristallografici:



**Cella elementare cubica semplice:** ogni cella elem. cubica semplice contiene 1 atomo (8 celle = 8 solidi) xk ogni vertice viene condiviso tra 8 celle quindi è come se ogni vertice di ogni cella contenesse solo  $\frac{1}{8}$  di atomo. In questo modo lo spazio effettivamente occupato dagli atomi è solo il 48%.



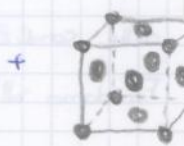
**Numero di coordinazione:** numero massimo di atomi che si possono trovare alla minima distanza da un qualsiasi atomo considerato. es. n. coord = 6



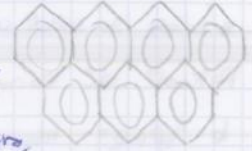
**Cella elem. cubica a corpo centrato:** ogni cella di fatto presenta  $\frac{1}{8} \cdot 8 + 1$  di atomo = 2 atomi  $\rightarrow$  lo spazio effettivamente occupato sale al 68% e lo  $Z = \frac{n}{V_{cella}}$  = 2 atomi. Numero di coordinazione = 8 (ogni atomo al vertice ha vicino gli 8 atomi centrali delle celle tra cui è condiviso)



**Cella elementare cubica a facce centrate:** atomi x cella =  $(\frac{1}{8} \cdot 8)$  atomi al vertice +  $(\frac{1}{2} \cdot 6)$  atomi sulle facce = 4, numero di coordinazione = 12



sotto forma di diamante o grafite. **Diamante**: solido esistente che presenta una cella cubica a facce centrate con 4 degli 8 siti interstiziali occupati, poiché il C è ibridizzato  $sp^3$  forma 4 legami  $\sigma$  e non ci sono  $e^-$  delocalizzati il diamante è un isolante elettrico ed è trasparente. **Grafite**: il C è ibridizzato  $sp^2$  e forma piani di anelli  $\approx 6$  atomi come quelli del benzene, ogni piano di grafite (**grafene**) è tenuto insieme agli altri dalle forze di van der Waals. A causa della presenza di  $e^-$  delocalizzati la grafite è un conduttore elettrico e alla vista si presenta nera, ovvero assorbe la radiazione visibile perché gli  $e^-$  delocalizzati sono in grado di assorbire quasi tutte le  $\lambda$ .



Per quanto riguarda la struttura dei **solidi amorfi** (es.  $SiO_2$ ) il tetraedro si conserva ma i vari tetraedri tra loro non sono collegati in maniera ordinata (cambia l'angolo di legame) dunque su lungo raggio la struttura complessiva risulta disordinata e non cristallina.

	Particelle	Forze interparticellari	Comportamento fisico	Esempi [temperatura di fusione, °C]
Solidi atomici	Atomi	Forze di dispersione	Teneri, temperatura di fusione molto bassa, cattivi conduttori termici ed elettrici	Gruppo 8A(18) [Ne -249 a Rn -71]
Solidi molecolari	Molecole	Forze di dispersione, forze dipolo-dipolo, legami idrogeno	Piuttosto teneri, temperature di fusione da basse a moderate, cattivi conduttori termici ed elettrici	<i>Non polare*</i> O <sub>2</sub> [-219], C <sub>4</sub> H <sub>10</sub> [-138] Cl <sub>2</sub> [-101], C <sub>6</sub> H <sub>14</sub> [-95] P <sub>4</sub> [44,1] <i>Polare</i> SO <sub>2</sub> [-73], CHCl <sub>3</sub> [-64] HNO <sub>3</sub> [-42], H <sub>2</sub> O [0,0] CH <sub>3</sub> COOH [17]
Solidi ionici	Ioni positivi e negativi	Attrazione ione-ione	Duri e fragili, temperatura di fusione alta, buoni conduttori termici ed elettrici quando nello stato fuso	NaCl [801] CaF <sub>2</sub> [1423] MgO [2852]
Solidi metallici	Atomi	Legame metallico	Da teneri a duri, temperatura di fusione da bassa a molto alta, eccellenti conduttori termici ed elettrici, malleabili e duttili	Na [97,8] Zn [420] Fe [1535]
Solidi reticolari	Atomi	Legame covalente	Molto duri, temperatura di fusione molto alta, di solito cattivi conduttori termici ed elettrici	SiO <sub>2</sub> (quarzo) [1610] C(diamante) [-4000]

## Difetti e Leghe

Le leghe sono soluzioni solide che si possono formare in 2 modi  $\neq$ .

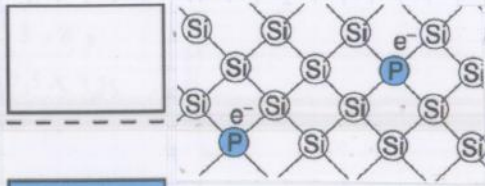
leghe **sostituzionali**: si formano sostituendo nel reticolo del metallo ~~alcuni~~ atomi con atomi di un metallo diverso es. ottone = ~~20%~~ Cu + Zn (lega metallo-metallo)

leghe **interstiziali**: inserimento all'interno del reticolo metallico nuovi atomi (piccoli) per conferire al solido  $\neq$  proprietà (lega metallo-non metallo) es. Fe (cella cubica a corpo centrato) + C  $\rightarrow$  poco C  $\rightarrow$  **acciaio** (soluzione solida)

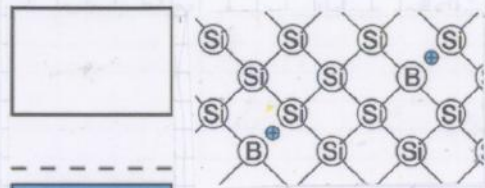
$\hookrightarrow$  troppo C  $\rightarrow$  precipitati di grafite  $\rightarrow$  **ghisa** (NO soluzione)

Nelle leghe comunque la cella elementare di partenza si conserva, al massimo possono variare le sue dimensioni.

la conducibilità  $\propto k$  aumenta le vibrazioni degli ioni positivi nella loro posizione di equilibrio);  
 semiconduttori di questo tipo sono detti **intrinseci**. Un altro tipo di sostanze può essere reso semiconduttore attraverso il **drogaggio**, ovvero l'inserimento nel reticolo di



tipo n



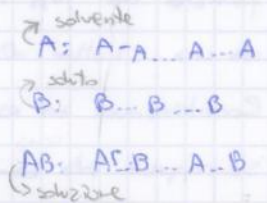
tipo p

sostanze che riducono il gap energetico permettendo il salto agli  $e^-$ . Il drogaggio può avvenire attraverso l'inserimento di 2 diversi tipi di impurezze. Es. Si: se si combina con elementi del **IV** gruppo, come As o P, questi ~~avvertono~~  $h^-$  e  $e^-$  del nuovo atomo verranno usati per i legami covalenti, mentre il 5o resterà libero di muoversi nel cristallo. Gli atomi droganti (**donatori**) creano un livello energetico o discreto ~~vicino~~ vicino alla banda di conduzione (Bc donatore) che permette il passaggio degli  $e^-$  nella banda di conduzione rendendo la sostanza un semiconduttore di tipo **n** (per condurre grazie ad elementi negativi). Se il drogaggio

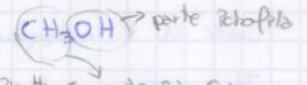
viene fatto con elementi del **III** gruppo, come ~~alta~~ **formate** i legami covalenti vi sarà un  $e^-$  in meno (~~atom.~~ **accettori**) e questo eccesso di cariche positive creerà un nuovo livello energetico con  $E$  poco  $>$  della banda di valenza ~~esso~~  $\rightarrow$  semiconduttore di tipo **p** (drogaggio con elementi positivi)

### Le Soluzioni (liquide) $\vee$ gassose

"Il simile scioglie il simile": sostanze con tipi simili di F intermediari si sciolgono l'una nell'altra perché sciogliendo un soluto in un solvente le interazioni soluto-soluto e solvente-solvente vengono sostituite da



quelle soluto-solvente, quindi affinché avvenga il passaggio in soluzione, queste interazioni devono avere  $E$  confrontabili. es.  $H_2O$  e metano (entrambi legami al H)



per questi nei alcool non meno che aumenta la quantità di CH diminuisce la solubilità in  $H_2O$  e parte idrofoba

**Soluzioni di composti ionici:** quando un composto ionico viene disciolto in  $H_2O$ , i legami ~~tra~~ catione-anione vengono spezzati; le forze ione-dipolo orientano le molecole di  $H_2O$  intorno allo ione creando attorno ad esso un guscio di idratazione (**ione idratato**) che si collega ai gusci d'idratazione degli altri ioni per mezzo di legami ad H. Più uno ione è idratato  $>$   $e^-$  l' $E$  di idratazione ( $\Delta H_{id}$ )  $\rightarrow$  per la solvatazione degli ioni da parte di  $H_2O$  c'è un processo esotermico che è legato alla  $\delta$  (densità di carica):  $\frac{Q}{r} \rightarrow$  ioni + piccoli  $\rightarrow E$  di idratazione maggiore ( $>$  idratazione).

La formazione delle soluzioni dipende dalla miscelabilità dei componenti: se essi sono completamente miscelabili (es.  $H_2O$  e etano) si ottengono soluzioni con **miscelabilità completa**



Espressione della concentrazione	Rapporto
Molarità (M)	$\frac{\text{quantità (mol) di soluto}}{\text{volume (L) di soluzione}}$
Molalità (m)	$\frac{\text{quantità (mol) di soluto}}{\text{massa (kg) di solvente}}$
Parti in massa	$\frac{\text{massa di soluto}}{\text{massa di soluzione}}$
Parti in volume	$\frac{\text{volume di soluto}}{\text{volume di soluzione}}$
Frazione molare (X)	$\frac{\text{quantità (mol) di soluto}}{\text{quantità (mol) di soluto + quantità (mol) di solvente}}$

$$M = \frac{m_{\text{soluto}}}{V_{\text{tot}} \cdot L}$$

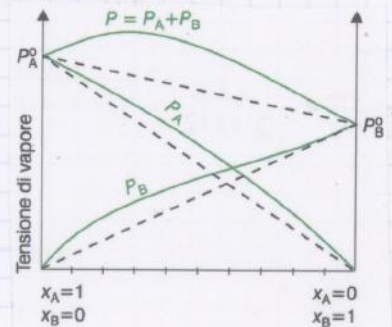
$$m = \frac{m_{\text{soluto}}}{m_{\text{solv. kg}}}$$

**Proprietà Colligative** (delle soluzioni: non dipendono dalla natura del composto ma solo dalla quantità n (numero di moli))

**I: Tensione di vapore nelle soluzioni** (abbassamento relativo di P)

**Soluzioni ideali:** le interazioni AA e BB sono molto simili a quelle AB, quindi non c'è variazione di calore (es. etanolo e metanolo)  $\Rightarrow$  le soluzioni ideali seguono la **legge di Raoult**:

**Raoult:** T. vapore soluzione =  $P_A + P_B \Rightarrow P = X_A P_A^0 + X_B P_B^0$  (frazione molare di B)  $\rightarrow$  T. vapore B puro graficamente  $P_B$  nelle soluzioni ideali, ha un andamento lineare che parte da  $P_A^0$  e arriva a  $P_B^0$ .



Per le soluzioni la cui formazione è un processo **endotermico**, vi è una **deviazione dall'ideale positiva** di P; nel grafico ad una certa concentrazione di A e B si trova un massimo  $\rightarrow$  la soluzione è **più volatile** di (interazioni intermolecolari più deboli) cioè di A

che di B es.  $H_2O$  e alcool etilico  $\rightarrow$  < legami di H rispetto ad  $H_2O$  e < interazioni idrofobiche rispetto all'alcool  $\rightarrow$  <  $T^{\circ}$  ebollizione

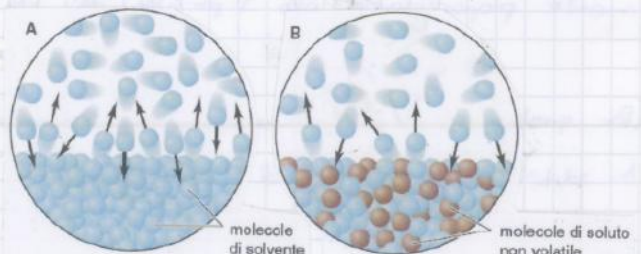
Nel caso in cui il  $\Delta H < 0$  della soluzione (processo esotermico), per il motivo opposto a prima, vi è una **deviazione negativa** nel grafico  $\rightarrow$   $> T^{\circ}$  ebollizione (legami intermolecolari + forti) es.  $H_2O$  e acido (perché la formazione del miscuglio è esotermica non si dissocia il acido con l'acqua come  $H_2O$ )

Se si considera una soluzione ideale ( $\Delta H_{\text{sol}} = 0$ ) formata da un solvente A e un soluto **non volatile** B (la > parte dei soluti) la T. di vapore diminuisce rispetto alla T. del solvente da solo, la legge di Raoult diventa:

$$P = P_A (1 - X_B) + X_B P_B^0 = P_A - X_B P_A + X_B P_B^0$$

perché la P del soluto è trascurabile  $\Rightarrow P = P_A - X_B P_A \rightarrow$

$P = P_A - X_B P_A \rightarrow \frac{P_{\text{solv.}} - P}{P_{\text{solv.}}} = X_{\text{soluto}}$  **abbassamento relativo della tensione di vapore.** L'abbassamento relativo di P spiega perché - ponendo 2 soluzioni con  $\neq$  concentrazione di soluto sotto una campana di vetro dopo un certo tempo esse si troveranno ad avere la stessa concentrazione.



$\alpha$  è una proprietà della soluzione, ovvero dipende dalla concentrazione del soluto, non dalla natura dell'elettrolita. es. CH3COOH acido acetico  $\rightarrow$  elettrolita debole

$$\text{CH}_3 - \overset{\text{O}}{\parallel} \text{C} - \text{O} - \text{H} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{CH}_3 - \overset{\text{O}}{\parallel} \text{C} - \text{O}^- + \text{H}^+$$

acetato dissociato, l'acido acetico è presente in  $\text{H}_2\text{O}$  sia dissociato in acetato che indissociato.  $\rightarrow$  differenza del NaCl che è completamente dissociato in acetato che indissociato.  $\rightarrow$  no come solfato H3O^+ \* se abbiamo  $\alpha$  aumento

Il fatto che le sostanze elettrolite si dissociano formando più mole di particelle, influenza le proprietà colligative delle soluzioni elettrolitiche; si introduce quindi un fattore di correzione per la legge che tiene conto del numero effettivo di particelle in soluzione, questo fattore è il **coefficiente di Van't Hoff**  $i = 1 + \alpha(z-1)$   $\rightarrow$  nr di mole di particelle che si formano da una mole di composto iniziale (molecole, ioni, formula ... ecc.)

es. per 2NaCl  $\xrightarrow{\text{H}_2\text{O}}$  2Na^+ + 2Cl^-  $z=2$   $\alpha=1$   $\rightarrow$  composto ionico Per i composti non elettroliti il nr di particelle iniziali è  $= z$  perché

" FeCl2  $\xrightarrow{\text{H}_2\text{O}}$  Fe^{2+} + 2Cl^-  $z=3$   $\alpha=1$

" CH3COOH  $\xrightarrow{\text{H}_2\text{O}}$  CH3COO^- + H^+  $z=2$   $0 < \alpha < 1$  finale perché non c'è dissociazione quindi  $i=1$

**Schema generale: Proprietà colligative**

- I:  $\frac{\Delta P}{P} = \frac{P_{\text{solv.}} - P_{\text{tor}}}{P_{\text{solv.}}} = \frac{i \cdot m_{\text{soluto}}}{m_{\text{tor}}}$  (abbassamento relativo di P)
- II:  $\Delta T_{\text{eb}} = K_{\text{eb}} \cdot i \cdot m$
- III:  $\Delta T_{\text{cr}} = K_{\text{cr}} \cdot i \cdot m$
- IV:  $\pi = \frac{i \cdot m_{\text{soluto}}}{V_{\text{solv.}}} \cdot RT$

**Termochimica**

parte della termodinamica che studia il Q scambiato nelle reazioni chimiche.

**sistema:** spazio dell'universo di cui noi ci occupiamo nello studio di una reazione/ fenomeno, il resto è l'**ambiente**

- sistema  $\rightarrow$  **ISOLATO**: NO trasferimento E o materia
- $\rightarrow$  **CHIUSO**: NO " materia
- $\rightarrow$  **APERTO**: trasferimento E e materia

**Energia interna:**  $E_{\text{TOT}}$  del sistema =  $E_c + U + E_{\text{elettronica}} \dots$  ecc.  $\rightarrow$  dipende solo dallo stato del sistema non da come io porto il sistema in quello stato (funzione di stato).

Il trasferimento di E avviene sotto forma di **calore** e/o **lavoro**.  $\Delta E = E_1 - E_0 = Q + L$  (I princ.

pio della termodinamica  $\text{Unità: J} = \frac{\text{kg} \cdot \text{m}^2}{\text{s}^2}$   $1 \text{ cal} = 4,18 \text{ J}$

**Convenzioni e sui segni per Q e L:**

Se  $Q > 0$  il sistema acquista calore, se  $Q < 0$  il sistema lo cede  $\rightarrow$  reazione endotermica

Se  $L > 0$  il lavoro viene compiuto sul sistema, mentre se  $L < 0$  è il sistema a compiere lavoro, se consideriamo un processo chimico che avviene a  $T^\circ$  costante (e  $P$  costante