

HTTP://CORSI.UNIPR.IT

9  
Scienza che studia la materia, come è composta e come si trasforma.

- 1) teoria atomica della materia
- 2) struttura elettronica degli atomi
- 3) legame chimico e nomenclatura
- 4) termochimica
- 5) stati gassoso, liquido, solido
- 6) soluzioni
- 7) elettrochimica
- 8) cinetica chimica

## 1) TEORIA ATOMICA DELLA MATERIA

Nasce a fine '700, inizi '800 come scienza esatta. Come sviluppata attraverso esperimenti (scienza sperimentale).

LEGGE DELLA CONSERVAZIONE DELLA MASSA DI LAVOISIER (fine '700) → la massa totale delle sostanze che prendono parte ad una reazione chimica rimane costante durante la reazione.

MASSA REAGENTI = MASSA PRODOTTI

Slide 16

TEORIA ATOMICA DI DALTON → la materia è costituita da particelle indivisibili chiamate atomi. Gli atomi sono caratterizzati dalla loro massa; atomi di 1 stesso elemento hanno = massa e = proprietà;

Gli atomi sono indestruttibili e mantengono la loro individualità durante le reazioni chimiche. Atomi di elementi diversi si combinano tra di loro secondo numeri interi e piccoli per formare composti.

C → carbonio    Na → sodio    H → idrogeno

Più atomi formano molecole. Atomi della stessa specie sono gli elementi.



La molecola si indica con gli elementi che contiene e quanti atomi contiene per ogni elemento.

$H_2O$  acqua, molecola triatomica composta due elementi

$CO_2$  anidride carbonica, " "

I numeri che dicono i rapporti tra gli atomi si chiamano numeri STECHIOMETRICI

L'ossigeno è sempre composto da due atomi di ossigeno (biatomico).

COMPOSTI  $\rightarrow$  molecole con atomi di specie diverse

ELEMENTI  $\rightarrow$  molecole con atomi della stessa specie.

$C + O_2 = CO_2$  per la legge di L. si può scrivere come equazione

1 CARBONIO  
2 OSSIGENO

1 CARBONIO  
2 OSSIGENO

Questa reazione è BILANCIATA perché ha lo stesso numero di atomi a destra e a sinistra

$CH_4 + O_2 = H_2O + CO_2$  reazione non bilanciata, si procede al bilanciamento.

metano  
comburente

(combustibile)

rapporto tra

C e  $H_4$ : 1

1:4

Per bilanciare, non posso modificare i numeri a pedice, ma

si possono aggiungere molecole

$CH_4 + O_2 = 2(H_2O) + CO_2$  H e C non bilanciati, O no! proseguo il bilanciamento

2 molecole di  
acqua



n° molecole  $\rightarrow$  1 2 2 1

Diretta conseguenza della legge di L.

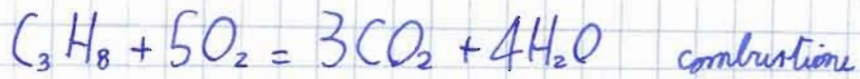
$Hg + \frac{1}{2}O_2 = HgO$  coefficienti frazionari usati per bilanciare (mai a pedice)

METALLI  $\rightarrow$  indicati sempre con il singolo elemento ( $Hg$ , non  $Hg_2$ )

O non lo trovo mai libero, ma sempre  $O_2$ , per cui prendo mezza molecola di  $O_2$  anziché una molecola di O.

Le formule non ci dicono come sono legati gli atomi.





RAPPORTO STECHIOMETRICO  
1 5 3 4

Una combustione genera sempre almeno una molecola d'acqua.

LEGGE DI EINSTEIN  $\Delta m = \frac{E}{c^2}$  Serve energia per rompere i legami (forza dell'interno) e viene emessa energia

dalla reazione.  $E_d + E_e \neq 0$

Bruciando 1 Kg di carbone, l'energia è  $32,8 \cdot 10^6 \text{ J}^{\text{Joule}}$  e la variazione di massa è  $\Delta m \approx 0,4 \cdot 10^{-6} \text{ g}$  (trascurabile, ma non nulla).

Per cui la legge di Lavoisier non è rigorosa.

L'atomo è costituito da 3 particelle più piccole (non è indivisibile):

protoni, neutroni e elettroni. L'atomo ha un nucleo centrale costituito da protoni e neutroni. Intorno al nucleo orbitano gli elettroni.

$$1 \text{ \AA (angstrom)} = 10^{-10} \text{ m}$$

Il raggio del nucleo è circa  $10^{-14} \text{ m}$ ; a una distanza di  $1 \text{ \AA}$  dal nucleo, orbitano gli elettroni, indicati con segno - perché contengono carica negativa.

Protoni e neutroni sono NUCLEONI.

PROTONE  $\rightarrow$  carica di  $+1,6022 \cdot 10^{-19} \text{ C}$  e massa di  $1,673 \cdot 10^{-27} \text{ g}$

NEUTRONE  $\rightarrow$  carica di  $0 \text{ C}$  e massa di  $1,675 \cdot 10^{-27} \text{ g}$

ELETTRONE  $\rightarrow$  carica di  $-1,6022 \cdot 10^{-19} \text{ C}$  e massa di  $9,1094 \cdot 10^{-31} \text{ g}$

L'elettrone ha la carica più piccola in assoluto (carica elementare).

MASSA PROTONE

$\approx 1837$

La massa dell'atomo è concentrata nel nucleo.

MASSA ELETTRONE

La densità del nucleo è molto elevata ( $\sim 10^8 \text{ tonna/cm}^3$ )

Ciò che differenzia un elemento da un altro non è la massa (come diceva Dalton) ma il numero di protoni. In un atomo neutro, numero di protoni e numero di elettroni sono uguali. Un atomo che perde delle sue particelle, viene chiamato IONE.

CATIONI  $\rightarrow$  ioni carichi positivamente

perde elettroni

ANIONI  $\rightarrow$  ioni carichi negativamente

acquista elettroni



$Z \rightarrow$  numero atomico = numero di protoni che si trovano nel nucleo

Il numero di neutroni può cambiare: cambia la massa ma non l'elemento.

$A \rightarrow$  numero di massa = numero di protoni ( $Z$ ) e di neutroni ( $N$ ) presenti nel nucleo.

Quindi  $N = A - Z$

$\left( \begin{array}{l} 6 \text{ protoni } Z=6 \\ 6 \text{ neutroni } A=12 \end{array} \right.$

$\left( \begin{array}{l} 6 \text{ protoni } Z=6 \\ 7 \text{ neutroni } A=13 \end{array} \right.$

$\begin{array}{l} (A) 12 \\ (Z) 6 \end{array} \left( \begin{array}{l} \uparrow \\ \text{simbolo} \\ \text{atomo} \end{array} \right. \rightarrow \text{carbonio dodici-sei}$

$Z=6$  altrimenti non sarebbe carbonio

ISOTOPI  $\rightarrow$  atomi con lo stesso numero atomico  $Z$  ma con diverso numero di massa  $A$ .

Gli isotopi hanno stesse proprietà chimiche ma diverse proprietà fisiche (dato che varia la massa).

Esistono elementi con un isotopo:  ${}_{11}^{23}\text{Na}$   ${}_{9}^{19}\text{F}$ .

L'idrogeno è l'isotopo  ${}^1_1\text{H}$  (elemento più piccolo), chiamato anche PROZIO.

${}^2_1\text{H} \rightarrow$  deuterio (D), massa doppia rispetto all'idrogeno.

${}^3_1\text{H} \rightarrow$  trizio (T), massa tripla rispetto all'idrogeno. Decade.

L'ossigeno ha 3 isotopi:  ${}^{16}_8\text{O}$   ${}^{17}_8\text{O}$   ${}^{18}_8\text{O}$

C'è sempre un isotopo che prevale rispetto agli altri ( ${}^{16}_8\text{O}$  per l'ossigeno). Non sono presenti con la stessa percentuale.

Per pesare un atomo non uso i kg, ma prendo un atomo e il peso è in relazione al peso dell'atomo di riferimento. I pesi atomici diventano PESI ATOMICI RELATIVI. Se i pesi degli atomi sono in kg, si parla di PESI ATOMICI ASSOLUTI.

$$\text{PESO ATOMICO} = \frac{\text{MASSA ATOMO CONSIDERATO}}{\text{MASSA DELL'ATOMO DI RIFERIMENTO}}$$

massa atomica  
relativa

$$\text{UMA} = \frac{1}{12} \text{ massa carbonio } {}^{12}_6\text{C}$$

$$\text{PESO ATOMICO DI } {}^{12}_6\text{C} = 12 \text{ U}$$



Per calcolare il peso atomico si fa una media dei pesi degli isotopi, tenendo conto anche della % di diffusione.

$$\text{PESO ATOMICO} = \sum_i x_i \cdot m_i$$

$\downarrow$   
 percentuale  $\leq 1$

$\rightarrow$  massa

Non si considerano gli isotopi radioattivi.

Quando le particelle sono libere pesano

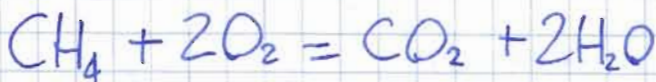
PROTONE = 1,007276    NEUTRONE = 1,008665    ELETTRONE = 0,000548

Tuttavia, quando formano un atomo, si ha una reazione nucleare che sprigiona tanta energia e, per la legge di Einstein, viene persa massa.

Per questo  $6 \cdot m_p + 6 \cdot m_n + 6 \cdot m_e \neq 12 \rightarrow$  massa  $^{12}_6\text{C}$

MASSA MOLECOLARE = SOMMA PESI ATOMICI DEGLI ATOMI CHE LA COMPONGONO

$\text{P}_{\text{H}_2\text{O}} = 1 \cdot 15,999 + 2 \cdot 1,008 = 18,015$



x            2x            x            2x

MOLE  $\rightarrow$  raggruppamento di entità (protoni, atomi, ...)

MOLE =  $N_A$  di entità     $N_A = \text{NUMERO DI AVOGADRO} = 6,022 \cdot 10^{23}$

1 mole di  $\text{CH}_4 = 6,022 \cdot 10^{23}$  molecole di  $\text{CH}_4 \Rightarrow$  PESO 16g

$\text{P}_{\text{CH}_4} = 12 + 4 \cdot 1 = 16 \text{ Uma}$      $\text{O}_2: 32 \text{ Uma}$     1 mole  $\text{O}_2$  pesa 32g

PESO MOLE = PESO MOLECOLA espresso in g

$\overset{\text{1 atomo}}{\text{C}} \begin{cases} \sim 10^{-27} \text{ Kg nel S.I.} \\ \underline{12} \text{ nel sistema UMA} \end{cases}$

$6,022 \cdot 10^{23}$  atomi di C pesano  $\underline{12g}$

$\text{H}_2\text{O} \begin{cases} \text{MASSA MOLECOLARE} = 18 \text{ UMA} \\ \text{MASSA MOLARE} = 18 \text{ g} \end{cases}$

1 MOLE =  $6,022 \cdot 10^{23}$  MOLECOLE

$n^\circ \text{ moli} = \frac{m(\text{g}) \rightarrow \text{massa pesata}}{M(\text{g/mole}) \rightarrow \text{massa di mole}}$

PESO 180g  $\text{H}_2\text{O}$   
 $n^\circ = \frac{180 \text{ g}}{18 \text{ g/mole}} = 10 \text{ moli}$



$${}^{12}_6\text{C} = 12 \text{ UMA} \\ \text{PESO RELATIVO}$$

$$\text{Peso (g)} \text{ } {}^{12}_6\text{C} = \frac{12 \text{ g}}{6,022 \cdot 10^{23}} = \text{PESO ATOMICO ASSOLUTO} \\ \text{O EFFETTIVO}$$

$6,022 \cdot 10^{23}$  pesano 12g

$$\text{Peso (g)} = \frac{\text{Peso mole}}{6,022 \cdot 10^{23}}$$

$$\text{UMA} = \frac{1}{12} \cdot {}^{12}_6\text{C} = \frac{12 \text{ g}}{6,022 \cdot 10^{23}} \cdot \frac{1}{12} = \frac{1}{N_A}$$

$$1 \text{ UMA} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

ESEMPIO

$$P(\text{Na}) = 23 \text{ UMA} \begin{cases} \frac{23 \text{ g}}{\text{Na}} \\ 23 \cdot 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g} \end{cases}$$

GAS: Condizioni normali (c.n.)  $\rightarrow 0^\circ\text{C}$  e 1 atm

$V_m = 22,414 \text{ dm}^3/\text{mole}$  di qualsiasi tipo di gas

$$n(\text{moli}) = \frac{V(\text{dm}^3)}{22,414 (\text{dm}^3/\text{mole})}$$

ESEMPIO  $1 \text{ m}^3$  di gas

$$\frac{1000 \text{ dm}^3}{22,414 (\text{dm}^3/\text{mole})} = 44,6 \text{ moli}$$

Gli isotopi vengono direzionati dal campo magnetico in base alle masse.

ESERCIZI

$\text{Na}_2\text{HCO}_3$  1) rapporto stechiometrico 1:1:1:3

$$1 \text{ mole } \text{Na}_2\text{HCO}_3 \Rightarrow \begin{cases} 1 \text{ mole Na} & 23 \text{ g} \\ \text{" H} & 1 \text{ g} \\ \text{" C} & 12 \text{ g} \\ 3 \text{ moli O} & 48 \text{ g} \end{cases} \text{ masse \%?}$$

$$\text{Peso } \text{Na}_2\text{HCO}_3 = 23 + 1 + 12 + 3 \cdot (16) = 84$$

$$\text{PESO 1 mole} = 84 \text{ g}$$

$$\% \text{ sodio} = \frac{23 \text{ g}}{84 \text{ g}} \cdot 100 = 27,38\%$$

COMPOSTO ?

K  $\rightarrow$  potassio 26,6%

Cr  $\rightarrow$  cromo 35,4%

O  $\rightarrow$  ossigeno 38%

RAPPORTO STECHIOMETRICO ?

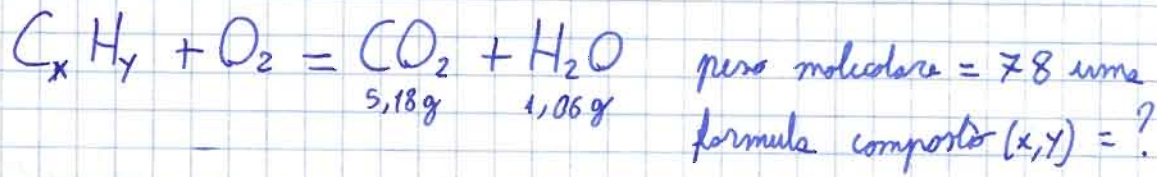
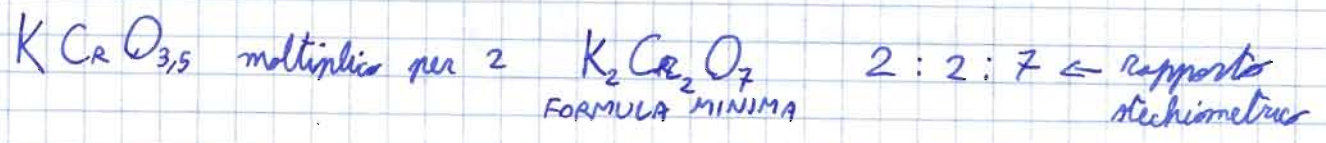
$$100 \text{ g} = 26,6 \text{ g} + 35,4 \text{ g} + 38 \text{ g}$$

$$n^\circ \text{K} = \frac{26,6 \text{ g}}{39 \text{ g/mole}} = 0,682 \quad n^\circ \text{Cr} = \frac{35,4 \text{ g}}{52 \text{ g/mole}} = 0,681$$



$$n^{\circ}O = \frac{38g}{16g \cdot mol^{-1}} = 2,375$$

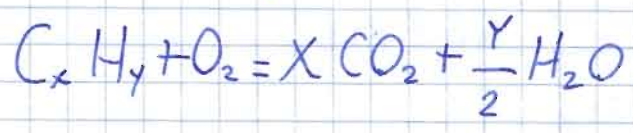
$K_{0,682} C_{0,681} O_{2,375}$  devono essere interi  
divido per il numero più piccolo (0,681)



masse  $CO_2 = 12 + 2 \cdot 16 = 44$   
masse  $H_2O = 2 \cdot 1 + 16 = 18$

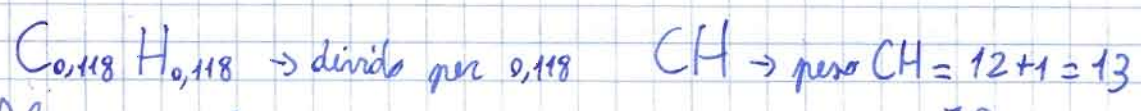
$$n^{\circ}CO_2 = \frac{5,18g}{44g} = 0,118$$

$$n^{\circ}H_2O = \frac{1,06g}{18g} = 0,059$$

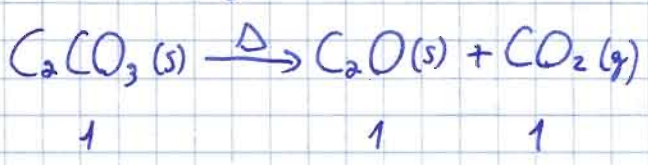
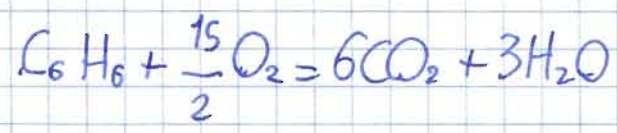
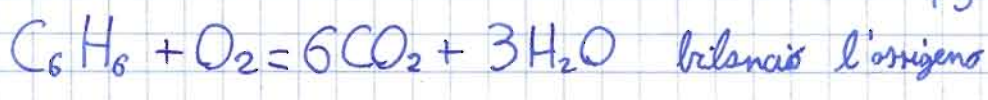


$n^{\circ}C : n^{\circ}CO_2 = 1 : 1$   $n^{\circ}C = n^{\circ}CO_2 = 0,118$  perché in  $CO_2$  c'è una sola molecola di carbonio

$n^{\circ}H : n^{\circ}H_2O = 2 : 1$   $n^{\circ}H = 0,059 \times 2 = 0,118$



Il peso del composto deve essere 78, quindi:  $\frac{78}{13} = 6$



$\Delta \rightarrow$  riscaldamento (s)  $\rightarrow$  solido  
reagente che si decompone (g)  $\rightarrow$  gassoso  
(l)  $\rightarrow$  liquido

vogliamo 1000g di  $CaO$ , quanti grammi di  $CaCO_3$  servono

1) quante moli di  $CaO$  sono in 1000g?

$MM_{CaO} = 40 + 16 = 56 g/mol$   $n^{\circ}CaO = \frac{1000g}{56g/mol} = 17,86 = n^{\circ}CaCO_3$  1:1

$M_{CaCO_3} = 40 + 12 + 16 \cdot 3 = 100$

$MM_{CaCO_3} = 100 g/mol$

$n^{\circ}CaCO_3 \times MM_{CaCO_3}$   
 $CaCO_3 = 17,86 \times 100 = 1786g$

$CO_2 = 1786g - 1000g = 786g$



In laboratorio, non è detto che si verifichi quanto dice la legge, cioè non è detto che 7786 g di  $\text{CaCO}_3$  mi diano 1000 g di  $\text{CaO}$  e 7786 g di  $\text{CO}_2$

$$\text{RESA \%} = \frac{\text{massa effettiva sperimentale (g)}}{\text{massa teorica (g)}} \cdot 100$$

ESEMPIO



$$\text{MM}_{\text{CaCO}_3} = 100 \text{ g/mole} \Rightarrow 300 \text{ g di } \text{CaCO}_3 \text{ sono } 3 \text{ moli} \quad \left( \frac{\text{massa}}{\text{massa mole}} = n^\circ \right) \quad \text{mi aspetto } 3 \text{ moli di } \text{CaO}$$

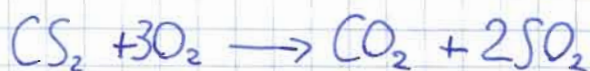
$$\text{MM}_{\text{CaO}} = 56 \text{ g/mole} \Rightarrow 56 \text{ g/mole} \cdot 3 = 168 \text{ g massa teorica}$$

$$\text{RESA \%} = \frac{135 \text{ g}}{168 \text{ g}} \cdot 100 = 80,3 \%$$

REAGENTE LIMITANTE  $\rightarrow$  reagente che si consuma prima e, perciò, limita la reazione.



BILANCIO



$$\text{RAPPORTO TEORICO } 1 : 3 \quad 1 : 2$$

$$15 \text{ g} \quad 35 \text{ g}$$

$$15 \text{ g di } \text{CS}_2 \text{ e } 35 \text{ g di } \text{O}_2$$

$$\text{SO}_2 = ? (\text{g})$$

$$\text{MM}_{\text{CS}_2} = 12 + 2 \cdot 32 = 76 \text{ g/mole} \quad \text{MM}_{\text{O}_2} = 2 \cdot 16 = 32 \text{ g/mole}$$

$$n^\circ_{\text{CS}_2} = \frac{15 \text{ g}}{76 \text{ g/mole}} = 0,197 \text{ moli} \quad n^\circ_{\text{O}_2} = \frac{35 \text{ g}}{32 \text{ g}} = 1,093 \text{ moli}$$

$$n^\circ_{\text{O}_2} = 3 \cdot n^\circ_{\text{CS}_2} = 3 \cdot 0,197 = 0,591 \text{ moli} \text{ e non } 1,093 \text{ moli, Mi avanza ossigeno}$$

$$\text{oppure } n^\circ_{\text{CS}_2} = \frac{n^\circ_{\text{O}_2}}{3} = \frac{1,093}{3} = 0,364 \text{ moli}$$

$\text{CS}_2 \rightarrow$  reagente limitante (presente in quantità minore)

$\text{O}_2 \rightarrow$  reagente in eccesso (presente in eccesso)

$$1 : 2 = 0,197 : n^\circ_{\text{SO}_2}$$

$$n^\circ_{\text{SO}_2} = 2 \cdot 0,197 = 0,394 \text{ moli}$$

$$\text{MM}_{\text{SO}_2} = 32 + 32 = 64 \text{ g}$$

$$\text{SO}_2 = 64 \cdot 0,394 = 25,22 \text{ g}$$



# STRUTTURA ELETTRONICA ATOMI

ONDA ELETTROMAGNETICA  $\rightarrow$  costituita da un campo elettrico e un campo magnetico che si propagano in una direzione perpendicolare tra di loro con forme sinusoidale.

$c = 2,998 \cdot 10^8 \text{ m/s}$  velocità di propagazione nel vuoto della radiazione elettromagnetica

$\lambda \rightarrow$  lunghezza d'onda  $\rightarrow$  distanza tra due massimi (si misura in metri)

$a \rightarrow$  ampiezza dell'onda  $\rightarrow$  altezza del massimo (o del minimo)

$\nu \rightarrow$  frequenza  $\rightarrow$  quante volte un'onda passa per uno stesso punto nell'unità di tempo

$\nu = \frac{c}{\lambda}$  [Hz] frequenza e lunghezza d'onda sono inversamente proporzionali.

$\tilde{\nu} \rightarrow$  numero d'onda  $\rightarrow$  inverso della lunghezza d'onda

L'energia di un'onda dipende dalla sua ampiezza.

FINO ALL'INIZIO DEL '900  $\rightarrow$  leggi deterministiche di Newton, valide a livello macroscopico (fisica classica).

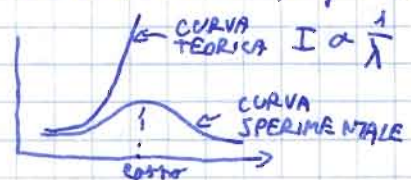
Dagli inizi del '900, nasce la FISICA QUANTISTICA grazie ad alcuni esperimenti:

Ferro a temperatura ambiente  $\rightarrow$  radiazioni infrarosse.

Ferro incandescente  $\rightarrow$  aumento del riscaldamento  $\rightarrow$  radiazione rossa poi bianca

Il massimo dell'intensità l'aveva la luce rossa. Radiazioni a frequenza più bassa o più alta avevano meno intensità.

La fisica classica era in crisi perché non esiste una legge matematica che descrive queste curve.



QUANTIZZAZIONE  $\rightarrow$  l'energia può essere assorbita o ceduta solo per multipli di pacchetti detti QUANTI.

$E = h \cdot \nu = h \cdot \frac{c}{\lambda}$  i quanti hanno un'energia che dipende dalla frequenza delle radiazioni



EFFETTO FOTOELETTRICO → una luce che "batte" su una lamina di metallo fa fuoriuscire elettroni. Per far sì che questo avvenga, la frequenza della radiazione deve superare una frequenza di soglia. Questo dimostra che l'energia non dipende dall'intensità, ma dalla frequenza.

Ci vuole dell'energia per far staccare l'elettrone dal nucleo e far sì che si allontanano.

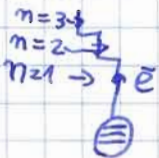
Più è intensa la radiazione, più elettroni verranno staccati.

Il primo modello era il modello planetario



Quando un atomo viene riscaldato, gli elettroni

vengono eccitati e aumenta la loro energia interna.



Quando un elettrone passa a un livello energetico più

basso emette radiazioni (energia) a seconda del tipo di atomo.

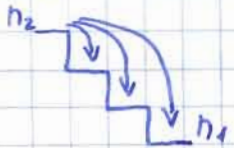
Facendo passare le radiazioni attraverso un prisma, si crea uno spettro di emissione a righe, non continuo perché solo alcuni salti sono permessi.

Nell'idrogeno, il numero d'onda, che mi permette di costruire lo spettro,

$$\bar{\nu} = R_H \left( \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

$n_1 \rightarrow$  livello di energia di arrivo  
 $n_2 \rightarrow$  livello di partenza  $n_2 > n_1$

$R_H =$  costante di Rydberg per l'idrogeno  $= 1,09677 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$



Se  $n_1 = 1 \rightarrow$  radiazione ultravioletta

Se  $n_1 = 2 \rightarrow$  radiazione visibile  $n_1 + 1 \leq n_2 \leq \infty$

Se  $n_1 = 3 \rightarrow$  radiazione infrarossa

## MODELLO ATOMICO DI BOHR

IDROGENOIDE → atomo con la stessa struttura atomica dell'idrogeno (1 solo elettrone)

L'elettrone si muove su orbite circolari e non assorbe o perde energia.

Se non viene fornita energia, le sue orbite sono stazionarie.

L'elettrone può muoversi solo su orbite in cui il momento angolare dell'elettrone

( $m \cdot v \cdot r$ ) è un multiplo della costante di Planck ( $h$ )





$$m \cdot v \cdot r = n \cdot \frac{h}{2\pi}$$

MASSA      MAGGIO      h ← COSTANTE DI PLANCK  
VELOCITÀ      NUMERO  
1 ÷ ∞      2π  
NUMERO QUANTICO

(1)  $r = r_0 \cdot n^2$  il raggio è quantizzato

$n=1$	$r=r_0$
$n=2$	$r=4r_0$
$n=\infty$	$r=\infty$ ← atomo ionizzato.

DIMOSTRAZIONE

L'elettrone è sottoposto a due forze uguali e contrarie, una che lo attira verso il nucleo e una che lo allontana.

Una forza che interviene è la forza di Coulomb, che in questo caso è

$$F = \frac{-e \cdot e}{r^2}$$

$e \rightarrow$  protone  
 $-e \rightarrow$  elettrone

L'altra forza è una forza centrifuga, data da  $-\frac{mv^2}{r}$ , che tende ad allontanare l'elettrone dal nucleo.

$$\frac{-e \cdot e}{r^2} = -\frac{mv^2}{r}$$

Secondo Bohr,  $r = \frac{n \cdot h}{m \cdot v}$        $h = \frac{h}{2\pi}$

sostituisco

$$\frac{e^2}{n^2 \cdot h^2} \cdot m^2 \cdot v^2 = \frac{mv^2}{r}$$

semplifico

$$\frac{e^2 \cdot m}{n^2 \cdot h^2} = \frac{1}{r}$$

$r = n^2 \cdot \frac{h^2}{e^2 \cdot m}$        $\rightarrow$  tutte costanti  
 $r_0 = 0,529 \text{ \AA}$   
 raggio della I orbita di Bohr.

(2)  $E = -\frac{E_0}{n^2}$

$n=1$	$E = -E_0$	energia molto negativa → sistema più stabile
$n=2$	$E = \frac{-E_0}{4}$	
$n=\infty$	$E = 0$	

DIMOSTRAZIONE

Le due energie sono: energia cinetica ( $E_c = \frac{1}{2}mv^2$ ) e energia potenziale elettrostatica ( $E_p = \frac{q_1 \cdot q_2}{e}$ )

$$E = \frac{1}{2}mv^2 - \frac{e^2}{r}$$

dalla formula di prima, so che  $\frac{e^2}{r^2} = \frac{mv^2}{r}$  quindi  $mv^2 = \frac{e^2}{r}$

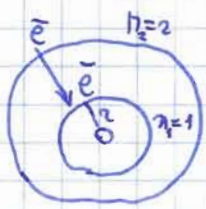
$$E = \frac{1}{2} \cdot \frac{e^2}{r} - \frac{e^2}{r} = -\frac{1}{2} \frac{e^2}{r}$$

dato che il raggio è quantizzato secondo la formula (1)

$$E = -\frac{1}{2} \frac{e^2}{n^2 \cdot r_0}$$

pongo  $E_0 = \frac{e^2}{2r_0}$        $E = -\frac{E_0}{n^2}$       C.V.D.





L'elettrone salta da un livello più alto ( $n=2$ ) e uno più basso ( $n=1$ )

$$\Delta E = E_2 - E_1 = -\frac{E_0}{n_2^2} - \left(-\frac{E_0}{n_1^2}\right) = E_0 \cdot \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2}\right) = h \cdot \nu$$

FREQUENZA  $\nu = \frac{E_0}{h} \cdot \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2}\right)$

NUMERO D'ONDA  $\tilde{\nu} = \frac{E_0}{h \cdot c} \cdot \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2}\right)$

$R_H$

$n =$  numero quantico più è piccolo, più piccola è l'energia.

$$E = \frac{-Z^2 \cdot E_0}{n^2}$$

$Z \rightarrow$  numero di protoni  $H \rightarrow 1 p_e \rightarrow E = -\frac{E_0}{n^2}$   
 $Li^{++} \rightarrow 3 p_e \rightarrow E = \frac{-9 E_0}{n^2}$

## POSTULATO DI "DE BROGLIE"

$$E = h\nu \quad E = mc^2 \quad h\nu = mc^2 \quad \nu = \frac{c}{\lambda} \quad h \cdot \frac{c}{\lambda} = mc^2 \quad \lambda = \frac{h}{m \cdot v}$$

$\lambda = \frac{h}{m_e \cdot v}$

$m_e \rightarrow$  massa elettrone

$v \rightarrow$  velocità elettrone

LUNGHESZA D'ONDA  $\rightarrow \lambda$

VALE PER UN FOTONE

ASSOCIATA A UN ELETTRONE

il una particella molto piccola è possibile associare una certa lunghezza d'onda non nulla (come è per i corpi macroscopici). Un elettrone che si muove a una certa velocità si può comportare sia come particella sia come onda.

Per dimostrarlo, si è presa una lamina di metallo che ha atomi con nuclei distanti da quello successivo dello stesso ordine di grandezza della lunghezza d'onda dell'elettrone accelerato. Si è visto uno spettro di diffrazione, per cui l'elettrone, in quella situazione, si è comportato come un'onda.

## PRINCIPIO DI INDETERMINAZIONE DI HEISENBERG

Quando cerco di fare delle misure su particelle di massa piccola, la particella viene perturbata e la particella si sposta.

$$\Delta x \cdot \Delta(m \cdot v) \geq \frac{h}{4\pi}$$

$\Delta x \rightarrow$  incertezza della posizione

$\Delta(m \cdot v) \rightarrow$  incertezza della quantità di moto.



$$\Delta x \cdot \Delta v \geq \frac{h}{4\pi m}$$

# MECCANICA QUANTISTICA o ONDULATORIA

All'atomo si associa una certa energia e una certa funzione matematica che dice il comportamento dell'elettrone nell'atomo.

## EQUAZIONE D'ONDA o DI SCHRÖDINGER

$\Psi$  → funzione d'onda o orbitale  $m$  → massa elettrone

$E$  → energia totale  $-e$  → carica elettrone

$H\Psi = E\Psi$  applicato nella funzione  $\Psi$ , l'operatore  $H$  dà la stessa funzione moltiplicata per un valore.

← OPERATORE HAMILTONIANO (tiene conto delle energie cinetica e potenziale)

AUTOVALORE DELL'OPERATORE  $H$  / AUTOFUNZIONE DELL'OPERATORE  $H$

$\Psi^2(x, y, z)$  = densità di probabilità di trovare l'elettrone nel punto  $(x, y, z)$

$$d_p = \frac{P}{V} = \frac{\text{PROBABILITÀ}}{\text{VOLUME}}$$

$$P = d_p \cdot V = \int_V \Psi^2(x, y, z) dV = P_T$$

PROBABILITÀ TOTALE

Secondo il principio di Schrödinger, si parla di probabilità di trovare l'elettrone in un punto dello spazio, non più di orbite. Non si sa più qual è il comportamento di un elettrone, ma si calcola la probabilità.

NUMERI QUANTICI → ottenuti dall'equazione di Schrödinger:  $n, l, m$ .

Le funzioni si differenziano per il valore dei numeri quantici.

Dall'equazione si ottengono più funzioni d'onda, e seconda che l'atomo sia  $n=1$  o sia eccitato (elettrone in  $n=2, n=3, \dots$ ).

$n$  → numero quantico principale →  $1, 2, 3, \dots, \infty$  → quantità di energia

$l$  → numero quantico secondario →  $0, 1, 2, 3, \dots, n-1$  → forma dell'orbitale

$m$  → numero quantico magnetico →  $l, l-1, l-2, \dots, 0, \dots, -(l-2), -(l-1), -l$ .

$n=1$  → stato fondamentale

$l=0$   $m=0$

$\Psi_{1,0,0}$  → E primo orbitale che ottengo

Equazione che descrive il comportamento dell'elettrone allo stato fondamentale



$$n > 2$$

$$l = 0, 1 \rightarrow m = 0$$

$$\searrow m = -1, 0, 1$$

Ho tante funzioni d'onda

$$\begin{cases} \Psi_{2,0,0} \\ \Psi_{2,1,-1} \\ \Psi_{2,1,0} \\ \Psi_{2,1,1} \end{cases}$$

$$\text{Se } n=3 \begin{cases} l=0 & m=0 \\ l=1 & m=\begin{cases} -1 \\ 0 \\ 1 \end{cases} \\ l=2 & m=\begin{cases} -2 \\ -1 \\ 0 \\ 1 \\ 2 \end{cases} \end{cases}$$

Il numero di funzioni d'onda ottenibili si ottiene elevando al quadrato il valore di n.

$l=0 \rightarrow$  orbitale di tipo s

$l=1 \rightarrow$  " " " p

$l=2 \rightarrow$  " " " d

$l=3 \rightarrow$  " " " f

$m \rightarrow$  orientazione della forma nello spazio

In chimica, pongo il numero quantico principale, poi la lettera che indica l'orbitale, poi

$$\Psi_{1,0,0} \quad 1s$$

$$\Psi_{2,0,0} \quad 2s$$

$$\Psi_{2,1,-1}$$

$$\Psi_{2,1,0}$$

$$\Psi_{2,1,1}$$

$$2p_x \quad 2p_x$$

$$2p \quad 2p_y \quad 2p_y$$

$$2p_z \quad 2p_z$$

Incrementando n, aumentano le funzioni d'onda che possono descrivere l'orbitale.

Orbitali diversi con energie uguali si dicono DEGENERI.

Ci sono regioni dello spazio in cui è più probabile trovare orbitali,

regioni descritte dalla funzione matematica.

$$\Psi_{100} = \frac{N}{e^{-r/a_0}}$$

orbitale  
1s

$N \rightarrow$  fattore di normalizzazione che permette che si verifichi

l'equazione condizione  $\int_V \Psi^2 dV = 1$

$r \rightarrow$  distanza elettrone-nucleo

$a_0 \rightarrow$  raggio della 1° orbita di Bohr (0,529 Å)

La superficie limite dell'orbitale in cui è racchiuso il 90% di densità elettronica

ha un raggio  $a_0 = 0,529$  Å. Regione dello spazio con alta probabilità di

trovare un elettrone. Le dimensioni dipendono dalla funzione matematica.

L'elettrone è più probabile che si trovi in una sfera di raggio  $a_0$ .







Tutto questo per avere atomi con bassa energia, quindi alta stabilità.

Sperimentalmente, si vede che gli elettroni interagiscono tra di loro, per cui gli orbitali non avranno energia più alta di  $(n+1)s$ .

$n \setminus l$	0	1	2	3
1	1s			
2	2s	2p		
3	3s	3p	3d	
4	4s	4p	4d	4f
5	5s	5p	5d	5f

↳ ordine di riempimento degli orbitali e ordine di energia posseduta.



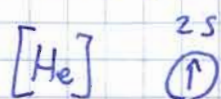
orbitale con due elettroni

## TAVOLA PERIODICA

$1s^2$  → numero elettroni che vanno a riempire l'orbitale  $1s$ .

$1s^2$  → dato che c'è un solo orbitale con due elettroni, i due elettroni si devono disporre con spin opposto  $\textcircled{\uparrow\downarrow}$

Il litio ha  $Z=3$ , quindi:  $1s^2 2s^1$ , ovvero due elettroni a livello 1 (come l'elio) e uno al livello 2s, cioè quello con energia minore, ma  $>$  di  $1s$ .



ELETTRONI DI VALENZA → elettroni in più oltre al gas nobile.

GAS NOBILI → ultima colonna della tavola.

Il neon ha una configurazione a guscio completo.

Le proprietà degli elementi si ripetono periodicamente. Un elemento ha proprietà analoghe all'elemento nella riga sopra.

Elementi che appartengono allo stesso gruppo hanno proprietà simili.

CONFIGURAZIONE GAS NOBILE + ELETTRONI

1<sup>a</sup> colonna → GAS NOBILE +  $n \cdot s^1$  così anche per le altre colonne  
 $\downarrow$   
 1, 2, 3, ...

Per fosforo, zolfo e fluoro posso promuovere gli elettroni a un livello energetico superiore (il 3); l'azoto no perché disposizione orbitali 3.



L'aufbau vale per la stabilità dell'atomo. Per promuovere elettroni si utilizza la regola teorica.

AUFBAU  $\rightarrow$  costruzione configurazione elettronica.

Dato che con l'argos si sono riempiti gli orbitali 3s e, prima del 3d, devo riempire il 4s, quindi cambio riga e l'argos è un gas nobile.

Elementi di TRANSIZIONE  $\rightarrow$  elementi arancioni che significano che, prima di passare al corrispondente della riga sopra, devo riempire d'orbitale  $(n-1)d$ .

Cromo e rame hanno un solo elettrone nell'orbitale 4s e uno in più nell'orbitale 3d perché così sono più stabili (eccezioni).

Gli elettroni dei livelli energetici precedenti sono congelati per cui non concorrono a formare gli elettroni di valenza.

RIGHE  $\rightarrow$  periodo      COLONNA  $\rightarrow$  gruppo

Gli atomi del primo gruppo hanno un elettrone di valenza.

Gli elettroni dei gas nobili sono stabili e non reagiscono.

1° gruppo  $\rightarrow$  metalli alcalini      17° gruppo  $\rightarrow$  alogeni

2° gruppo  $\rightarrow$  metalli alcalino-terrosi      18° gruppo  $\rightarrow$  gas nobili

I periodi sono caratterizzati dal numero quantico principale  $n$ .

BLOCCO S  $\rightarrow$  riempie orbitali di tipo s      BLOCCO D  $\rightarrow$  riempiono orbitali del livello energetico precedente al livello in cui si trovano.  $(n-1)d$

BLOCCO P  $\rightarrow$  riempie orbitali di tipo p

Gli elementi in basso (verde) sono quelli che vanno a riempire gli orbitali  $(n-1)f$ .

Sono stati sintetizzati in due elementi (lantano e attinio) perché sono molto rari e piccoli.

STESSO GRUPPO = STESSI ELETTRONI DI VALENZA

1° PROPRIETÀ  $\rightarrow$  raggio atomico

Considero un atomo come una sfera: nucleo e nuvola di elettroni. Se avvicino due atomi, metà della loro distanza è il raggio atomico.

Il raggio è direttamente proporzionale al quadrato del numero quantico principale e inversamente proporzionale alla carica atomica effettiva  $Z-S$ .



$S \rightarrow$  costante di schermo  $r \propto \frac{n^2}{Z-S}$  gli elettroni non rientrano tutti allo stesso modo dell'attrazione del nucleo.

umentano man mano che si scende e diminuiscono verso destra.

IONI  $\rightarrow$  atomi carichi

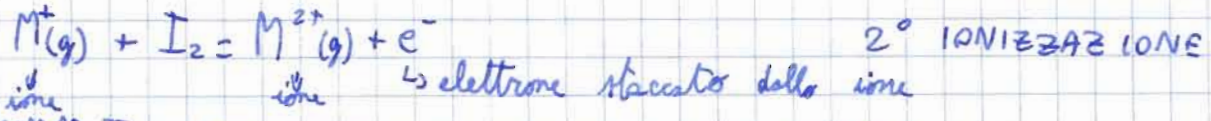
CATIONI  $\rightarrow$  atomi che hanno perso uno o più elettroni  $\rightarrow$  IONI POSITIVI

Il raggio degli ioni positivi sono minori dei raggi degli atomi da cui derivano

Il raggio degli ioni negativi (anioni) sono maggiori del raggio degli atomi da cui derivano.

2° PROPRIETA' PERIODICA  $\rightarrow$  energia di ionizzazione

$I = \frac{KJ}{mole}$  energia che bisogna fornire a un atomo gassoso isolato per strappargli un elettrone e trasformarlo in uno ione positivo isolato  $\rightarrow$  POTENZIALE DI IONIZZAZIONE



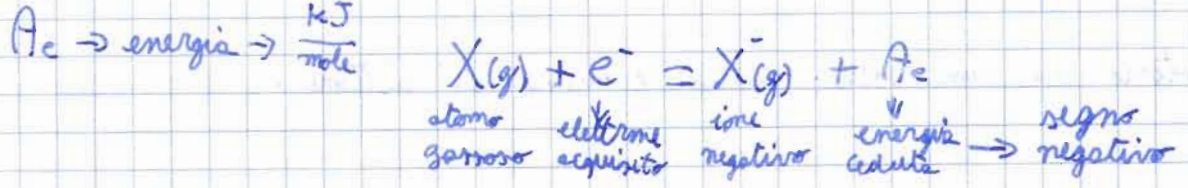
$I_2 > I_1$  perché  $I_2$  deve estrarre un elettrone da un atomo carica positivamente (forza attrattiva maggiore)

Gli elementi più a destra hanno maggiore stabilità e distanza degli elettroni dal nucleo minore, quindi è più difficile strappare elettroni

$\Rightarrow$  PIU' ENERGIA A DESTRA, MENO IN BASSO

I metalli possono solo cedere elettroni  $\Rightarrow$  SOLO IONI POSITIVI

3° PROPRIETA'  $\rightarrow$  affinità elettronica



Le gli elementi di destra acquistano un elettrone, cedono molta energia.

Dato che gli elementi di destra sono più piccoli, hanno più probabilità di acquistare un elettrone.



Per i gas nobili, l'affinità elettronica è positiva perché deve cioè fornire energia perché venga eccitato un elettrone, tanto sono stabili.

METALLO  $\rightarrow$  elemento che quando reagisce tende a perdere elettroni.

NON METALLO  $\rightarrow$  elemento che quando reagisce tende a acquistare elettroni.

SEMI METALLI  $\rightarrow$  caratteristiche intermedie.

BLOCCO S  $\rightarrow$  metalli (e parte l'idrogeno) sono molli, reattivi.

BLOCCO D e F  $\rightarrow$  metalli solidi, malleabili, conduttori...

Man mano che si va verso destra, aumenta il carattere non metallico.

} metalli sono tutti solidi (e parte il mercurio).

Man mano che si scende, aumenta il carattere metallico (quindi la possibilità che siano solidi).

### RIPASSO FORMULE x ESERCIZI

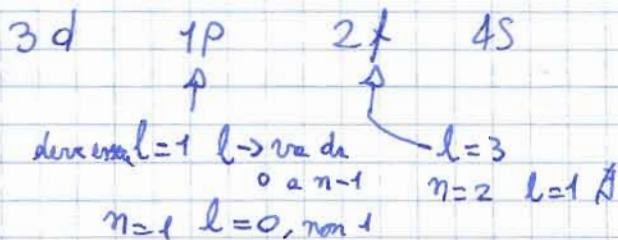
$$E = h\nu$$

$$E = \frac{h}{mv}$$

$$\bar{\nu} = R_H \left( \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) \text{ PER L'IDROGENO}$$

Se la frequenza è nel visibile,  $n_1 = 2$ .

Esercizi sui numeri quantici: Data una serie di orbitali, dire quali non possono esistere e perché:



Quanti orbitali hanno questa combinazione di numeri quantici?

$$n=3 \quad l=1$$

9 orbitali solo quelli p, cioè  $3 \rightarrow 3 \cdot 2 = 6$  elettroni

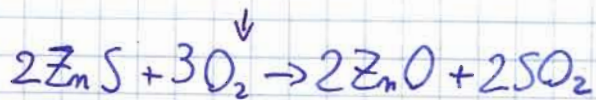
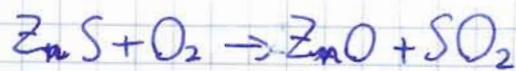
### ESERCITAZIONI

ES N°1 delle seguenti date

17/11/06    4/9/06

18/9/06    22/1/07





1) Io ho 50 kg di ZnS, quanto ZnO ottengo?

2) Quanti litri di SO<sub>2</sub> in condizioni normali?

1)

$$m_a \text{Zn} = 65,37 \text{ u} \quad m_m \text{Zn} = 65,37 \text{ g/mol}$$

$$m_a \text{S} = 32 \text{ u} \quad m_m \text{S} = 32 \text{ g/mol}$$

$$m_m \text{ZnS} = (65,37 + 32) \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 97,37 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$n^\circ \text{moli} = \frac{\text{massa}}{\text{massa molare}} = \frac{50000 \text{ g}}{97,37 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 513,5 \text{ moli di ZnS}$$

Dato che i rapporti stechiometrici sono  $\frac{2:3:2:2}{1:1}$

Quindi, se 50 kg di ZnS danno 513,5 moli, avrò 513,5 moli di ZnO

$$m_m \text{O} = 16 \text{ g/mol}$$

$$m_m \text{ZnO} = (65,37 + 16) \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 81,37 \frac{\text{g}}{\text{mole}}$$

$$\text{massa ZnO} = n^\circ \text{moli} \cdot \text{massa molare} = (513,5 \cdot 81,37) \text{ g} = 41,78 \text{ kg}$$

2)  $V_{\text{per mole}} = 22,414 \frac{\text{l}}{\text{mol}}$  Ci sono sempre 513,5 moli (anche di SO<sub>2</sub>) perché il rapporto stechiometrico è sempre 2.

$$L. \text{SO}_2 \text{ c.n.} = 22,414 \frac{\text{l}}{\text{mol}} \cdot 513,5 \text{ mol} = 11509 \text{ l}$$

18/9/06



TETRAOSSIDO  
DI TRIMANGANESE

TROSSIDO DI  
BIALLUMINIO

1) Quanti grammi di manganese da 80 g di Mn<sub>2</sub>O<sub>4</sub> e 15 g di Al e la resa è del 75%.



$$m.mol Mn_3O_4 = 228,7 \text{ g/mol}$$

$$moli Mn_3O_4 = \frac{80g}{228,7 \text{ g/mol}} = 0,35 \text{ moli}$$

$$m.mol Al = 26,98 \text{ g/mol}$$

$$moli Al = \frac{15g}{26,98 \text{ g/mol}} = 0,55 \text{ moli}$$

3 moli di ossido di manganese reagiscono

con 8 moli di alluminio

RAPPORTI  
STECIOMETRICI

3 : 8 : 4 : 9

$$\frac{Mn_3O_4}{Al} = \frac{3}{8} = 0,375 \text{ rapporto teorico}$$

$$\frac{0,35 \text{ di } Mn_3O_4}{0,55 \text{ di Al}} = 0,636$$

rapporto sperimentale  $\rightarrow$  reagente limitante  $\rightarrow$  alluminio

Se 0,375 moli di ossido di manganese reagiscono con 1 mole di alluminio

0,636 moli di ossido di manganese dovrebbero reagire con circa 2 moli di alluminio, invece ne ho soli 0,55 moli.

$$0,375 : 1 = 0,636 : x$$

$Mn_3O_4$  Al  $Mn_3O_4$  Al  
TEORICAMENTE NEL NOSTRO CASO

Io cerco il manganese e so che ciò che limita è l'alluminio.

RAPPORTO  
MANGANESE  
ALLUMINIO

$$= \frac{9}{8}$$

di alluminio ne ho 0,55 moli, quindi

$$moli Mn = 0,55 \cdot \frac{9}{8} = 0,62 \text{ moli di Mn}$$

massa molare  
manganese

$$= 54,9 \text{ g/mol}$$

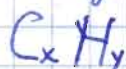
$$Mn = 54,9 \text{ g/mol} \cdot 0,62 \text{ mol} = 34,038 \text{ g teoricamente...}$$

Dato che la resa è del 75%, i grammi di manganese reali sono

$$Mn = 34,038 \text{ g} \cdot 0,75 = 25,52 \text{ g}$$

22/01/07

Composto gassoso formato da carbonio e idrogeno.



C = 80%

1L di  $C_x H_y = 1,34 \text{ g/L}$  in c.n.

$$x + y = ?$$

$$1,34 \text{ g/L} \cdot 22,414 \text{ L/mol} = 30 \text{ g/mol}$$

$$C = 30 \text{ g/mol} \cdot 0,8 = 24 \text{ g/mol}$$

$$m.molare C = 12 \text{ g/mol}$$

$$n^{\circ} C = \frac{24}{12} = 2 \text{ moli}$$



Ci sono 2 moli di carbonio in 24 g/mol, nei restanti 6 g di composto, ci

avranno  $\frac{6g}{\text{massa molare} \rightarrow 1 \text{ idrogeno}} = 6$ , quindi  $X=2$   $Y=6$   $C_2H_6$  ETANO

massa molecolare = 30u dato che da massa molare è 30 g/mol



2 7 4 6

$m_{\text{mole}} C_2H_6 = 2 \cdot 12 + 6 = 30 \text{ g/mole}$   $n^{\circ} \text{ moli} = \frac{20g}{30 \text{ g/mol}} = 0,666 \text{ moli di } C_2H_6$

$n^{\circ} \text{ moli } CO_2 = 2 \cdot 0,666 = 1,33 \text{ moli teoriche}$

$\rightarrow 1,33 \cdot 0,8 = 1,064 \text{ moli effettive}$

Quale volume di aria occorre per fare questa reazione in C.N.

rapporto tra ossigeno e  $CO_2 = \frac{7}{4}$  moli  $O_2 = \frac{7}{4} \cdot 1,064 = 1,862 \text{ moli di } O_2 \text{ al } 100\%$

$L_{O_2} = 1,862 \cdot 22,414 = 41,73 \text{ L } O_2$  Nell'aria c'è il 20% di ossigeno

$L_{\text{ARIA}} = 41,73 \cdot \frac{100}{20} = 208,6 \text{ L}$  dato che  $20 : 100 = 41,73 : X$   
 $O_2 \downarrow$   $ARIA \downarrow$   $O_2 \downarrow$

FINE ESERCITAZIONI

## LEGAME CHIMICO

ISOMERI  $\rightarrow$  molecole che contengono lo stesso tipo e lo stesso numero di atomi, però gli atomi sono legati tra loro in modo diverso e hanno diverse proprietà.

CHIMICA ORGANICA  $\rightarrow$  chimica che si occupa del carbonio



Gli atomi formano legami diversi.



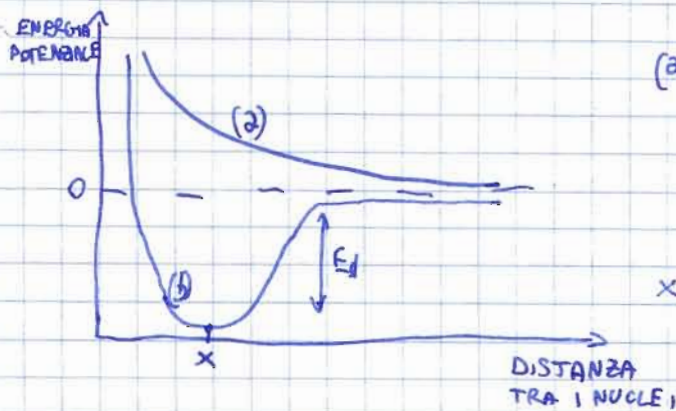
Per descrivere il legame chimico si fa riferimento alla legge di Coulomb

$$E = k \cdot \frac{q_1 q_2}{r}$$

Gli elettroni che interessano al legame chimico sono quelli di valenza.

Tra due atomi, ci sono interazioni tra elettroni di uno e nuclei (+) e elettroni (-) dell'altro.

Due atomi formano il legame così il sistema diventa più stabile. In questo caso, l'insieme di interazioni attrattive è maggiore. Il sistema libera energia (ENERGIA DI LEGAME) e, quindi, avrà meno energia. L'energia cinetica viene trascurata, rimane quella potenziale.



(a) stati repulsivi di non legame, cioè quando l'energia repulsiva è maggiore (gas nobili)

x → punto minimo in cui ho maggiore stabilità. Le avviciniamo gli atomi ancora di più, inizia a farsi sentire

l'energia repulsiva (b) → stati attrattivi di legame

x → distanza di legame, distanza ottimale (quando si forma un legame)

$E_d$  → se considerata con segno negativo, è l'energia di legame; se considerata positiva (cioè da fornire per rompere il legame), viene chiamata energia di dissociazione del legame.

LEGAME CHIMICO → dato che gli atomi contengono particelle cariche, quando si parla di legame si deve pensare all'interazione coulombiana.

### LEGAME IONICO

Gli ioni sono atomi carichi (negativi → anioni, positivi → cationi). Interazioni tra ioni. Si forma quando si combinano tra loro un elemento a bassa energia di ionizzazione (metalli) e uno ad alta affinità elettronica (non metalli).



$\text{NaCl} \rightarrow$  cloruro di sodio, anche se è uno ione, vengono indicati per convenzione come atomi neutri.

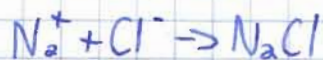
$\text{Na} \rightarrow$  sodio  $\rightarrow$  un elettrone di valenza ( $3s^1$ )

$\text{Cl} \rightarrow$  cloro  $\rightarrow$  gli manca un elettrone per avere la conf. elettronica dell'argo.

Il sodio diventa uno ione positivo del gas nobile che lo precede e diventa  $\text{Na}^+$  ( $[\text{Ne}]$ )

Il cloro diventa uno ione negativo del gas nobile che lo segue

$\text{Cl}^-$  ( $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$ ) cioè  $\text{Cl}^-$  ( $[\text{Ar}]$ )



Forma macromolecole, tridimensionalmente per una distribuzione di cloro e sodio. La formula dice solo i rapporti stechiometrici, non è una molecola singola, ma una macromolecola.

L'ossigeno forma ioni  $2^-$  perché gli mancano 2 elettroni per raggiungere la configurazione del gas nobile.

PSEUDO GAS NOBILE  $\rightarrow$  configurazione di un gas nobile più orbitali "d" pieni.

## LEGAME COVALENTE

Il legame chimico avviene perché gli atomi mettono in compartecipazione una coppia di elettroni. Non c'è un atomo che cede un elettrone a un altro atomo come nel legame ionico, ma ogni atomo condivide un elettrone spaiato. Gli elettroni che formano i legami sono solo quelli più esterni. La condivisione serve per avere una configurazione elettronica più stabile. La simbologia è:

atomo  $\rightarrow$  simbolo

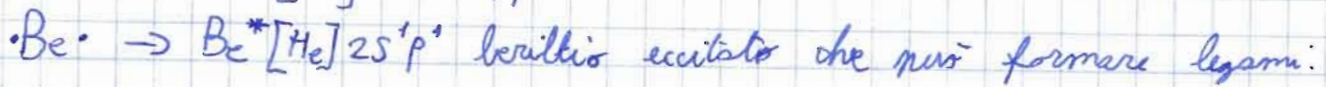
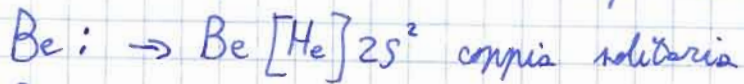
elettroni di valenza  $\rightarrow$  puntini

elettroni nello stesso orbitale (CODA SOLITARIA)  $\rightarrow$  due puntini o trattino.

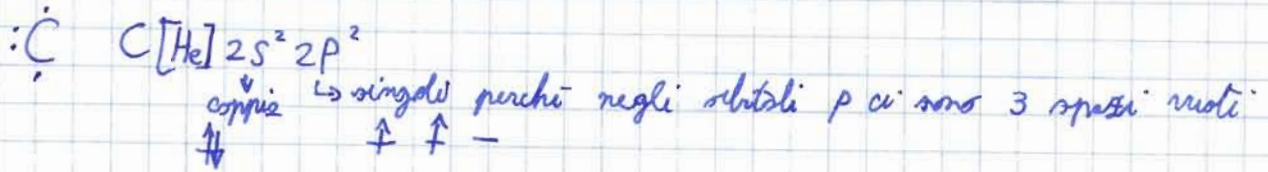
Se un atomo ha solo coppie solitarie, non può formare legami perché non ha elettroni spaiati; bisogna "accudire" affinché promuova un elettrone



all'orbitale sopra e lo rende spaiato.



Nel caso del carbonio



Nel legame idrogeno-idrogeno, ogni atomo condivide l'elettrone con l'altro.

Ogni nucleo interagisce con due elettroni, come se avesse una configurazione  $1s^2$ , cioè la configurazione dell'elio, il gas nobile più vicino all'idrogeno, quindi più stabile. Questo per entrambi gli atomi.

$\text{H}-\text{H}$  mentre non ha senso  $\text{H}=\text{H}$  perché l'idrogeno ha un solo elettrone da condividere e poi non si arriverebbe alla configurazione di un gas nobile.

Se un non metallo si lega a un non metallo, si formerà un legame covalente, perché per quello ionico serve un metallo.

MOLECOLE OMONUCLEARI  $\rightarrow$  molecole formate dallo stesso elemento.

LEGAME SINGOLO  $\rightarrow$  coinvolge una sola coppia di elettroni

LEGAME DOPPIO  $\rightarrow$  coinvolge due coppie di elettroni

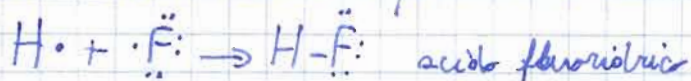
Un legame singolo è più lungo e meno energetico di uno doppio tra gli stessi atomi.



Molto resistenti, molecole inerti, poco propense a reagire.

REGOLA DELL'OTTETTO  $\rightarrow$  configurazione stabile di tipo gas nobile

MOLECOLE ETERONUCLEARI  $\rightarrow$  formate da elementi diversi.



Il fluoro raggiunge la configurazione a ottetto, l'idrogeno raggiunge quella dell'elio.



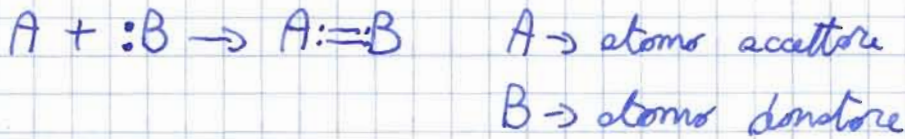
IDROCARBURI → composti che contengono solo atomi di carbonio e idrogeno

ALCANI → legame singolo tra due atomi di carbonio.  
ALCHENI → legame doppio tra due atomi di carbonio.  
ALCHINI → legame triplo tra due atomi di carbonio.

+ meno atomi di idrogeno perché disponibili  
- meno elettroni

### LEGAME COVALENTE DATIVO indicato con una →

La coppia di elettroni messa in condivisione deriva da un solo atomo.

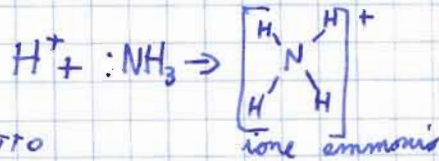


Due elettroni possono non essere spaiati, ma una coppia solitaria.



Abbiamo sempre due elettroni (la coppia) e due nuclei.

Questi due elettroni all'inizio appartengono entrambi all'azoto. L'azoto mantiene la struttura a otteetto e l'idrogeno<sup>+</sup> arriva alla configurazione del gas nobile elio. Diventa uno ione



### ECCEZIONI ALLA REGOLA DELL'OTTEETTO

1) atomi che per la loro configurazione non riescono a raggiungere la configurazione del gas nobile.

Il boro può formare, se eccitato, 3 legami singoli. avendo 3 elettroni di valenza, con i 3 legami arriva a una configurazione a 6 elettroni, ma non arriva all'ottetto. MOLECOLE ELETTRONE DEFICIENTE. Molecola meno stabile, ma più reattiva.

Il boro può accettare 2 elettroni (ad esempio dall'ammoniacca) per raggiungere l'ottetto.

2) atomi che possono promuovere un elettrone al livello energetico superiore e formare più legami di quelli necessari a raggiungere l'ottetto.



Il fosforo P si può vedere  $\cdot\ddot{P}\cdot$  o  $\cdot\ddot{P}\cdot$   
 $3s^2 3p^3$        $3s^1 3p^3 3d^1$

Questo può accadere solo se l'elemento è dal 3° livello in poi, perché prima non ci sono orbitali dello stesso livello energetico disponibili.

3) nel caso due atomi abbiano elettroni disponibili in numero diverso

$\cdot\ddot{N}\cdot + \cdot\ddot{O}\cdot = \cdot\ddot{N}=\ddot{O}\cdot$  Gli atomi si combinano in modo tale da non riuscire a legare tutti gli elettroni, anche se ne avrebbero le possibilità.

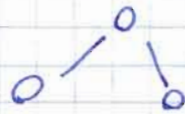
Le molecole formate PER ELETTRONI DISPARI sono molto resistenti

MOLECOLE DIAMAGNETICHE → tutti gli elettroni sono accoppiati e i loro effetti magnetici sono nulli.  $\approx N \equiv N \approx$

MOLECOLE PARAMAGNETICHE → hanno elettroni non accoppiati, la molecola interagisce con un campo magnetico con forze attrattive.

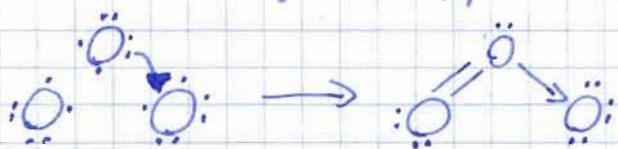
Per la teoria di Lewis, l'ossigeno dovrebbe essere diamagnetico, invece sperimentalmente si vede che è paramagnetico.

L'ozono ( $O_3$ ) è a forma angolare con soli due legami



di lunghezza identica. Per la teoria di Lewis, dovrebbero

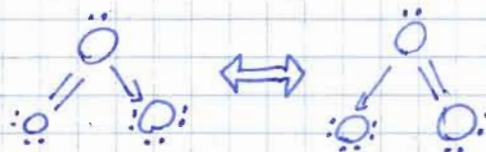
esserci un legame doppio e un legame covalente dativo singolo.



Ma, sperimentalmente, si è visto che

i legami devono essere lunghi uguali.

FORMULE DI RISONANZA → gli atomi rimangono fissi, cambia la distribuzione degli elettroni.



Cl — · H legame covalente

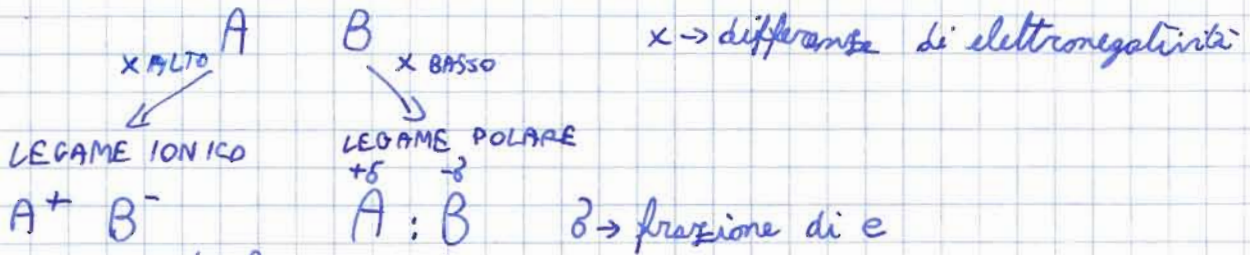
4° proprietà periodica: ELETRONEGATIVITÀ → tendenza di un atomo di attrarre verso di sé la coppia elettronica di legame. Proprietà intrinseca dell'atomo che si esplica quando l'atomo crea legami.



$|\bar{Cl}-\bar{Cl}|$  legame covalente PURO (molecole  $Cl_2, O_2, H_2 \dots$ )

Possibile solo per molecole OMOPOLARI.

La carica elettrica negativa è più spostata verso uno dei due atomi, quello con maggiore elettronegatività, nel caso di due atomi diversi.



L'elettrone viene perso da A e acquisito da B

MOMENTO DI DIPOLO ( $\mu$ )  $\rightarrow$  è un vettore che ha come modulo  $\mu = \delta \cdot l$  [D] ↳ deve essere  
 $A-B$  direzione dell'atomo con  $\delta > 0$  a quello con  $\delta < 0$   $1D = 3,33 \cdot 10^{-30} C \cdot m$

Il momento di dipolo è una proprietà delle molecole misurabile.

Il legame covalente polare ha in sé una percentuale di carattere ionico che sarà maggiore quanto più sarà maggiore la differenza di elettronegatività.

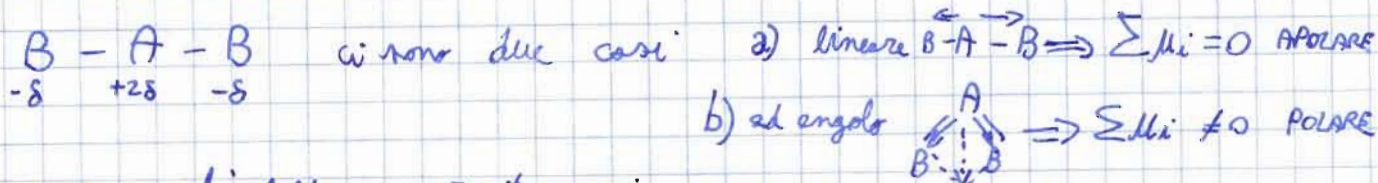
$$\delta = \frac{\mu}{l} = \frac{\text{nel caso dell'HCl} = 1,06 D}{127 pm} = 0,17 \cdot e$$

$$\% = \frac{\mu}{e \cdot l} \cdot 100 = 17\%$$

Se la materia è polare, l'interazione segue regole precise.

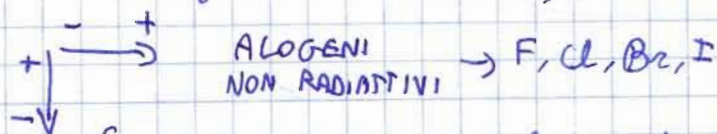
MOLECOLA POLARE  $\rightarrow$  molecola con momento di dipolo diverso da 0.

Passiamo alle molecole triatomiche con una certa simmetria.



Per misurare l'elettronegatività si usa


la SCALA DI PAULING. Il valore massimo è dato dal fluoro (elemento più elettronegativo, valore 4). Stesso andamento dell'affinità elettronica.






Il legame covalente puro si può avere solo con le molecole omonucleari perché in quel caso la differenza di elettronegatività sarebbe nulla.

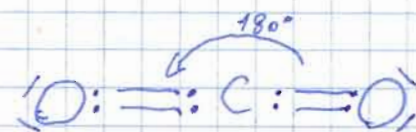
TEORIA VSEPR → serve per stabilire la geometria di una molecola.  
Teoria della repulsione delle coppie elettroniche della sfera di valenza.  
La geometria di una molecola dipende da come si dispongono gli elettroni nello spazio, che si dispongono in modo da minimizzare le repulsioni tra gli elettroni che formano il legame.

1) REPULSIONE TRA 2 COPPIE → angolo di  $180^\circ$  

2) REPULSIONE TRA 3 COPPIE → angolo di  $120^\circ$  

3) REPULSIONE TRA 4 COPPIE → angolo di  $109^\circ$

Tre geometrie principali!

1) La molecola di  $\text{CO}_2$  è lineare  $\text{O}::\text{C}::\text{O}$  

Il legame multiplo viene considerato come uno unico per la teoria VSEPR, quindi si ricade nella repulsione tra 2 coppie, non in quella da 4 coppie.

2) Geometria trigonale planare

3) Non si resta più nel piano, altrimenti sarebbero tutti angoli di  $90^\circ$ , che non è la misura ottimale, perché nelle 3 dimensioni c'è una figura geometrica (tetraedro) che mi permette di avere 4 angoli di  $109,5^\circ$  ciascuno.

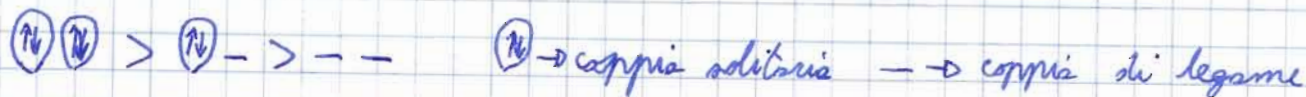
Nel caso di molecole con coppie solitarie, le coppie solitarie vengono considerate nel conteggio delle coppie per stabilire come si dispongono, ma nel stabilire la geometria, non lo conto, perché a raggi X non vedo le coppie solitarie.

Le coppie solitarie occupano più spazio di una di legame, perché gli elettroni di valenza sono vincolati da due cariche positive (e due nuclei).

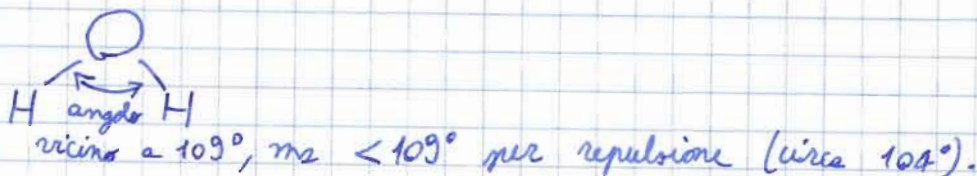
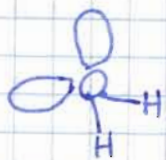
La repulsione tra una coppia di legame e una solitaria è maggiore



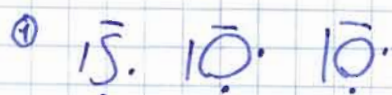
di quella tra due coppie di legame e minore di quella tra due coppie solitarie



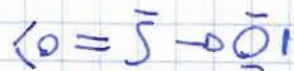
L'acqua ha due legami H-O e due coppie solitarie  $\rightarrow$  distribuzione tetraedrica e geometria angolare planare.



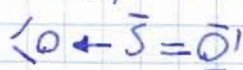
molecola  $SO_2$ , disegnare formula di Lewis e forma.



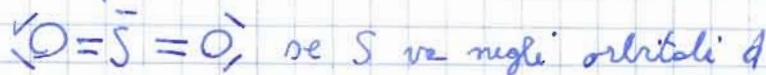
② è difficile che le molecole formino triangoli o quadrati chiusi, quindi escluso la forma



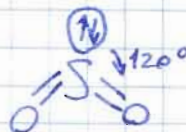
oppure



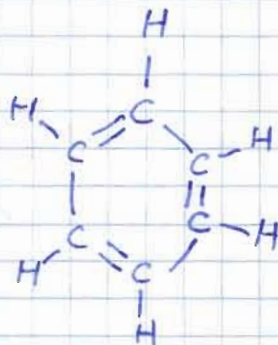
oppure



e anche  $\langle O = O \bar{S} \cdot$  perché l'ossigeno ha già raggiunto l'ottetto e non gli interessa fare altri legami.

La disposizione sarà  con angoli di  $120^\circ$ , ma la geometria sarà planare angolare, con angolo minore di  $120^\circ$  per la repulsione.

Il carbonio forma sempre 4 legami, ma nel caso del benzene  $C_6H_6$  sembra abbia solo 3 legami. Per cui, unisco a coppie gli atomi di carbonio.



ma avrei potuto anche scrivere



La distanza carbonio-carbonio è sempre la stessa ( $1,39 \text{ \AA}$ ), una media tra quelli con legame doppio e legami singoli.

TEORIA VB (legame di valenza)

Il legame covalente è visto come interazione tra elettroni.

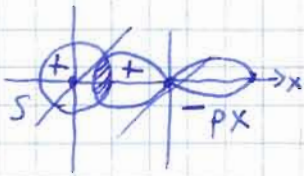


Teorizzata per la molecola di idrogeno.



Gli elettroni saranno nella regione tra i due nuclei perché sentono l'attrazione dei due nuclei.

Gli orbitali si sovrappongono quando gli atomi interagiscono tra loro e si avvicinano. Nel caso dell'idrogeno, le due superfici limitate si sovrappongono (orbitali 1s). Si possono sovrapporre solo se hanno la stessa energia bassa (difficile 1s-6s).



La sovrapposizione è possibile solo se le due funzioni che descrivono gli orbitali hanno lo stesso segno.

S-P<sub>y</sub> NO

S-P<sub>z</sub> NO



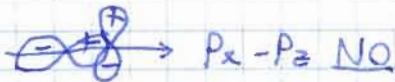
sovrapposizione proibita perché segni diversi.



P<sub>x</sub>-P<sub>x</sub> OK



P<sub>z</sub>-P<sub>z</sub> OK



P<sub>x</sub>-P<sub>z</sub> NO



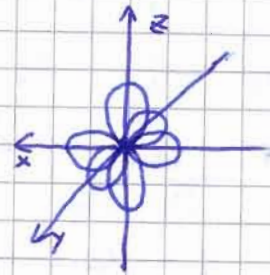




TEORIA VB  $\rightarrow$  regole generali, descrizione idrogeno e azoto.

$H_2 \rightarrow$  legame singolo  $\sigma$

$\cdot \overset{\cdot}{N} \cdot$   
 $2s^2 2p^3$   $\uparrow \uparrow \uparrow_{2p}$  al max può creare 3 legami



legame  $\sigma$  (sigma) li avvicinano anche gli orbitali  $p_y$  e  $p_z$

È più efficace la  $\sigma$   $\sigma$

sovrapposizione orizzontale. Quelli laterali si formano solo se prima c'è un legame orizzontale. Non esistono legami  $\pi$  se non si è formato un legame  $\sigma$ .  $\pi \rightarrow$  legame laterale



DOPPIO LEGAME  $\rightarrow$  un legame sigma e uno pi-greco.

TRIPLO LEGAME  $\rightarrow$  un legame  $\sigma$  e due  $\pi$ .

TEORIA MO  $\rightarrow$  considero tutti gli atomi della molecola e tutti gli elettroni e matematicamente ottengo orbitali che descrivono i nuovi elettroni. I nuovi orbitali sono orbitali molecolari, ottenuti combinando quelli atomici. Questi vengono poi riempiti usando la regola dell'aufbau.

LCAO  $\rightarrow$  linear combination of atomic orbitals.

Guardo tutti gli orbitali atomici che descrivono l'atomo.

Con  $N_{AO} \Rightarrow N_{MO}$  con combinazioni lineari.

$\Psi_{AO}^2$   $\Psi_{MO}^2$  È come fare un aufbau della molecola.

Vale la differenza tra legami  $\sigma$  e  $\pi$

$H_2$   $H_A$   $1s$   $\Psi_{1s_A}$  li possono essere solo due combinazioni lineari di

$H_B$   $1s$   $\Psi_{1s_B}$  queste due funzioni:  $\Psi_{1s_A} - \Psi_{1s_B}$  e  $\Psi_{1s_A} + \Psi_{1s_B}$

Le due nuove combinazioni sono i nuovi orbitali molecolari; la combinazione con segno - ha energia più alta.



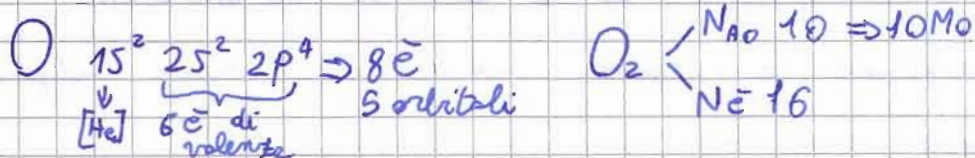




ORDINE DI LEGAME =  $0,5 + 0,5 - 0,5 - 0,5 = 0$

La teoria VB si occupa degli elettroni a coppie, ignorando gli elettroni non di valenza.

Il quadrato della funzione d'onda dice la densità di probabilità di trovare un elettrone in una certa regione di spazio.



In genere, faccio combinazioni lineari di orbitali che hanno la stessa energia.



ORDINE LEGAME DI  $O_2 = 0,5 + 0,5 + 0,5 + 0,5 + 0,5 + 0,5 - 0,5 - 0,5 = 2$  ecc perché nell'ossigeno c'è un legame doppio.

Nel caso dell'azoto, non ho gli elettroni negli orbitali  $\pi_{py}^*$  e  $\pi_{pz}^*$ , per cui ho ordine di legame = 3  $\Rightarrow$  legame triplo.

### LEGAME METALLICO

I metalli sono in genere solidi cristallini, cioè ordinati nelle 3 regioni dello spazio.

Non esistono molecole biatomiche, triatomiche... dei metalli, per cui li indico con l'atomo e l'atomo.

### TEORIA A MARE DEGLI ELETTRONI

Atomi rappresentati come sfere in stretto contatto tra loro per occupare più spazio possibile. Tra i nuclei ci stanno gli elettroni.



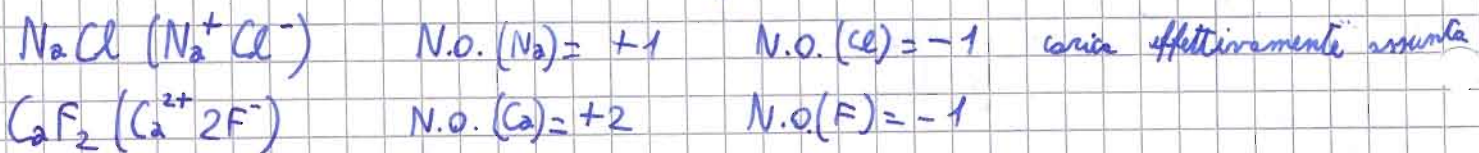
$\oplus \oplus \oplus \oplus \rightarrow$  elettroni Posso lavorare i metalli perché posso far scorrere una colonna senza che il metallo diventi instabile.

APPUNTI 23/10/2007

## CAPITOLO 4

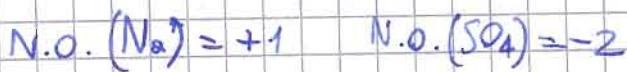
NUMERO DI OSSIDAZIONE  $\rightarrow$  convenzione: carica assunta da un atomo quando a seguito di formazione di legami assume una nuova configurazione elettronica. Può avere segno + o -.

Nei composti ionici, che si formano a partire da atomi neutri, il numero di ossidazione è uguale alla carica ionica.

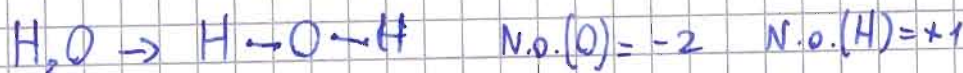
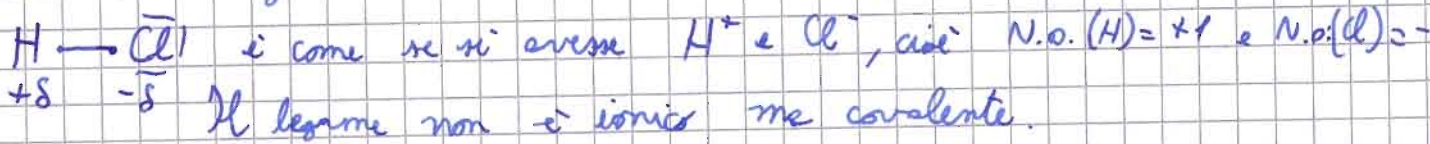


Ioni fluoro doppi rispetto agli ioni calcio. Il calcio da origine a ioni bivalenti perché hanno configurazione elettronica  $n\text{S}_2$ , quindi per arrivare alla conf. el. del gas nobile, perde due elettroni, come tutti i metalli alcalino-terrosi (2° gruppo).

$\text{Na}_2\text{SO}_4 (2\text{Na}^+ \text{SO}_4^{2-})$  composto misto ionico-covalente. Il sodio, quando si lega forma sempre legami ionici. Ci sono 2 ioni  $\text{Na}^+$ , quindi, per mantenere l'atomo neutro,  $\text{SO}_4$  deve essere bivalente.



Nei composti covalenti polari, il numero di ossidazione è la carica che l'atomo avrebbe se il legame fosse ionico, dopo aver attribuito le coppie elettroniche di legame all'atomo più elettronegativo (solo x convenzione).



La SOMMA dei N.O. deve dare ZERO.

$\text{H} \rightarrow \overset{+}{\delta} \text{O} \overset{-}{\delta} \text{H}$  A CAVA OSSIGENATA Considero i legami a coppie



legame covalente puro  $\rightarrow$  effetto nullo delle coppie di elettroni



Un atomo ha numero di ossidazione diverso in base ai legami che forma

$H_2 \rightarrow H-H \rightarrow$  legame covalente puro  $\rightarrow$  nessun  $\delta$  di elettronegatività

$\Rightarrow$  N.O. = 0. Quando ha un composto covalente puro (stessi atomi)

N.O. = 0.

METALLI ALCALINI  $\rightarrow +1$

METALLI ALCALINO-TERROSI  $\rightarrow +2$

IDROGENO  $\rightarrow +1$

eccetto quando è legato ai metalli del I e II gruppo  $\rightarrow -1$   
o con i metalli di transizione

Dato che i metalli non possono mai avere carica negativa, questa viene presa dall'idrogeno.

OSSIGENO  $\rightarrow -2$  secondo elemento più elettronegativo (dopo il fluoro)

eccetto che

- nei perossidi ( $H_2O_2$ )  $\rightarrow -1$  sempre legato a un altro atomo di ossigeno

- nei superossidi ( $KO_2$ )  $\rightarrow -\frac{1}{2}$  forma un legame ionico con un metallo

- nel fluossido di ossigeno ( $F_2O$ )  $\rightarrow +2$

ALOGENI (gruppo 17) nei composti formati da due elementi  $\rightarrow -1$

MOLECOLA NEUTRA  $\rightarrow \sum N.O. = 0$

IONE POLIATOMICO  $\rightarrow \sum N.O. = -2$

In  $SO_4^{2-} \rightarrow \sum N.O. = -2$   $N.O. S + 4 N.O. O = -2$   $N.O. S + 4 \cdot (-2) = -2$

$N.O. S = +6$

$N_2SO_4$

+1 +6 -2

ESEMPLI

$H_2SO_4$

$S \rightarrow ?$   $2 \cdot (+1) + S + 4 \cdot (-2) = 0$   $2 + S + (-8) = 0$   $S = +6$

$H \rightarrow +1$  perché non ci sono metalli

$O \rightarrow -2$

$K_2Cr_2O_7$

$2 \cdot (+1) + 2Cr + 7 \cdot (-2) = 0$   $2 + 2Cr - 14 = 0$   $no. Cr = +6$

N.O. metalli di transizione  $\rightarrow$  molto alto

$N_2CO_3$

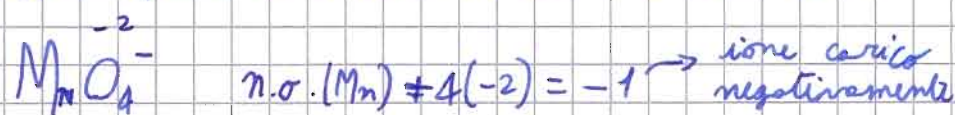
$2 \cdot (+1) + C + 3 \cdot (-2) = 0$   $2 + C - 6 = 0$   $C = +4$



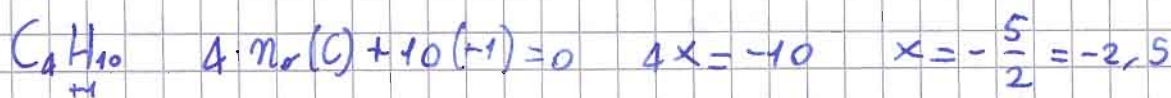
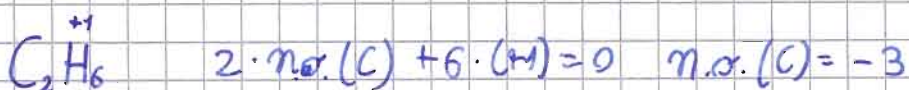
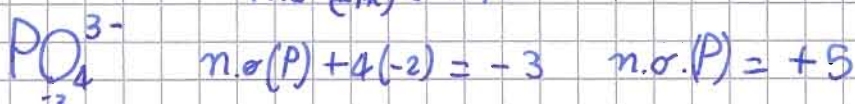


Una specie è più OSSIDATA quanto più alto è il numero di ossidazione

Una specie è RIDOTTA se N.O. è basso



$\text{n.o.}(\text{Mn}) = +7$



In realtà, il carbonio esterno ha n.o. = -3 e, quelli interni, n.o. = -2.

All'interno della stessa molecola potrei avere atomi con n.o. diversi.

## CLASSIFICAZIONE E NOMENCLATURA COMPOSTI INORGANICI

- IDRURI  $\rightarrow$  composti binari dell'idrogeno (con due tipi di elementi)
- OSSIDI  $\rightarrow$  composti binari dell'ossigeno
- IDRURI IONICI  $\rightarrow$  composti binari dei metalli con l'idrogeno (N.O. = -1)
- OSSIDI IONICI  $\rightarrow$  composti binari dei metalli con l'ossigeno



L'ossido di alluminio ha atomi Al e O: Al  $\rightarrow$  +3 (N.O.)

Considero il m.c.m. tra le cariche (6)  $\quad \text{O} \rightarrow$  -2 (N.O.)

Il 6 sta nel 3 due volte e nel 2 tre volte  $\text{Al}_2\text{O}_3$ .

I rapporti stechiometrici sono l'opposto dei N.O.

Prima i metalli, poi i non metalli.

L'ossido di magnesio ha: Mg  $\rightarrow$  +2  $\quad \text{O} \rightarrow$  -2  $\quad \text{MgO}$

- IDRURI COVALENTI  $\rightarrow$  composti binari di un non metallo con l'idrogeno
- OSSIDI COVALENTI  $\rightarrow$  composti binari di un non metallo con l'ossigeno

Scrivo prima ossido o idruro poi l'altro elemento (al contrario di come si scrive nella formula).



$\text{CH}_4 \rightarrow$  idruro di carbonio = metano (nome d'uso)  $\quad \text{H}_2\text{O} \rightarrow$  acqua



IDRACIDI → donatori di ioni  $H^+$ , contengono idrogeno e un non metallo

HF → acido fluoridrico

HI → acido iodidrico

HCl → acido cloridrico

$H_2S$  → acido solfidrico

HBr → acido bromidrico

HCN → acido cianidrico

Per il nome, si toglie l'ultima lettera del non metallo e si aggiunge -idrico. I composti dello zolfo scambiano la  $\Xi$  con la S.

Questi sono sempre idruri covalenti, assieme a  $H_2O$ ,  $CH_4$ ,  $NH_3$

## NOMENCLATURE DEGLI OSSIDI IONICI E COVALENTI

### 1) MODERNA

$CaO$  → ossido di calcio

$Al_2O_3$  → triossido di dialluminio

1 atomo → nome

4 → tetra - elemento

2 atomi → biossido o di - elemento

5 → penta - elemento

3 atomi → tri - elemento

6 → esa - elemento

L'alluminio forma un solo ossido, per cui posso usare ossido di alluminio

2) NOTAZIONE DI STOCK (si indica il numero di ossidazione dell'elemento legato all'ossigeno in numero romano).

$FeO$  → ossido di ferro (II)

$Fe_2O_3$  → ossido di ferro (III)



C'è una convenzione che dice di dare il suffisso OSO per il numero di ossidazione più basso e il suffisso ICO per le molecole con numero di ossidazione più alto.

In questo tipo di nomenclatura, OSSIDO → ossigeno legato ai metalli.

ANIDRIDE → ossigeno legato ai non metalli

PEROSSIDI → composti in cui l'ossigeno è legato a un altro atomo d'ossigeno e ogni ossigeno ha numero di ossidazione -1.

SUPEROSSIDI → l'ossigeno ha numero di ossidazione  $-\frac{1}{2}$

### COMPOSTI TERNARI

IDROSSIDI → composti ternari formati da idrogeno, ossigeno e un metallo

Il metallo ha carica positiva del metallo e una negativa  $OH^-$ . Sono BASI.

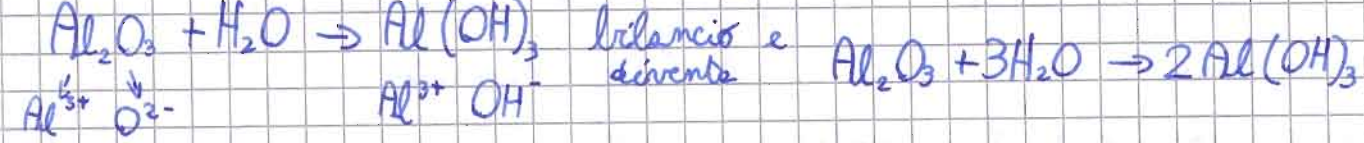
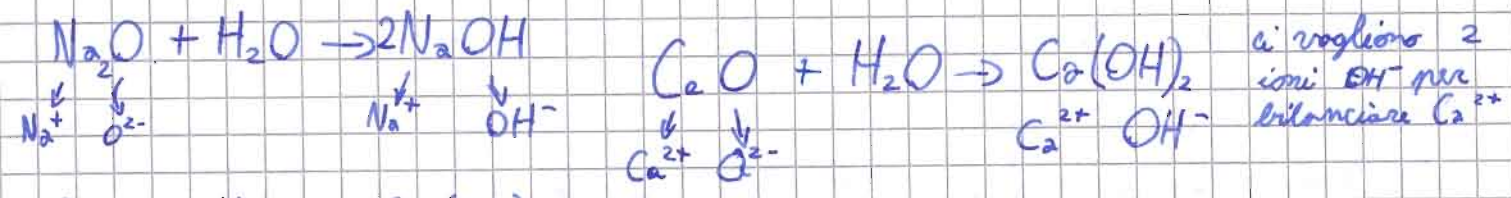


Si può pensare alla struttura di Lewis dell'acqua che abbia perso un protone (idrogeno), per cui diventa:  $\overset{\ominus}{\text{O}}-\text{H}$   
 La carica negativa, in realtà, ce l'ha l'ossigeno.

**OSSOACIDI** → composti ternari covalenti contenenti idrogeno, ossigeno e un non metallo. Viene scritto  $\text{HXO}$ , dove X è il non metallo.

La parte che si allontana è, stavolta, l'idrogeno. Sono ACIDI.

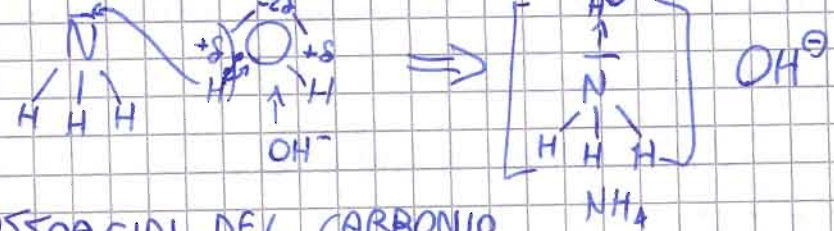
È possibile ottenere l'idrossido dall'ossido corrispondente.



Stessa nomenclatura degli ossidi: o notazione di Stock o moderna

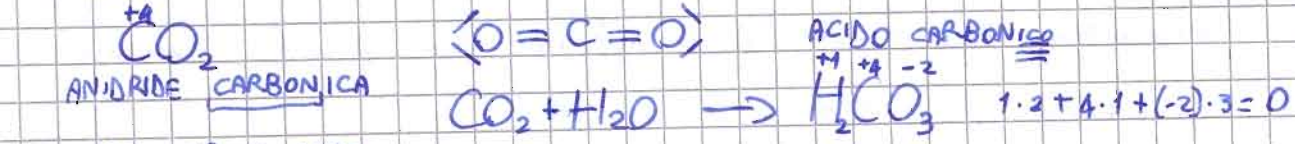
$\text{Ca(OH)}_2$  → idrossido di calcio

Nell'idrossido di ammonio  $\text{NH}_4\text{OH}$  si ha



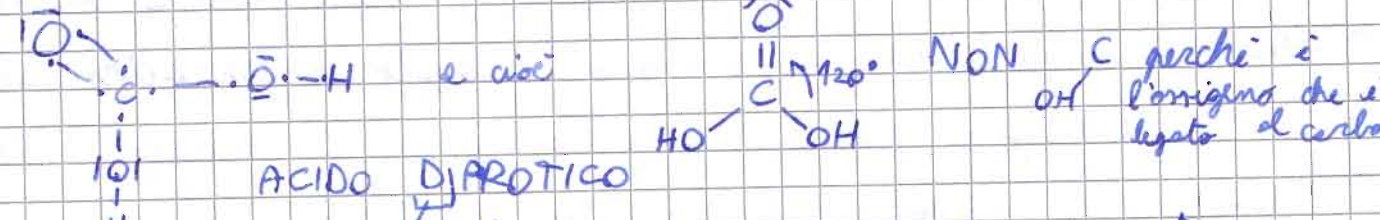
**OSSOACIDI DEL CARBONIO**

OSSIDO CORRISPONDENTE

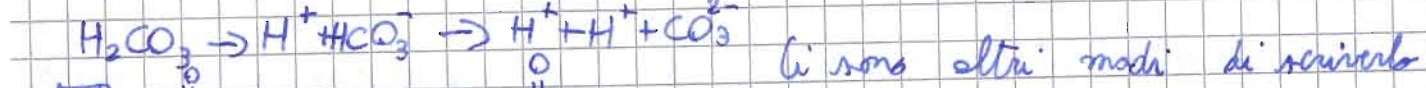


-ICO N° OX ALTO

L'idrogeno è sempre legato all'ossigeno. La struttura di Lewis è



Perché può perdere due donni di idrogeno, o meglio, i protoni



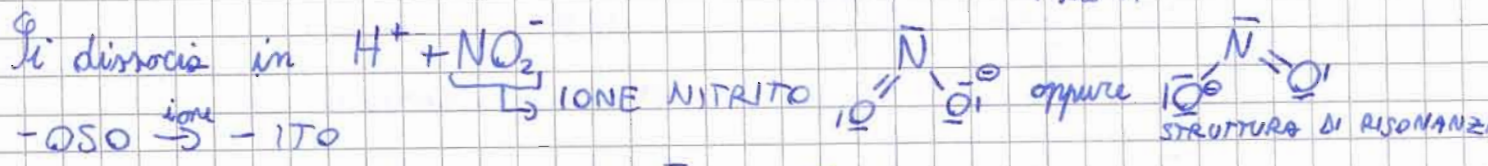
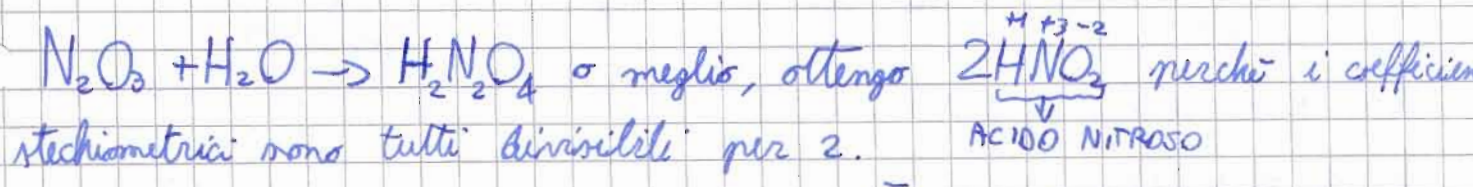


Dato che  $\text{HCO}_3^-$  e  $\text{CO}_3^{2-}$  derivano dall'acido carbonico, sono ioni

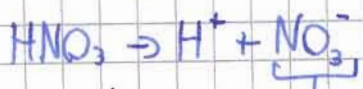
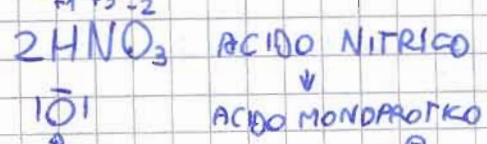
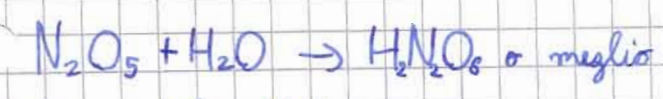
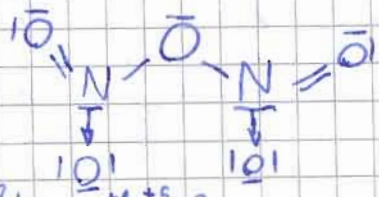
CARBONATO  $\rightarrow$  se l'atomo finisce in CO

In realtà, per differenziare, l' $\text{HCO}_3^-$  lo posso chiamare idrogeno-carbonato, carbonato acido (dato che può ancora perdere una ione  $\text{H}^+$  e perciò ha proprietà acide) oppure bicarbonato.

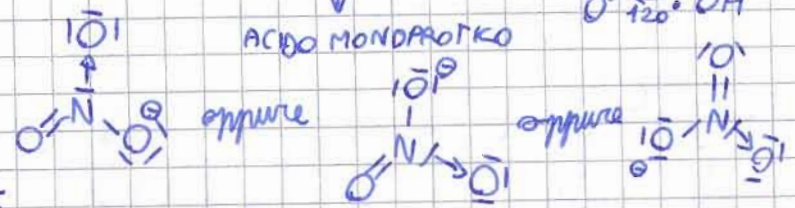
Il bicarbonato di sodio è una molecola  $\text{Na}_2\text{HCO}_3$



$\text{N}_2\text{O}_5 \rightarrow$  molecola più ossidata

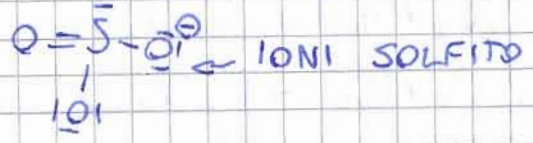
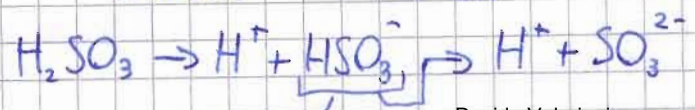
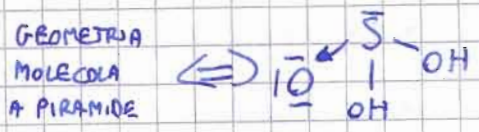
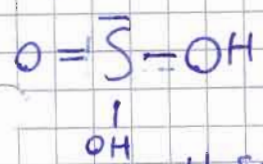
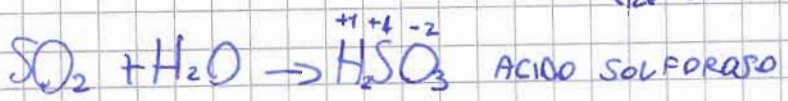
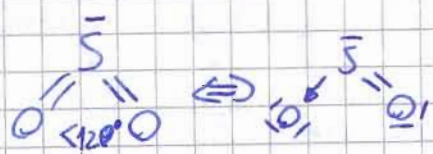


-ICO IONE STATO  $\rightarrow$  ione nitrato



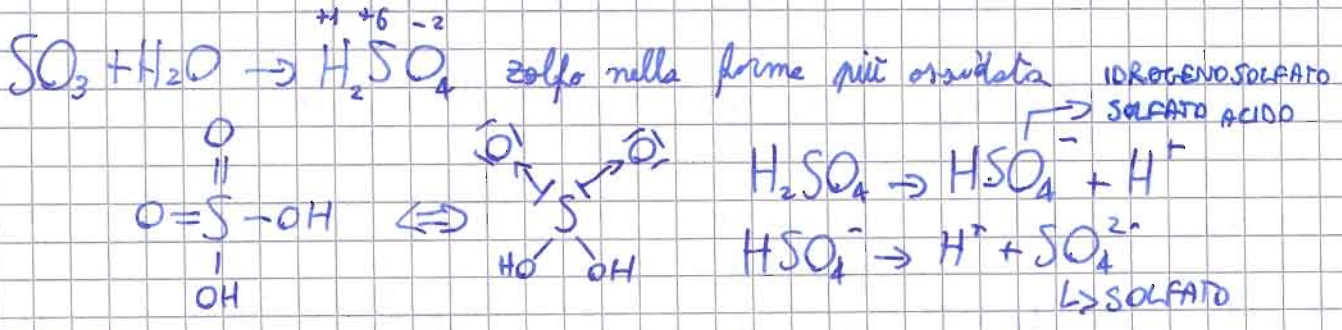
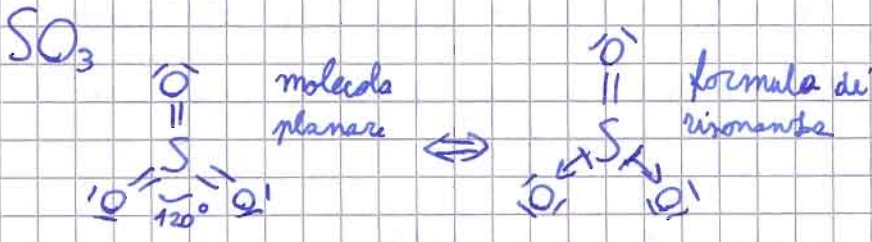
$\text{SO}_2$  ANIDRIDE SOLFOROSA

$\text{SO}_3$  ANIDRIDE SOLFORICA





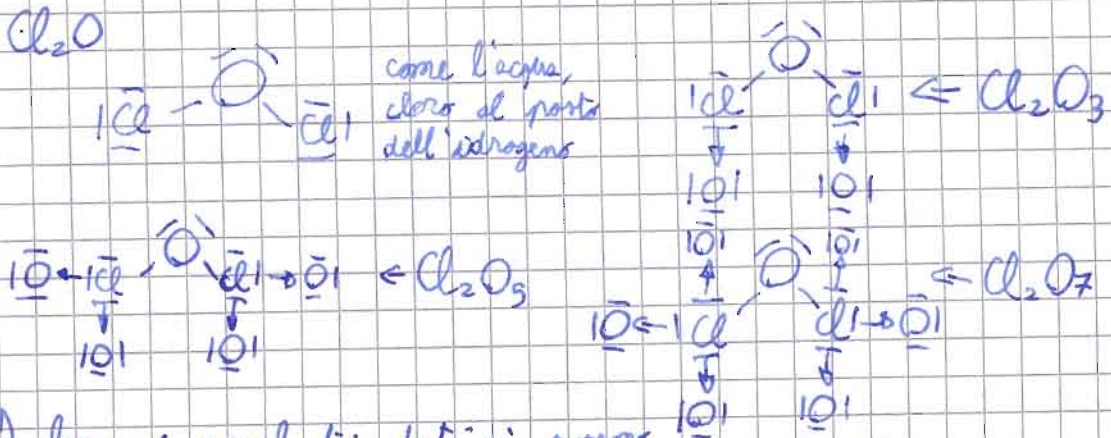
$\text{HSO}_3^-$  { IDROGENOSOLFATO  
SOLFATO ACIDO  
(BISOLFATO)



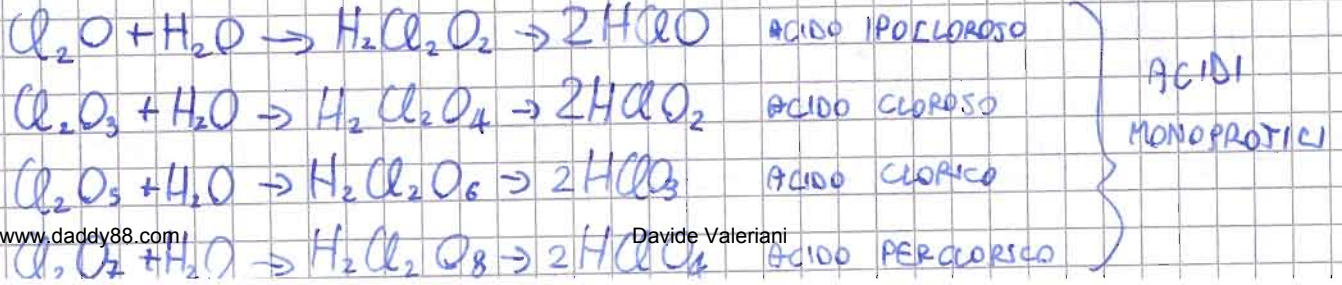
$\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$  ACIDO SOLFORICO

CLORO  $\rightarrow$  OSSIDI:

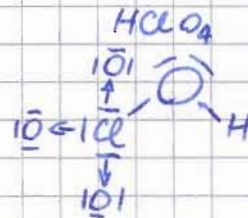
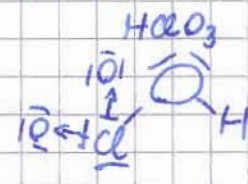
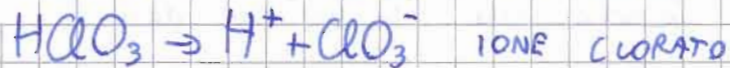
N.O.			
+1	$\text{Cl}_2\text{O}$	TIPO -OSO	ANIDRIDE IPOCLOROSA
+3	$\text{Cl}_2\text{O}_3$		ANIDRIDE CLOROSA
+5	$\text{Cl}_2\text{O}_5$		ANIDRIDE CLORICA
+7	$\text{Cl}_2\text{O}_7$	TIPO -ICO	ANIDRIDE PERCLORICA



I legami covalenti dativi possono essere sostituiti con legami doppi.



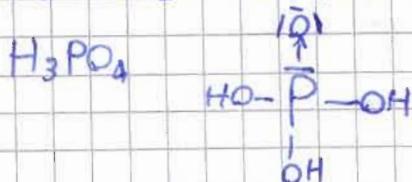
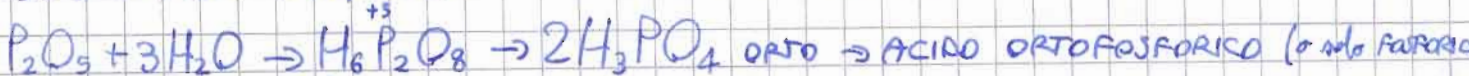
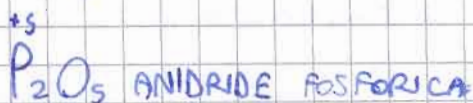
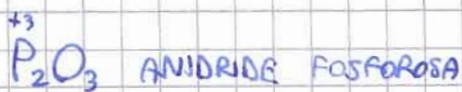




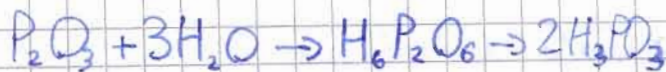
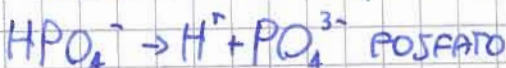
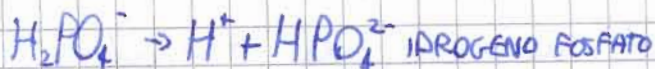
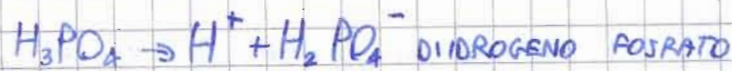
I legami covalenti dativi possono essere sostituiti da doppi legami.

Lo stesso vale per IODIO e BROMO

FOSFORO

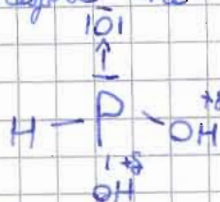


ACIDO TRIPROTICO



ACIDO ORTOFOSFOROSO  $\rightarrow$  la formula di struttura non regala

la regola che l'idrogeno è sempre legato all'ossigeno



Gli ioni saranno  $H_2PO_3^-$  DIIDROGENO FOSFITO

$HPO_3^-$  IDROGENO FOSFITO

non si può staccare

$HMnO_4$  acido ossigenato con metallo perché, essendo il manganese manganese nello stato di ossidazione più alto, perde le sue caratteristiche di metallo di transizione che si comporta come un non metallo

Ione PERMANGANATO  $MnO_4^-$

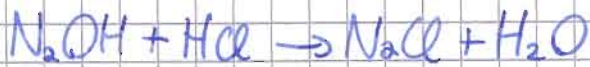


# SALI

Sono composti ionici. Interazione tra ione positivo e ione negativo.

Lo ione positivo è un metallo o lo ione  $\text{NH}_4^+$ . Il metallo deriva da un idrossido. Lo ione negativo è fornito da un acido e può essere un idracido o un ossoacido.

$\text{Na}^+ \text{Cl}^-$   $\text{Na}^+ \rightarrow \text{NaOH}$  Se una base reagisce con un acido, si ottiene  
 $\text{Cl}^- \rightarrow \text{HCl}$  un sale e dell'acqua.



$\text{NaClO}_4$   $\rightarrow$  PERCLORATO DI SODIO  
perclorato

$\text{HF}$   $\rightarrow$  acido fluoridrico  $\rightarrow$  lo ione  $\text{F}^-$  è FLUORURO

$\text{HCl}$   $\text{Cl}^-$  CLORURO  $\text{H}_2\text{S}$   $\begin{matrix} \text{S} \\ \diagup \quad \diagdown \\ \text{H} \quad \text{H} \end{matrix} \rightarrow \text{H}^+ + \text{HS}^- \rightarrow$  IDROGENO DI SOLFURO

$\text{HBr}$   $\text{Br}^-$  BROMURO

$\text{HI}$   $\text{I}^-$  IODURO

$\text{HCN}$   $\text{CN}^-$  CIANURO

Il sale si scrive come nome catione e nome anione.

$\text{FeCl}_2$   $\rightarrow$  cloruro di ferro II o dicloruro di ferro

Se i sali derivano da ossoacidi:  $-\text{ICO} \rightarrow -\text{ATO}$   
 $-\text{OSO} \rightarrow -\text{ITO}$

$\text{NaClO}_3$   $\rightarrow$  clorato di sodio  
 $\downarrow$   
deriva da  $\text{HClO}_3 \rightarrow$  acido cloridrico

$\text{KNO}_3$   $\rightarrow$  nitrato di potassio  
 $\downarrow$   
 $\text{HNO}_3$   
 $\downarrow$   
acido nitrico

## IONI

- IONI POSITIVI MONOATOMICI  $\rightarrow$  nome metallo + numero ossidazione

- IONI POSITIVI POLIATOMICI  $\rightarrow$   $\text{NH}_4^+$  ione ammonio,  $\text{H}_3\text{O}^+$  ione ossonio

- IONI NEGATIVI MONOATOMICI  $\rightarrow$  nome metallo + -URO, e parte  $\text{O}^{2-} \rightarrow$  ione ossido

- IONI NEGATIVI POLIATOMICI  $\rightarrow$  ione + -ATO + n° ossidazione



# REAZIONI CHIMICHE

Reazioni di ossidoriduzione e le altre.

↓ REDOX

Reazioni in cui gli elementi cambiano il loro numero di ossidazione (trasferimento di elettroni da una molecola all'altra).

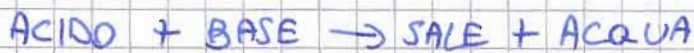
Le altre si dividono in: reazioni acido-base e reazioni di scambio.

## REAZIONI ACIDO-BASE

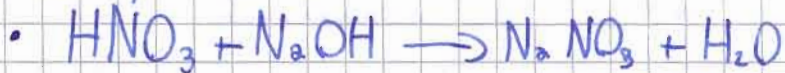
Una sostanza a carattere acido reagisce con una a carattere basico, per ottenere un sale (SALIFICAZIONE).

Sostanze a carattere acido → ossiacidi, idracidi, anidridi (ossidi acidi)

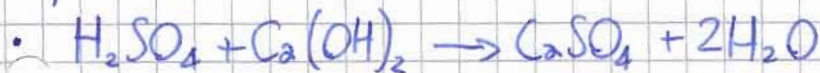
Sostanze a carattere basico → idrossidi (OH<sup>-</sup>), ossidi ionici (in presenza di acqua generano idrossidi), basi protoniche (ammoniacali).



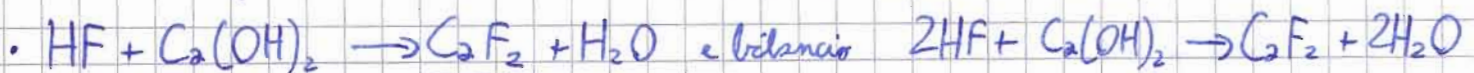
Esempi: acido + idrossido



Allora, NaOH è composto da Na<sup>+</sup> e OH<sup>-</sup>. HNO<sub>3</sub>, quando reagisce, forma H<sup>+</sup> e NO<sub>3</sub><sup>-</sup>. Il sale è formato da ione positivo e ione negativo (Na<sup>+</sup> e NO<sub>3</sub><sup>-</sup>) e acqua. Il sale è il nitrato di sodio.

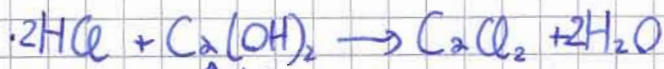


H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> può avere ioni HSO<sub>4</sub><sup>-</sup> o SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>. Per convenzione, uso SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>. In Ca(OH)<sub>2</sub> ottengo Ca<sup>2+</sup> e OH<sup>-</sup>. Scrivo prima ione positivo poi quello negativo. Il sale è solfato di calcio.



H<sup>+</sup> F<sup>-</sup> Ca<sup>2+</sup> OH<sup>-</sup> FLUORURO DI CALCIO

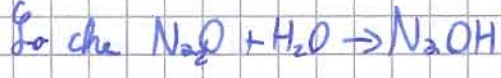
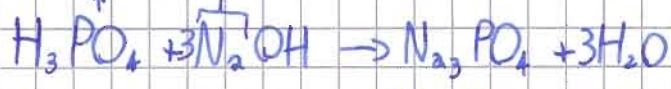
ACIDO + OSSIDO BASICO (ionico)



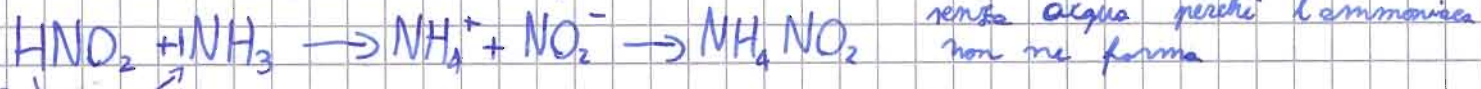
Il sale è lo stesso, ma nel secondo ho una molecola d'acqua in meno, perché

ne ho una in meno nel reagente.

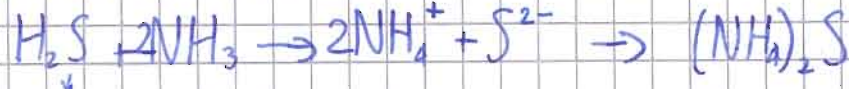




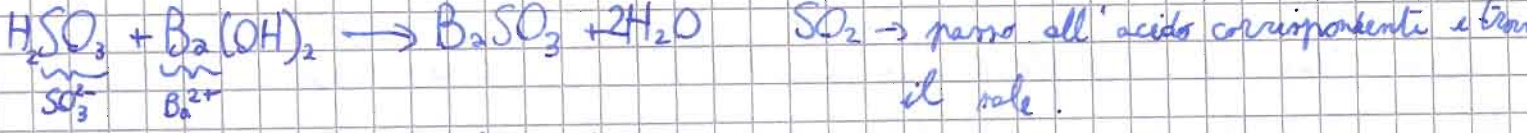
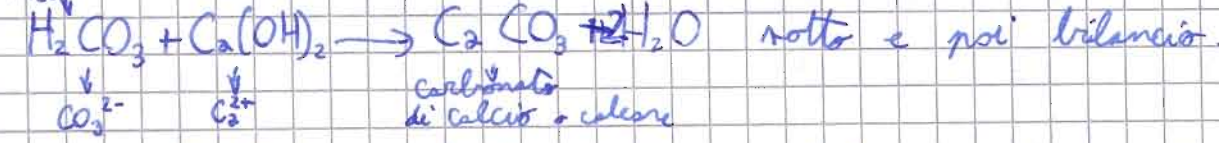
ACIDO + BASE PROTONICA NH<sub>3</sub>



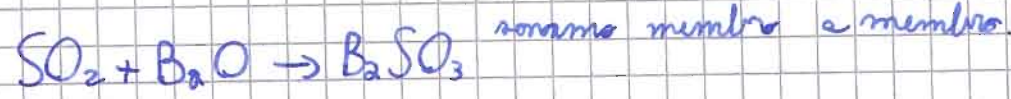
L'ammoniacca è considerata una base perché, se messa in acqua, forma un idrossido.



OSSIDI COVALENTI + IDROSSIDO

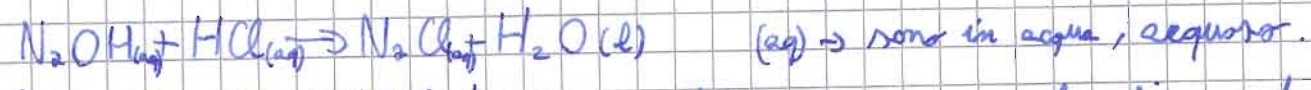


OSSIDI COVALENTI + OSSIDI IONICI

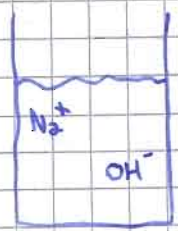
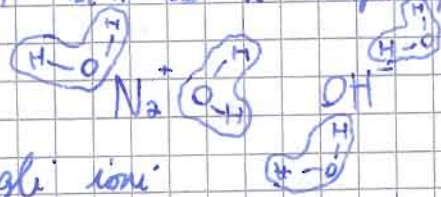


SOLUZIONE → miscela omogenea di una o più sostanze in cui quella presente maggiormente si chiama SOLVENTE e quella in quantità minore si chiama SOLUTO.

Le reazioni acido-base avvengono in soluzione.



In realtà  $NaOH \xrightarrow{H_2O} Na^+ OH^-$  il solido si rompe perché l'acqua ha un momento di dipolo molto forte.



Le molecole d'acqua tiene gli ioni



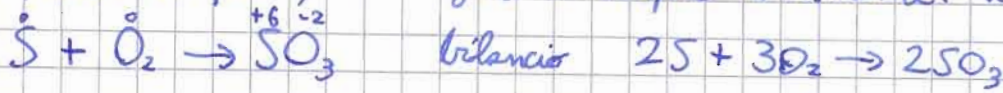
1) REAZIONI DI COMBUSTIONE → combustibile e comburente (ossigeno)

$S(s) + O_2(g) \rightarrow SO_2(g)$  è una redox perché da due elementi (molecole elementari) si passa a una molecola

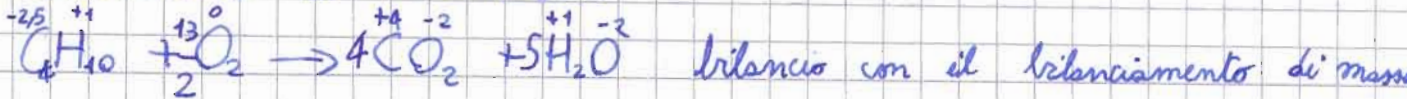
L'ossigeno e lo zolfo hanno N.O. = 0 subito e poi passano a

N.O. ( $O_2$ ) = -2 N.O. (S) = +4  $O_2 \rightarrow$  ossidante S → riducente.

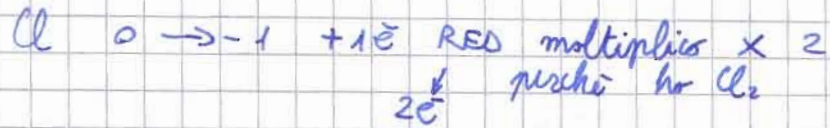
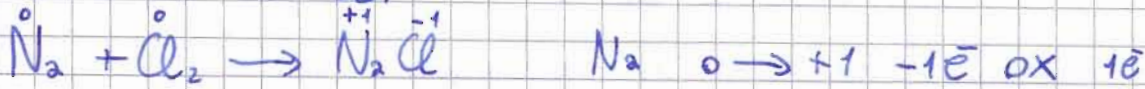
Al posto del fluoro, l'ossigeno è sempre l'ossidante. Reazione già bilanciata



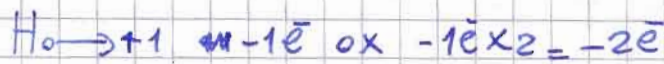
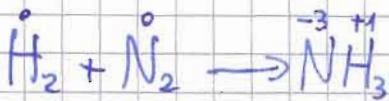
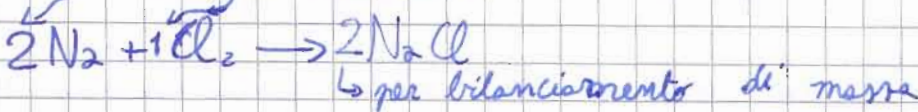
2) COMBUSTIONE DI IDROCARBURI



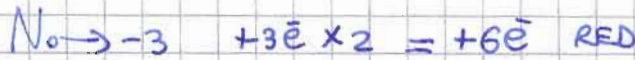
2) REAZIONI DI SINTESI



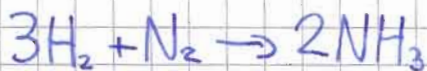
m.c.m. = 2  
1 volta nel 2  
2 volte nell'1



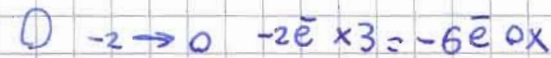
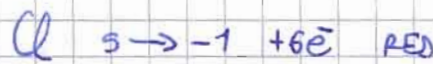
BILANCIO ELETTRONICO



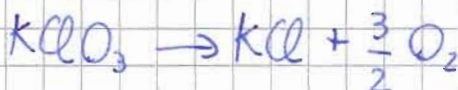
m.c.m. = 6  
3  
1



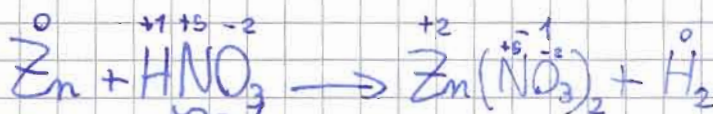
3) REAZIONI DI DECOMPOSIZIONE → da una molecola a 2



m.c.m. = 6  
1  
1

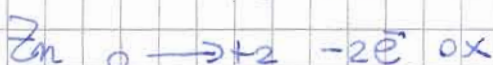


4) REAZIONI DI SPOSTAMENTO



CORROSIONE DI UN METALLO (Zinco) DA PARTE DI UN ACIDO (acido nitrico).

ACIDO → IONE STESSO N.O.

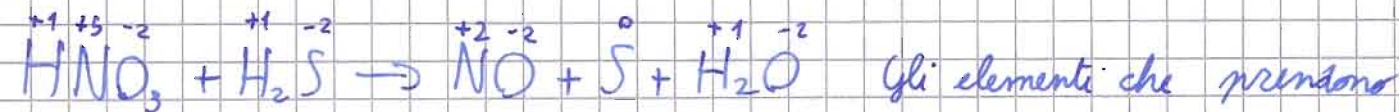


m.c.m. = 2  
1  
2

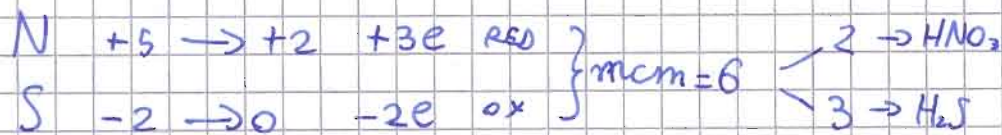




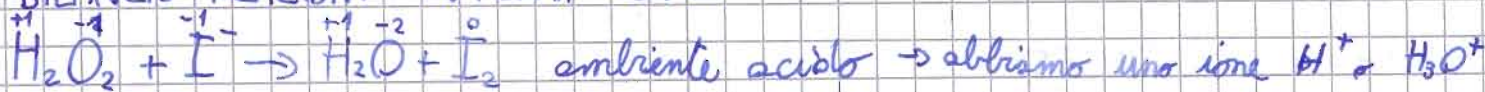
esercizi



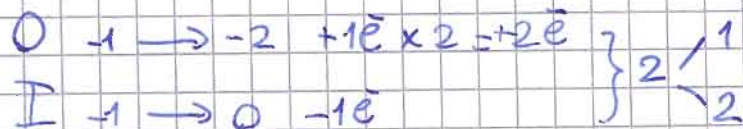
parte alle redox sono azoto e lo zolfo



BILANCIO REAZIONI IN FORMA IONICA

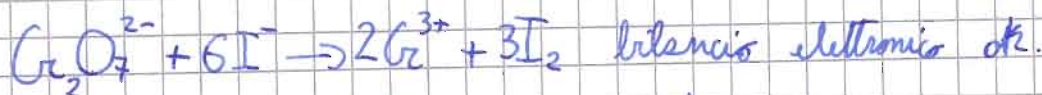
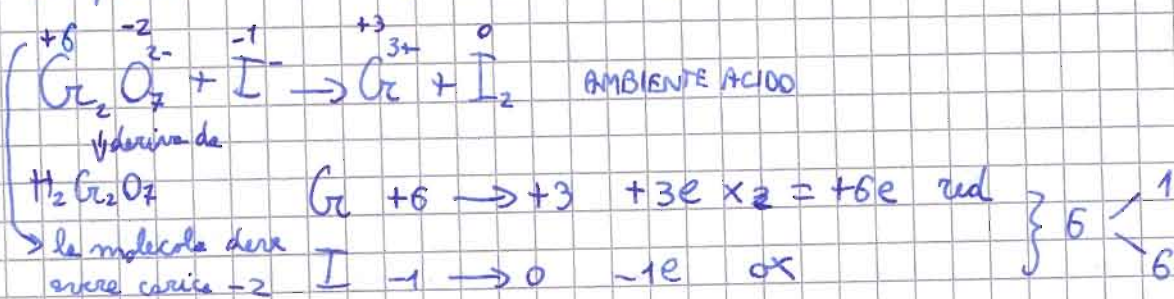


Nel caso di ambiente basico avrei da aggiungere  $\text{OH}^-$ .



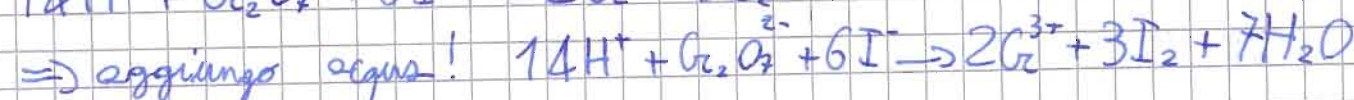
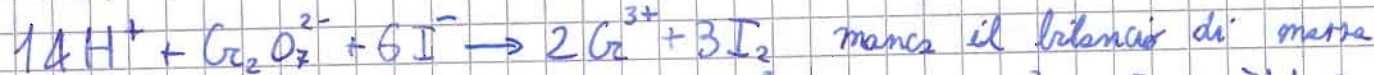
$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{I}^- \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + \text{I}_2$  dal punto di vista della massa non ci siamo  
aggiungo 2 ioni  $\text{H}^+$  dato che siamo in ambiente acido.

$2\text{H}^+ + \text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{I}^- \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + \text{I}_2$  elettroneutralità e massa ora sono  
a posto. Poterò scrivere  $\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{HI} \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + \text{I}_2$



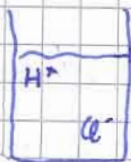
il sx ho  $-2 -6 = -8$  cariche negative

al dx ho  $2 \cdot 3 = +6$  cariche positive



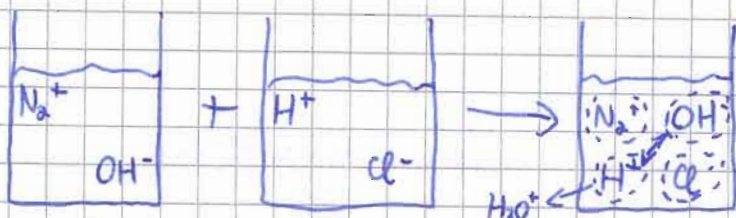
La perchi non interagisce con la reazione



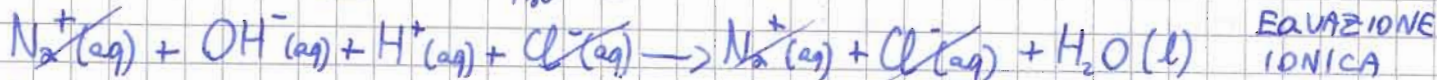


Se HCl viene messo in acqua si dissocia sotto forma di ioni  $H^+$  e  $Cl^-$ , che non compaiono nella molecola solitaria.

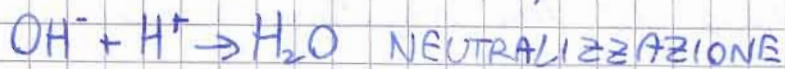
Lo ione  $H^+$  forma un legame covalente con l'acqua e forma lo ione  $H_3O^+$  in soluzione.



$Na^+$  e  $Cl^-$  rimangono separati in soluzione  
 $H^+ + OH^- \rightarrow H_2O$



Per avere il sale allo stato solido, si fa evaporare l'acqua. Il vero prodotto di questa reazione è l'acqua. Possiamo semplificare e rimane l'equazione



### REAZIONI DI SCAMBIO

Reazioni ioniche che si dividono in 3 tipi:

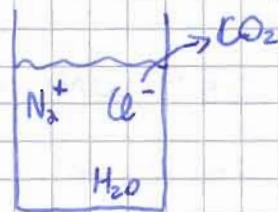
- ACIDO + SALE  $Na_2CO_3^{(aq)} + 2HCl^{(aq)} \rightarrow 2NaCl^{(aq)} + H_2CO_3^{(aq)}$
- BASE + SALE
- SALE + SALE

Ottengo le stesse categorie dei reagenti (acido + sale  $\rightarrow$  acido + sale). Scambio anioni con cationi (ioni negativi e ioni positivi).



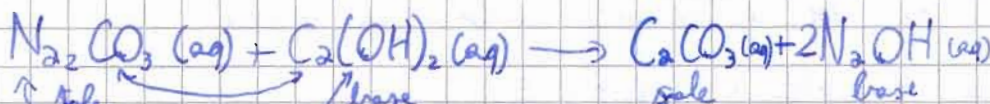
Lo ione  $H^+$  e  $CO_3^{2-}$  hanno una grande affinità e reagire, quindi si forma  $H_2CO_3$  e non fa in tempo

a separarsi di nuovo, ma si scompone in  $CO_2 \uparrow + H_2O(l)$ . Quindi,  $Na^+$  e  $Cl^-$  si legano perché è l'unica possibilità.

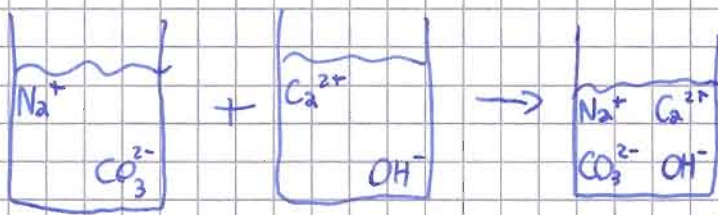


Riconosciamo le reazioni di scambio dal tipo di sostanze che vi prendono parte.

### BASE + SALE

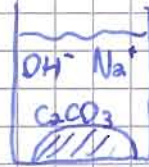




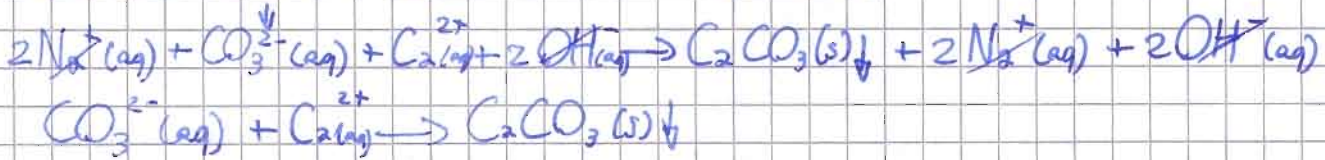


$\text{Ca}^{2+}$  e  $\text{CO}_3^{2-}$  hanno una grande affinità tra loro e, quando si avvicinano, precipitano sul fondo

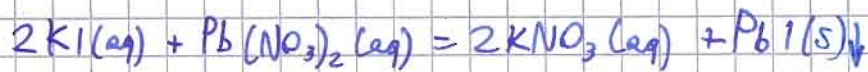
perché hanno poca solubilità:



EQUAZIONE IONICA NETTA



REAZIONI SCAMBIO SALE - SALE



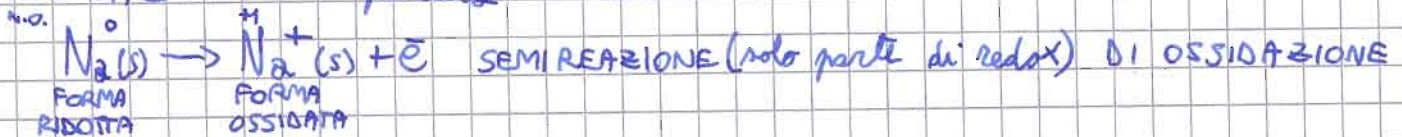
Inoltre in questo caso, si scambiano gli ioni negativi e, lo ioduro di piombo, precipita.

REAZIONE DI SCAMBIO  $\rightarrow$  uno dei due prodotti si deve allontanare

REAZIONI OSSIDO-RIDUZIONE (REDOX)

Trasferimento di elettroni: specie che perde elettroni e specie che li acquista.

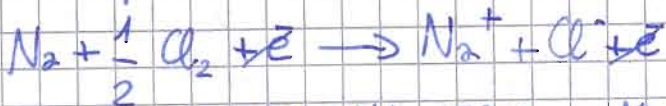
OSSIDAZIONE  $\rightarrow$  perdita di elettroni = aumento del numero d'ossidazione



RIDUZIONE  $\rightarrow$  acquisto di elettroni = diminuzione del N.O.



Una specie si ossida, l'altra si riduce. La reazione complessiva sarà:



NUMERO ELETTRONI PERSI = NUMERO ELETTRONI ACQUISITI

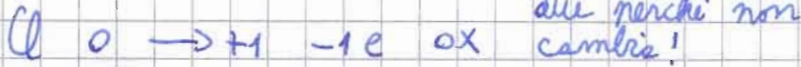
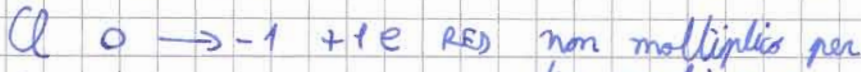
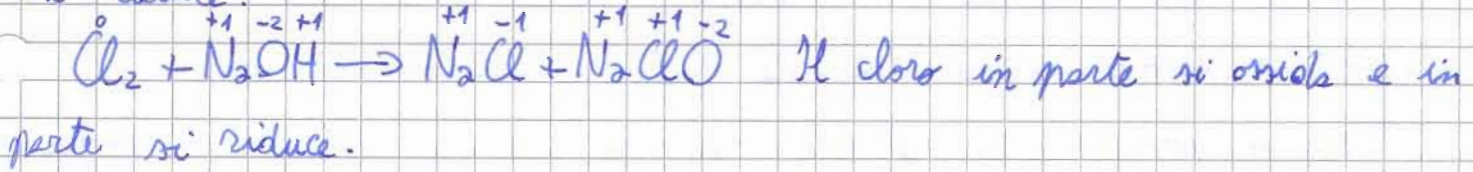
Per bilanciare, io devo avere stessi elettroni a destra e sinistra.

La specie che si ossida viene chiamata AGENTE RIDUCENTE perché provoca la riduzione di un altro elemento. La specie che si riduce viene chiamata AGENTE OSSIDANTE.



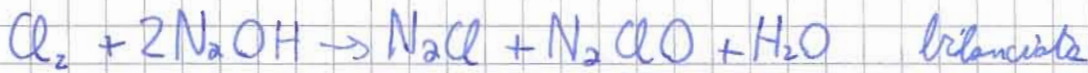
5) REAZIONI DI DISPROPORZIONAMENTO → solo un elemento si ossida e

si riduce.

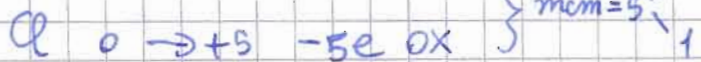
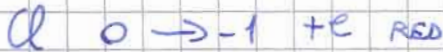
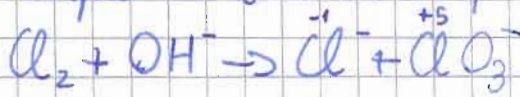


non moltiplica per due perché non cambia!

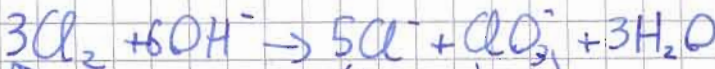
Questi coefficienti vanno messi nei prodotti, NON nei reagenti come prima.



esempio 2 (reazione in forma ionica)



} mem = 5 / 1



6 atomi di cloro } cariche  $\bar{e} = dx = 6 \rightarrow$  prendo  $6\text{OH}^-$   
5 cariche negative }  
1 carica negativa }

OSSIDANTI → elementi con alto N.O.

RIDUCENTI → molecole con basso N.O.

TERMOCHIMICA → parte della termodinamica

Studio sviluppo e assorbimento di calore durante le reazioni chimiche

SISTEMA → porzione che studio (recipiente di vetro nelle reazioni chimiche).

AMBIENTE → ciò che circonda il sistema SISTEMA + AMBIENTE = UNIVERSO

Sistema e ambiente possono scambiare energia e / o materia.

SISTEMA APERTO → sistema che può scambiare energia e materia con l'ambiente.

SISTEMA CHIUSO → sistema che scambia energia e NON materia.

SISTEMA ISOLATO → sistema che non scambia né materia né energia.

ENERGIA DI UN SISTEMA → somma di tutte le energie possedute dal sistema

per un sistema chimico, ho:



- ENERGIA CINETICA  $\rightarrow$  energia associata al movimento della particella.

- ENERGIA TRASLAZIONALE  $\rightarrow$  la molecola può traslare nelle 3 dimensioni.
- ENERGIA ROTAZIONALE  $\rightarrow$  la molecola ruota su determinati assi.
- ENERGIA VIBRAZIONALE  $\rightarrow$  gli atomi possono vibrare attorno a posizioni di equilibrio.

Maggiore è la temperatura a cui si trova la molecola, maggiore è l'energia cinetica. Abbassando la temperatura, diminuisce la possibilità di muoversi degli atomi. Illo stato solido, ha solo energia vibrazionale.

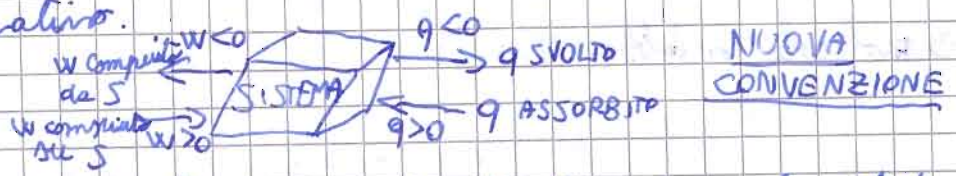
- ENERGIA POTENZIALE  $\rightarrow$  relativa alla posizione di un corpo in un campo di forze, associata ai legami chimici e alle forze intermolecolari. Dipende dalle forze elettrostatiche.

Lo scambio di energia di un sistema e l'ambiente avviene attraverso CALORE e LAVORO.

CALORE  $\rightarrow$  energia associata alla differenza di temperatura tra i corpi.

Il calore si indica con  $q$ , il lavoro con  $W$ .

Quando qualcosa entra nel sistema ha segno positivo, quando esce ha segno negativo.



VARIABILI DI STATO  $\rightarrow$  valori numerici che descrivono lo stato di un elemento.

$V \rightarrow$  volume       $P \rightarrow$  pressione       $T \rightarrow$  temperatura

FUNZIONI DI STATO  $\rightarrow$  grandezze intrinseche del sistema che dipende dallo stato del sistema, che può variare ma ciò che conta è lo stato iniziale e quello finale, non il percorso.

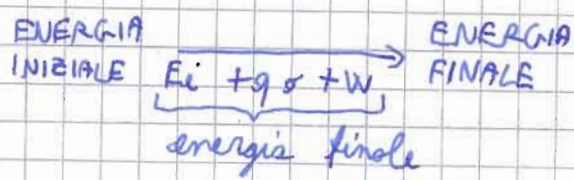
Il LAVORO NON È UNA FUNZIONE DI STATO perché dipende dal percorso.

L'energia è una funzione di stato.

### PRIMO PRINCIPIO DELLA TERMODINAMICA

In un sistema non isolato, è possibile avere variazioni di energia, ma l'energia non si crea e non si distrugge.





Posso fornire o assorbire calore e lavoro

Le variazioni di energia dipende dal

$\Delta E = E_f - E_i$

$\Delta E = q + W$

calore e dal lavoro assorbiti/forniti dal sistema

In un sistema isolato, l'energia è costante, ma si può avere solo una variazione della forma di energia.

CALORI DI REAZIONE

Le reazioni possono avvenire in un recipiente di volume V in cui posso variare la pressione, oppure mantenendo costante la pressione e far variare il volume.

$W = -P \cdot \Delta V$  dato che di solito, la pressione è costante e ho un lavoro meccanico di espansione

$\Delta E = q_p - P \cdot \Delta V$  a pressione costante       $\Delta E = q_v$  a volume costante

CALORE DI REAZIONE A P COSTANTE  $q_p = \Delta E + P \cdot \Delta V$

ENTALPIA → funzione di stato che tiene conto del lavoro (H)

$q_p = \Delta H$  → calore di reazione a P costante ← contenuto termico di un sistema

$q_v = \Delta E$  → " " " a V costante

TIPICI DI PROCESSI TERMICI

-  $q > 0$  PROCESSI ENDOTERMICI → assorbimento di calore  $\Delta H > 0$

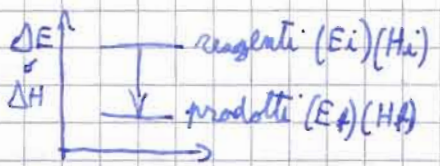
-  $q < 0$  PROCESSI ESOTERMICI → fuoriuscita di calore  $\Delta H < 0$

Il  $\Delta H$  da solo non basta per dire se un processo è spontaneo.

I processi sono spontanei se passa da un sistema più ordinato a uno meno ordinato (ENTROPIA → 2° principio della termodinamica).

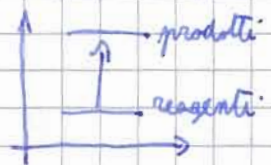
PROCESSO ESOTERMICO

$\Delta H = H_f - H_i < 0 \Rightarrow H_{prodotti} < H_{reagenti}$



PROCESSI ENDOTERMICI

$\Delta H = H_f - H_i > 0 \Rightarrow H_{prodotti} > H_{reagenti}$   
 assorbimento di energia

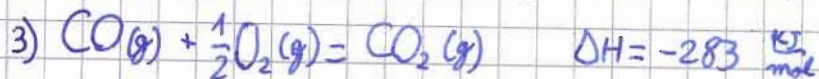
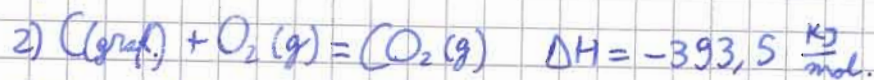
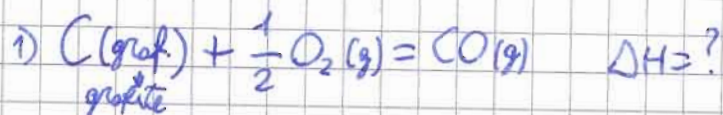


Quando avviene una reazione ci sono sempre legami che si formano









## ESERCITAZIONE

### Esercizi 2 delle prove

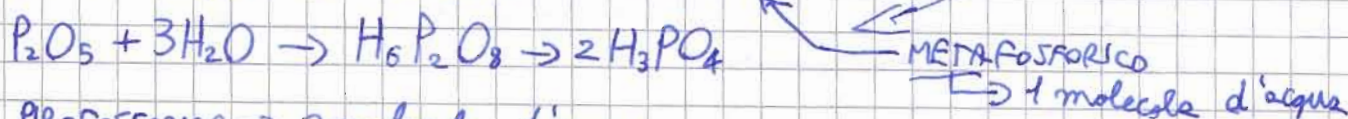
4/9/2006      11/7/2006

18/9/2006

13/11/2006

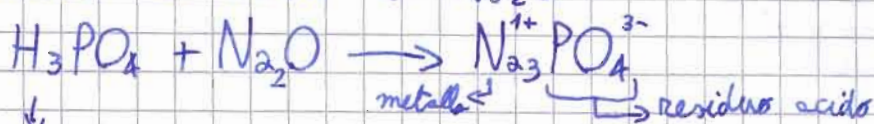
ACIDO ORTOFOSFORICO + OSSIDO DI SODIO  $\rightarrow$  ?

Può dare  $P_2O_3$  ma dato che è fosforico è il n.o. più alto  $\Rightarrow P_2O_5$

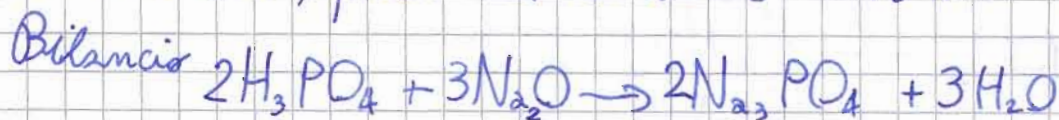


PROFOSFORICO  $\rightarrow$  2 molecole d'acqua.

L'ossido di sodio è  $Na_2O$



libera 3 ioni  $H^+$ , quindi  $PO_4$  ha n.o.  $3^-$ . Il sodio  $Na^+$  n.o.  $= +1$



ACIDO

SALE

Il sale si chiamerà ORTOFOSFATO DI SODIO

-OSO

-ITO

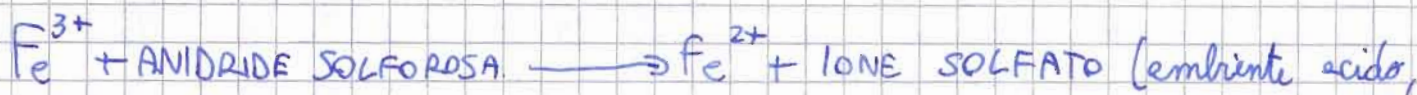
-ICO

-ATO

-IDRICO

-URO

### REDOX

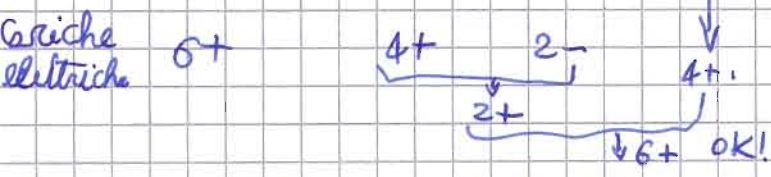
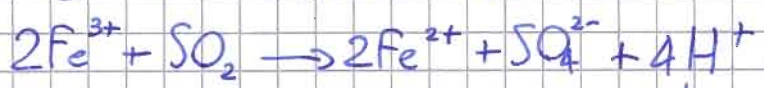
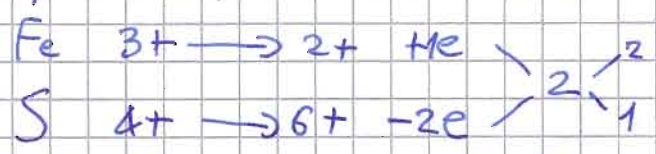


(aggiungere acqua se necessario)



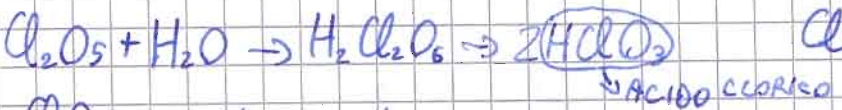


Il ferro acquista un elettrone

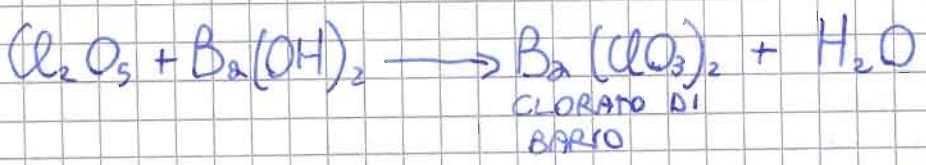


ANIDRIDE CLORICA + IDROSSIDO DI BARIO  $\longrightarrow$  ?

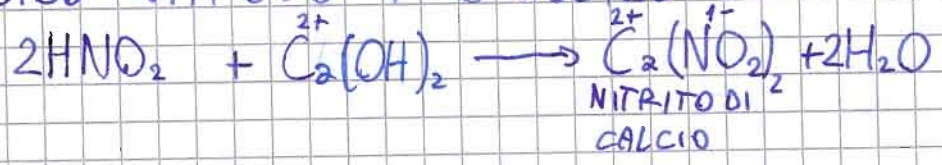
Il cloro può assumere n.o. 1, 3, 5, 7	$\text{Cl}_2\text{O}$ IPOCLOROSA	ACIDI $\text{HClO}$
$\text{Cl}_2\text{O}_5 + \text{Ba}(\text{OH})_2 \longrightarrow \text{Ba}(\text{ClO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$	$\text{Cl}_2\text{O}_3$ CLOROSA	$\text{HClO}_2$
	$\text{Cl}_2\text{O}_5$ CLORICA	$\text{HClO}_3$
	$\text{Cl}_2\text{O}_7$ PERCLORICA	$\text{HClO}_4$



$\text{ClO}_3 \rightarrow$  residuo acido



ACIDO NITROSO + IDROSSIDO DI CALCIO  $\longrightarrow$  ?

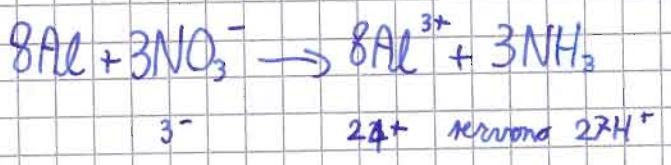
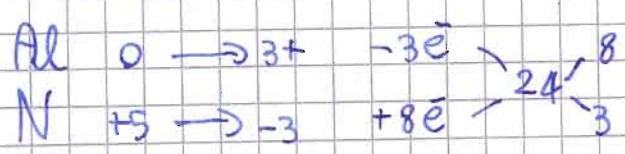


ALLUMINIO + IONE NITRATO  $\longrightarrow$  IONE ALLUMINIO (III) + AMMONIACA

ambiente acido, aggiungere  $\text{H}_2\text{O}$  se necessario

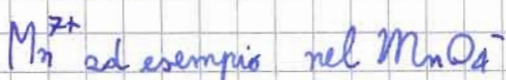
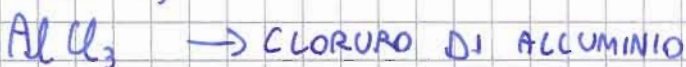
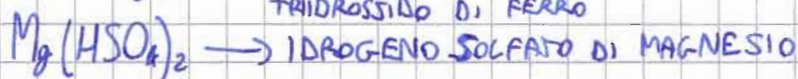
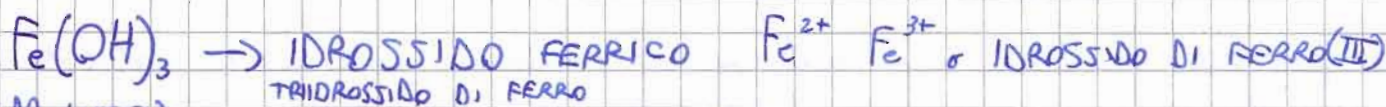
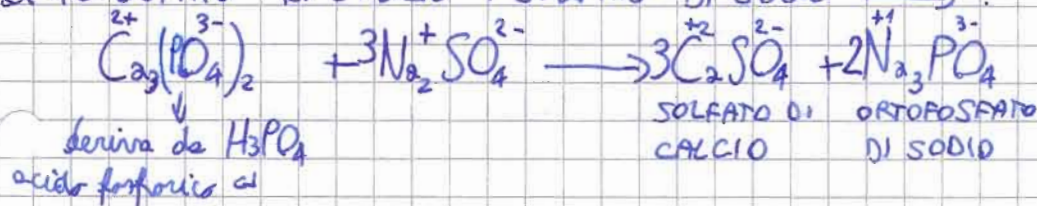


deriva dall'acido nitrico  $\text{HNO}_3$





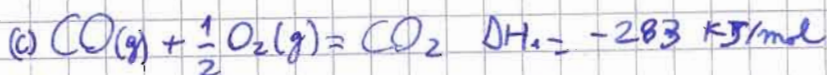
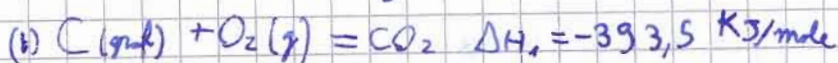
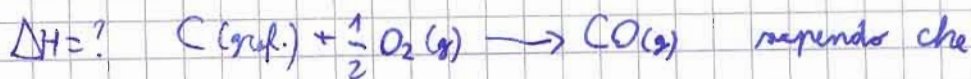
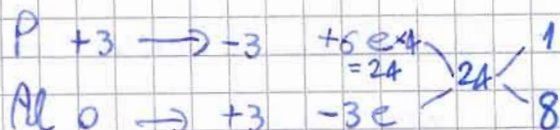
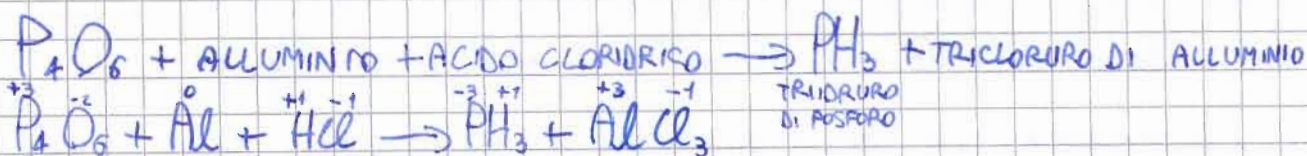
ORTOFOSFATO DI CALCIO + SOLFATO DI SODIO  $\rightarrow$  ?



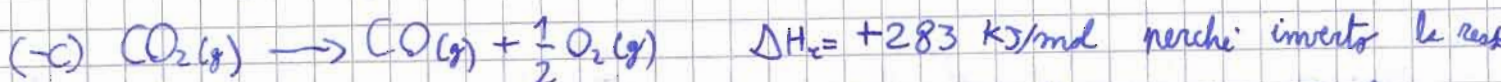
Combustione completa del butano con aria



REDOX

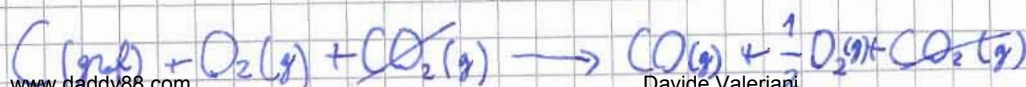


Prendere la reazione (b) e l'inverso della reazione (c) (-c)



Tutte le operazioni matematiche che faccio sulla reazione la faccio

anche su  $\Delta H$ . Sommo membro a membro.







$$\Delta H_e = (-393,5 + 283,0) \text{ kJ/mol} = -110,5 \text{ kJ/mol} \quad \text{reazione esotermica}$$

ENTALPIA DI FORMAZIONE = calore messo in gioco con una reazione di formazione (reazione per cui si ottiene una sostanza a partire dalle forme stabili degli elementi singoli che compongono la sostanza in condizioni standard).

$\Delta H_f^\circ$  → entalpia di formazione in condizioni standard

Variazione entalpica che si ha nella formazione di una mola di composto in una reazione di formazione.

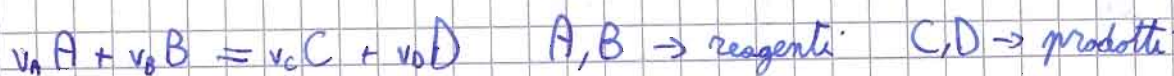


Tutto deve avvenire in condizioni standard (25°C e 1 atm).

Il  $\Delta H_f^\circ$  dei singoli elementi nella forma più stabile è ZERO.

Se  $\Delta H_f^\circ < 0$ , la molecola che si è formata è molto più stabile degli elementi che la formano allo stato elementare. La molecola è molto resistente al calore (REFRATTARIA) e ha bisogno di tanto calore per reagire.

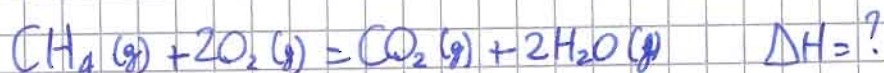
Se  $\Delta H_f^\circ > 0$  (come per l'idrogeno H), la molecola è instabile, sempre rispetto ai suoi reagenti di partenza.



$v \rightarrow$  coefficienti stechiometrici

$$\Delta H_{\text{reazione}} = \Delta H_f^\circ(C) \cdot v_C + \Delta H_f^\circ(D) \cdot v_D - \Delta H_f^\circ(A) \cdot v_A - \Delta H_f^\circ(B) \cdot v_B$$

ESEMPIO



$$\Delta H_{\text{reazione}} = \Delta H_f^\circ(CO_2) + 2\Delta H_f^\circ(H_2O) - \Delta H_f^\circ(CH_4) - 2\Delta H_f^\circ(O_2) = -393,5 + 2(-241,8) - (-74,9) = -802 \text{ kJ/mol}$$







- le forze intermolecolari vengono considerate nulle;
- gli urti tra le molecole sono perfettamente elastici.

Ad alte temperature e a basse pressioni i gas reali tendono a comportarsi come i gas ideali perché la distanza è molto alta.

### EQUAZIONE DEI GAS PERFETTI

$$PV = nRT$$

P → pressione

R → costante dei gas indipendente dalla natura del gas

V → volume

n → numero moli

T → temperatura

PRESSIONE → forza esercitata sull'unità di superficie

$$P = \frac{F}{A} = \left[ \frac{N}{m^2} = Pa \right] \quad Pa = \text{Pascal}$$

La pressione si può misurare anche in:

- atmosfere (atm) → pressione esercitata dall'atmosfera sulla crosta terrestre.

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mm di mercurio}$$

- torri (da Torricelli) = millimetri di mercurio = mmHg

$$1 \text{ atm} = 101,325 \text{ kPa}$$

La pressione va misurata in atmosfere o kPa.

Il volume viene misurato in litri o in dm<sup>3</sup>

$$1 \text{ dm}^3 = 1 \text{ l}$$

$$1 \text{ cm}^3 = 1 \text{ ml (cc)}$$

La temperatura viene misurata in gradi Kelvin.

$$T(K) = t(^{\circ}C) + 273,15 \quad 0K = -273,15^{\circ}C \text{ temperatura più bassa esistente}$$

La costante dei gas vale spesso  $0,0821 \cdot \text{atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot K^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$

$$R = \frac{PV}{nT} = \frac{1(\text{atm}) \cdot 22,414(\text{dm}^3)}{1(\text{mole}) \cdot 273,15(K)} \text{ una mole di gas in condizioni standard, che ha } V = 22,414(\text{dm}^3)$$

COND. INIZIALI

COND. FINALI

$$P_1 V_1 = n_1 R T_1$$

$$P_2 V_2 = n_2 R T_2$$

se  $n_1 = n_2 \Rightarrow$

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

Le condizioni iniziali e finali di un gas

non possono cambiare, ma  $\frac{P \cdot V}{T}$  deve rimanere costante



Posso tenere costante una variabile e vedere come variano le altre due.

① T costante, P e V variabili TRASFORMAZIONE ISOTERMA

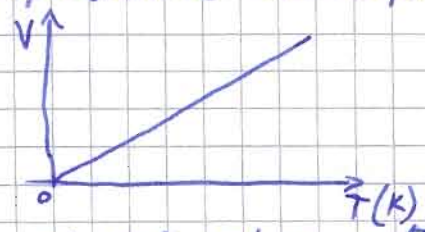
$P_1 V_1 = P_2 V_2$   $P \cdot V = \text{COST}$  pressione e volume sono inversamente proporzionali

LEGGE DI BOYLE



② P costante, V e T variabili TRASFORMAZIONE ISOBARICA

$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$  il volume è direttamente proporzionale alla temperatura e meno di una certa costante

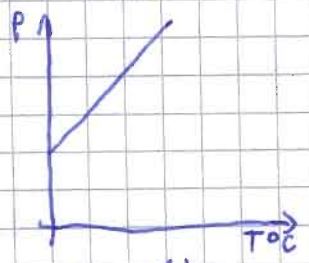


allo 0 assoluto, il volume del gas diventa nullo, ed è per questo che non si può andare sotto lo 0 assoluto (non posso avere un volume negativo).

umentando o diminuendo di 1°C la temperatura, il volume aumentava o diminuiva di  $\frac{1}{\alpha}$  e  $\alpha = 273,15$

③ V costante, P e T variabili TRASFORMAZIONI ISOCORE

$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$



pressione e temperatura sono direttamente proporzionali

perché, aumentando la temperatura, aumenta l'energia cinetica delle particelle, che eserciteranno più pressione sulle pareti del recipiente.

LEGGE DI AVOGADRO

Se ho due gas diversi messi nelle stesse condizioni di P, V, T, il numero di moli deve essere uguale:  $n_a = n_b$

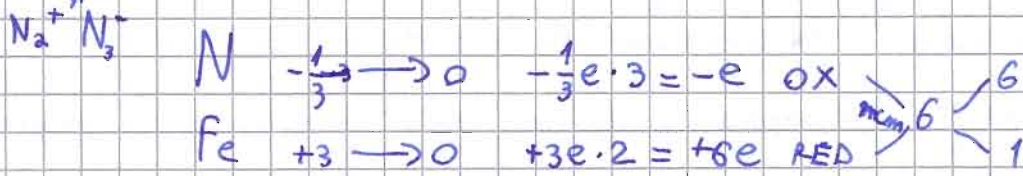
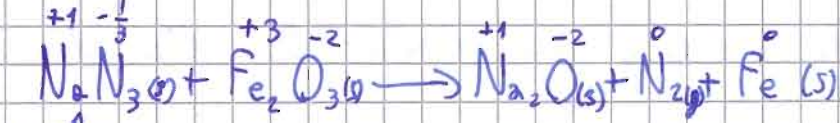
$n = \frac{w \rightarrow \text{grammi di gas}}{M \rightarrow \text{massa molare del gas}}$   $PV = \frac{w}{M} RT$

Però il gas (w), conosco P, V, T, posso calcolare M e sapere che gas è.

CALCOLI STECHIOMETRICI SULLE REAZIONI

Bisogna fare attenzione alle unità di misura.





$$\text{N}_2 \begin{cases} V = 80 \text{ dm}^3 \\ t = 20^\circ\text{C} \\ P = 750 \text{ mmHg} \end{cases}$$

Quanti grammi di  $\text{N}_2\text{N}_3$  devo avere?

$$n = \frac{PV}{RT} = \frac{\frac{750}{760} \text{ atm} \cdot 80 \text{ l}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{l}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 293,15 \text{ K}} = 3,28$$

$$P = \frac{750}{760} \text{ atm}$$

$$T = t + 273,15 = 20 + 273,15 \text{ K} = 293,15 \text{ K}$$

$$\frac{g}{\text{molecole di N}_2} : 6 = 3,28 : X \quad X = \frac{3,28 \cdot 6}{3} = 2,19 \text{ moli}$$

$$2,19 \text{ moli} \cdot 65,01 \frac{\text{g}}{\text{mole}} = 142,4 \text{ g di NaN}_3$$

MASSA MOLARE DI NaN<sub>3</sub>

## MISCELE GASSOSE

$$P_{\text{TOT}} = P_A + P_B + \dots + P_N$$

LEGGE DI DALTON → la pressione complessiva di una miscela di un gas è la sommatoria delle

pressioni parziali dei gas nella miscela.

$$P_A = n_A \left( \frac{RT}{V_{\text{TOT}}} \right) \quad \text{pressione che il gas eserciterebbe se occupasse da solo tutto il volume del recipiente}$$

$$\frac{P_A}{P_{\text{TOT}}} = \frac{n_A}{n_{\text{TOT}}} = X_A \quad \text{FRAZIONE MOLARE} \rightarrow \text{compreso tra } 0 \text{ e } 1 \rightarrow \text{indice il contributo del gas nella miscela}$$

ESEMPIO:  $3 \text{O}_2 \quad 7 \text{N}_2 \quad X_{\text{O}_2} = \frac{3}{10} \quad X_{\text{N}_2} = \frac{7}{10} \quad X_{\text{O}_2} + X_{\text{N}_2} = 1$

$$\sum_{i=1}^n X_i = 1$$

$$V_{\text{TOT}} = V_A + V_B + \dots + V_N \quad \text{LEGGE DI AMAGAT}$$

$$V_A = n_A \frac{RT}{P_{\text{TOT}}} \quad \text{volume che il gas occuperebbe se esercitasse da solo la pressione } P_{\text{TOT}}$$



$$\frac{V_A}{V_{TOT}} = \frac{n_A}{n_{TOT}} = X_A \Rightarrow \frac{P_A}{P_{TOT}} = \frac{V_A}{V_{TOT}} = X_A \text{ FRAZIONE MOLARE}$$

$$P_A = X_A \cdot P_{TOT}$$

$$V_A = X_A \cdot V_{TOT}$$

Maggiori sono le moli del gas nella miscela, maggiore sarà il suo contributo a  $P_{TOT}$  e  $V_{TOT}$

ESEMPIO: aria

$N_2 = 78\%$	$X = 0,78$	$P = 760 \text{ mmHg}$	$V_A = 0,78 \cdot 760 \text{ mmHg} = 585 \text{ mmHg}$
$O_2 = 21\%$	$X = 0,21$		$V_A = 0,21 \cdot 760 = 157,5 \text{ mmHg}$
$Ar = 0,93\%$	$X = 0,0093$		$V_A = 0,0093 \cdot 760 = 6,975 \text{ mmHg}$
$CO_2 = 0,07\%$	$X = 0,0007$		$V_A = 0,0007 \cdot 760 = 0,525 \text{ mmHg}$

### LEGGE DELLA EFFUSIONE DEI GAS (LEGGE DI GRAHAM)

EFFUSIONE  $\rightarrow$  passaggio del gas attraverso dei fori

Il gas leggero fuoriesce più velocemente.

velocità  $v_A = \frac{L_A}{\text{tempo}} = \frac{\sqrt{M_B}}{\sqrt{M_A}}$  velocità  $\propto$  radice della massa

tempo  $\propto$  radice della massa

$$v_A = \left(\frac{M_B}{M_A}\right)^{\frac{1}{2}} \cdot v_B$$

$H_2$  e  $O_2$   $v(H_2) = \left[\frac{32 \text{ g/mol}}{2 \text{ g/mol}}\right]^{\frac{1}{2}} \cdot v(O_2) = 4 v(O_2)$

### EQUAZIONI DA SAPERE

- GAS PERFETTI
- LEGGE DI DALTON E AMAGAT E ARRANGIAMENTI (pressione e volume parziale)
- LEGGE DI GRAHAM

### LIQUEFAZIONE (gasoso $\rightarrow$ liquido) DEI GAS

avviene per compressione (aumentare la pressione, diminuisce il volume, le particelle si avvicinano e le forze aumentano) o raffreddamento.

TEMPERATURA CRITICA  $\rightarrow$  temperatura di un gas sopra la quale è impossibile liquefare il gas per compressione. Dipende dalla natura delle forze intermolecolari del gas.

### ESERCIZIO

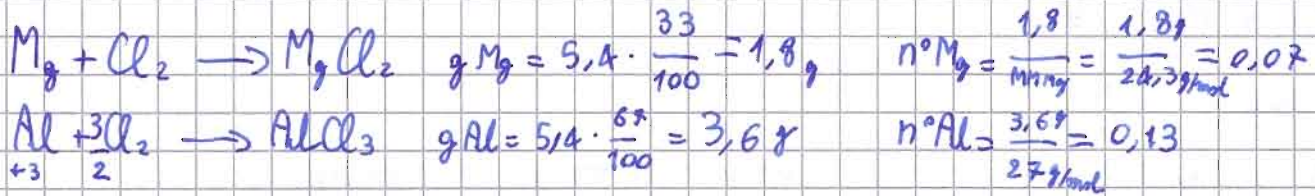
100 g cloro gassoso  $T = 25^\circ C$   $P_i$  e  $P_f$  ?  
 $V = 15 \text{ l}$   $\downarrow$   $\downarrow$   
 5,4 g lega. Mg/Al.  $\downarrow$   $\downarrow$   
 lega. Mg/Al.  $\downarrow$   $\downarrow$   
 manta lega  $\downarrow$   $\downarrow$   
 dopo



$$\text{Cl}_2(g) \quad PV = nRT \quad n = \frac{100g}{MM_{\text{Cl}_2}} = \frac{100g}{(35,45) \cdot 2/mol} = 1,41 \text{ moli}$$

$\downarrow$  15L       $\downarrow$  0,0821       $\rightarrow$  298,15K

$$P_i = \frac{1,41 \cdot 0,0821 \cdot 298,15}{15} \text{ atm} = 2,3 \text{ atm}$$



Per reagire con 0,07 moli di Mg deve avere 0,07 moli di cloro

" " " 0,13 moli di Al deve avere  $\frac{3}{2} \cdot 0,13 = 0,195$  moli di cloro

$$n^{\circ}\text{Cl}_2 = 0,195 + 0,07 = 0,265 \quad n^{\circ}\text{Cl}_2 \text{ che rimane} = 1,41 - 0,265 = 1,145$$

$$P_f = \frac{1,145 \cdot 0,0821 \cdot 298,15}{15} = 1,87 \text{ atm}$$

## STATO LIQUIDO

Disordine minore dello stato gassoso e maggiore di quello solido.

PROPRIETÀ (dipendono dalle interazioni tra le molecole):

- volume proprio ma non forma propria, mantenuto dall'interazione tra le molecole;
- ordine a corto raggio (che riguarda poche molecole), disordine a lungo raggio;
- densità poco minore di quella dei solidi ( $\frac{g}{cm^3}$ )
- scarsa comprimibilità (molecole già vicine le une alle altre)
- isotropia (proprietà fisiche uguali in tutti i "punti" del liquido)
- viscosità (resistenza delle molecole al flusso, dipende dalla natura del liquido): più viscoso se le molecole sono pesanti e di forma irregolare;
- diffusione ed espansione (minori di quelle dei gas): non sempre si possono mescolare;
- minimo rapporto superficie/volume: diverse forze tra le molecole se sono in superficie (forza che le attira verso l'interno del liquido, sotto l'azione) e quelle all'interno.



Tendono quindi a minimizzare lo spazio occupato (gocce d'acqua  $\rightarrow$  sfera, solido che occupa meno posto).

TENSIONE SUPERFICIALE  $\rightarrow$  lavoro da compiere per portare una molecola dall'interno alla superficie (che sono a un livello energetico superiore). È una forza su unità di lunghezza.

CAPILLARITÀ  $\rightarrow$  le molecole del liquido a contatto con il contenitore formano dei menischi (superficie tra liquido e aria), che possono essere concavi o convessi.

FORZE DI COESIONE  $\rightarrow$  interazioni tra le molecole del liquido

FORZE DI ADESIONE  $\rightarrow$  interazioni tra le molecole del liquido e quelle del recipiente.

$FC > FA \Rightarrow$  forma convessa  $FC < FA \Rightarrow$  forma concava

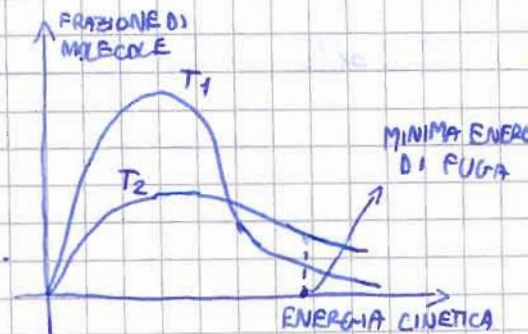
CAPACITÀ DI UN LIQUIDO DI BAGNARE UNA SUPERFICIE  $\rightarrow$  se le forze di coesione sono molto forti e quelle di adesione sono basse, il liquido non bagna, mentre se  $FC < FA$  il liquido bagna.

EVAPORAZIONE  $\rightarrow$  passaggio dallo stato liquido allo stato gassoso.

Le molecole devono avere una certa energia sufficiente a vincere le forze attrattive intermolecolari.

Le molecole in un liquido non hanno tutte la stessa energia cinetica, ma c'è una distribuzione statistica dell'energia cinetica.

Ci sono alcune particelle che hanno la energia necessaria per evaporare. Il numero di queste particelle aumenta (in percentuale) aumentando la temperatura.



$\Delta H_{vap}$   $\rightarrow$  entalpia molare di evaporazione, energia che occorre fornire ad una mole di liquido perché evapori a  $T$  costante.

L'evaporazione è sempre endotermica, ma è spontanea.

Se  $\Delta H_{vap}$  è alto, significa che le interazioni tra le molecole sono più forti.



Il legame a idrogeno è quello più forte e difficile da rompere.

Il passaggio di stato da gassoso a liquido si chiama **CONDENSAZIONE** o **LIQUEFAZIONE**.

processo ←  
esotermico  $\Delta H_{\text{condensazione}} = -\Delta H_{\text{vap}}$

Quando un liquido evapora, la sua temperatura media diminuisce, perché perde le molecole che avevano il maggior contenuto energetico.

Se l'evaporazione avviene in un recipiente aperto, dopo un po' il liquido evapora tutto.

Se si è in un recipiente chiuso, in cui è presente uno spazio libero, il liquido evapora fino a uno stato di equilibrio o equilibrio dinamico perché le particelle non sono statiche.

**TENSIONE DI VAPORE** → pressione esercitata dal vapore in equilibrio dinamico con il suo liquido.

La tensione di vapore dipende dalla temperatura:

$P = C \cdot e^{-\frac{\Delta H_{\text{vap}}}{RT}} = \frac{C}{e^{\frac{\Delta H_{\text{vap}}}{RT}}}$   $\Delta H$  è grande, la pressione sarà bassa.  
C → costante P → tensione di vapore

Se T è alta, anche la pressione sarà alta. P ∝ T

La curva sarà tanto più ripida quanto più bassa sarà  $\Delta H_{\text{vap}}$ .

**UMIDITÀ RELATIVA PERCENTUALE** → nell'aria c'è del vapore acqua

$P_{\text{TOT}} = P_{\text{aria}} + P_{\text{vapore}}$   $P_{\text{vapore}} = P_{\text{H}_2\text{O}}$

$P_{\text{H}_2\text{O}}$  → pressione parziale del vapore acqua nell'aria

$P_{\text{H}_2\text{O}}^0$  → tensione di vapore dell'acqua

$\text{U.} \% = \frac{P_{\text{H}_2\text{O}}}{P_{\text{H}_2\text{O}}^0} \cdot 100$

### EBOLLIZIONE DI UN LIQUIDO

Mentre durante l'evaporazione solo le molecole dello strato superficiale possono passare allo stato gassoso, con l'ebollizione tutte le molecole possono passare allo stato gassoso.

Un liquido bolle quando la tensione di vapore eguaglia la pressione esterna.



TEMPERATURA DI EBOLLIZIONE  $\rightarrow$  temperatura alla quale la tensione di vapore raggiunge la pressione atmosferica. Se la pressione esterna è 1 atm, parliamo di temperatura di ebollizione normale.

La temperatura di ebollizione è direttamente proporzionale alla pressione esterna.

### PASSAGGI DI STATO

DA	A	
liquido	gas	EVAPORAZIONE
gas	liquido	CONDENSAZIONE / LIQUEFAZIONE
solido	liquido	FUSIONE ( <u>non scioglimento</u> )
liquido	solido	SOLIDIFICAZIONE / CONGELAMENTO
solido	gas	SUBLIMAZIONE
gas	solido	CONDENSAZIONE / DEPOSIZIONE / BRINAMENTO

Anche per lo stato solido si può parlare di tensione di vapore del solido. Cambia con la temperatura:

$$P = C \cdot e^{-(\Delta H_{\text{sub}}/RT)}$$

$\Delta H_{\text{sub}}$  = calore molare di sublimazione

$$\Delta H_{\text{sub}} > \Delta H_{\text{vap}}$$

$$\Delta H_{\text{sub}} = \Delta H_{\text{fus}} + \Delta H_{\text{vap}}$$

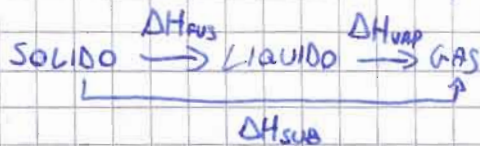
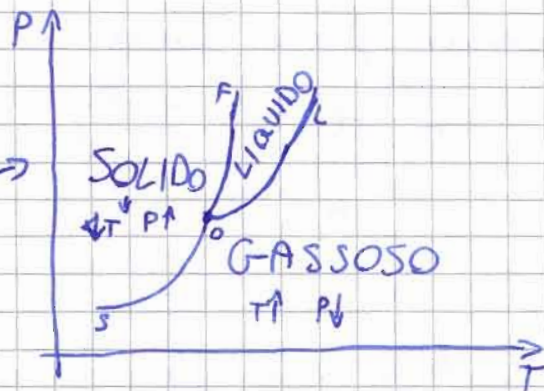


DIAGRAMMA DI STATO  $\rightarrow$



O  $\rightarrow$  punto triplo (P, T)

In O, la sostanza esiste in tutti e tre gli stati in equilibrio.



SO è una funzione  $P = P(T)$  che contiene i punti di equilibrio tra stato solido e gassoso, cioè la curva della tensione di vapore del solido.

OL è una funzione  $P = P(T)$  che dice la dipendenza della tensione di vapore dalla temperatura.

In O la tensione di vapore del liquido è uguale alla tensione di vapore del solido.

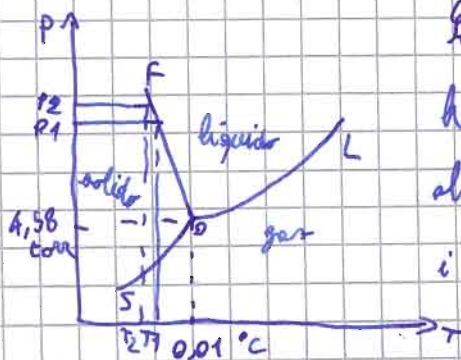


DF è una funzione  $T=T(P)$ , cioè come varia la temperatura di fusione al variare della pressione. Per molte sostanze è inclinata a destra, quindi aumentando la pressione aumenta la temperatura di fusione.

$V_1$   STATO SOLIDO  $\xrightarrow{\Delta H_{fuso}}$   Se esercito una pressione maggiore, il solido è più difficile da fondere perché devo vincere le forze della pressione.

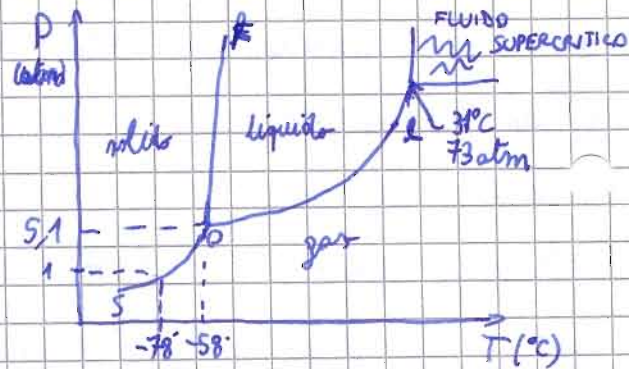
Tutte le molecole si comportano così, eccetto  $H_2O$  e  $CO_2$

DIAGRAMMA STATO  $H_2O$

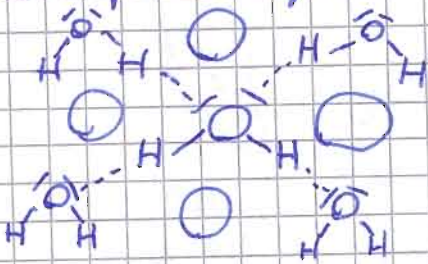


Sotto i 4,58 Torr si ha sublimazione, altrimenti si hanno i 3 stati.

DIAGRAMMA DI STATO  $CO_2$



Aumentando la pressione, diminuisce la temperatura. Questo perché il volume dell'acqua solida è maggiore di quello liquido, quindi  $d_s < d_l$ .  $d_s \rightarrow$  densità ghiaccio. Il ghiaccio forma legami a idrogeno



Ci sono buchi vuoti. Aumentando la pressione è più facile far fondere il ghiaccio

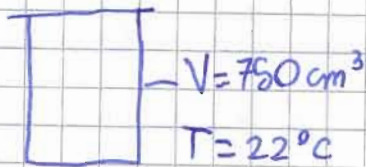
FLUIDI SUPERCRITICI

al pressione atmosferica 1 atm, sublima e forma GHIACCIO SECCO. Per avere l'anidride carbonica liquida devo andare a pressioni più elevate di 5,1 atm

In forma supercritica, può essere usata per decaffeinare il caffè, perché estrae la caffeina e poi, abbassando la pressione, viene fatta evaporare e si smaltisce

Se porto un gas a pressione e temperatura sopra al punto critico, il gas ha proprietà di solvente, cioè hanno la possibilità di interagire con le molecole.





Chiudo il contenitore, raffreddo al  
contenitore a  $0^\circ\text{C}$  e mi chiedo quanti grammi  
di acqua sono condensati:  
umidità:  $u\% = 65\%$

$$P_{\text{H}_2\text{O}}^0(22^\circ\text{C}) = 19,8 \text{ torr}$$

① quanta acqua in forma di vapore ho intrappolato nel contenitore:

$$u\% = \frac{P_{\text{H}_2\text{O}}}{P_{\text{H}_2\text{O}}^0} \cdot 100 \Rightarrow P_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{u\% \cdot P_{\text{H}_2\text{O}}^0}{100} = \frac{65 \cdot 19,8}{100} = 12,87 \text{ torr}$$

② applico la legge dei gas

$$PV = nRT \quad P = 12,87 \text{ torr} = \frac{12,87 \text{ torr}}{760} \text{ atm} \quad V = 750 \text{ cm}^3 = 750 \text{ ml} = 0,75 \text{ l}$$

$$R = 0,0821 \frac{\text{atm} \cdot \text{l}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \quad T = 22^\circ\text{C} = 295,15 \text{ K}$$

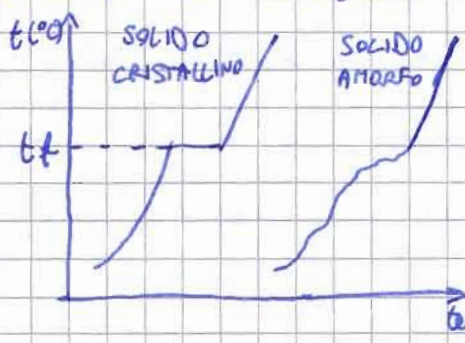
$$n = \frac{\frac{12,87}{760} \cdot 0,75}{0,0821 \cdot 295,15} = 5,24 \cdot 10^{-4} \quad g = n \times m_m = 5,24 \cdot 10^{-4} \cdot 18 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 9,43 \cdot 10^{-3} \text{ g}$$

## STATO SOLIDO

SOLIDI CRISTALLINI  $\rightarrow$  solido in cui all'interno gli atomi sono  
estremamente ordinati e questo ordine si vede anche dall'esterno  
ad esempio gli angoli tra le facce.

Se la transizione di stato da liquido a solido avviene lentamente,  
è favorita la "creazione" di solidi cristallini. Altrimenti, si hanno  
SOLIDI AMORFI, come il vetro.

Guardando la variazione della temperatura in funzione del tempo:



Nei passaggi di  
stato, la temperatura  
di fusione non  
cambia nei solidi  
cristallini

Nel solido amorfo, erro  
un valore medio di  $t_f$   
perché le molecole non  
si trovano tutte alle  
stesse condizioni.



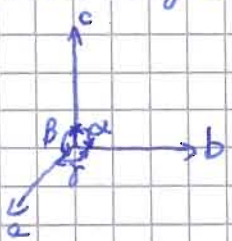
RETICOLO CRISTALLINO  $\rightarrow$  insieme di punti immateriali (nodi) che si dispongono in modo periodico nelle tre dimensioni. Ogni nodo ha lo stesso intorno degli altri.

CELLA ELEMENTARE  $\rightarrow$  unit  fondamentale per descrivere il reticolo che traslata nelle 3 dimensioni genera il reticolo (parallelepipedo).

Ad esempio, il pavimento   il reticolo, la mattonella   la cella elementare e i vertici delle mattonelle sono i nodi.

Esistono solo sette tipi di celle elementari per descrivere i solidi cristallini, che prendono il nome di SISTEMI CRISTALLINI. Per descrivere una cella elementare, ho bisogno dei parametri di cella, ovvero le tre dimensioni e i tre angoli del parallelepipedo.  $a, b, c \rightarrow$  parametri lineari di cella

$\alpha, \beta, \gamma \rightarrow$  parametri angolari di cella.



7 sistemi vanno dal pi  simmetrico al meno simmetrico:

- CUBICO (monometrico)  $\rightarrow a = b = c, \alpha = \beta = \gamma = 90^\circ$
- TETRAGONALE  $\rightarrow a = b \neq c, \alpha = \beta = \gamma = 90^\circ$
- ROMBICO  $\rightarrow a \neq b \neq c, \alpha = \beta = \gamma = 90^\circ$
- ESAGONALE  $\rightarrow a = b \neq c, \alpha = \beta = 90^\circ, \gamma = 120^\circ$
- ROMBOEDRICO  $\rightarrow$
- MONOCLINO  $\rightarrow$
- TRICLINO  $\rightarrow a \neq b \neq c, \alpha \neq \beta \neq \gamma \neq 90^\circ$

### SISTEMA CUBICO

- Se gli atomi si dispongono solo ai vertici della cella, l'atomo   condiviso da 8 celle, quindi la densit  della cella sar   $\frac{n^\circ \text{ atomi}}{8}$ , cio   $n^\circ \text{ atomi} = 8 \text{ atomi} \cdot \frac{1}{8} = 1$ . Questo tipo di cella viene detta PRIMITIVA (P).
- Se gli atomi si dispongono anche all'interno della cella, la cella viene detta a CORPO CENTRATO (I) e ha una densit  maggiore, cio :  $n^\circ \text{ atomi} = 8 \text{ atomi} \cdot \frac{1}{8} + 1 = 2$ .
- Se gli atomi si dispongono anche uno per faccia, la cella viene detta a FACCE CENTRATE. Gli atomi nella faccia appartengono a 2 celle.



$$n^{\circ} \text{ atomi} = 8 \cdot \frac{1}{8} + 6 \cdot \frac{1}{2} = 4 \text{ densità ancora maggiore}$$

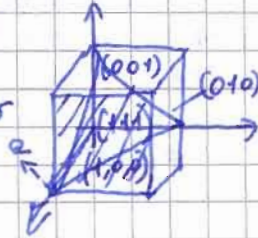
Queste possibilità valgono per le celle cubiche e, alcune, anche per gli altri tipi di cella.

INDICI DI MILLER  $\rightarrow$  terne di valori che mi permettono di trovare un piano all'interno del cristallo.

$n_h, n_k, n_l \rightarrow$  intercette, ovvero punti di intersezione del piano con gli assi.

$$n_h : n_k : n_l = h : k : l$$

$a \rightarrow$  unità di lato



$$n_h = 1$$

$$n_k = \infty$$

$$n_l = \infty$$

$(1, 0, 0)$  piano parallelo a yz.

Se il piano taglia la cella a distanza  $\frac{1}{2}a$ , avrà il piano con  $h=2$

### DIFFRAZIONE RAGGI X

Quali atomi e come sono legati nella sostanza.

Quando le onde circolari si incontrano, si crea interferenza

COSTRUTTIVA se la fase è la stessa, l'ampiezza aumenta;

DISTRUTTIVA se la fase è diversa, l'ampiezza diminuisce.

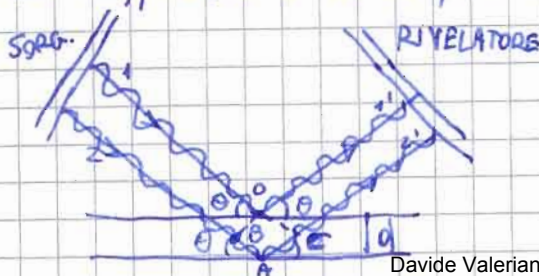
La lunghezza d'onda della radiazione e le dimensioni delle fenditure devono avere lo stesso ordine di grandezza.

L'ostacolo con fenditure è rappresentato dal reticolo cristallino, dove le distanze tra gli atomi (ordine  $10^{-10}m$ ) sono le fenditure.

Peraggio il cristallo con raggi X (ordine  $10^{-10}m$ ) per avere diffrazione che sarà composta da macchie scure e di luce che mi dicono dove si trovano gli atomi.

### LEGGE DI BRAGG

Per vedere la diffrazione come fosse una riflessione



In partenza 1/2 hanno la stessa fase (fino a  $0 + B$ ), dopo non lo sono  
 $\overline{BA} = \overline{AC}$



Per essere in fase anche dopo,  $\overline{BA} + \overline{AC} = n\lambda$   $n=1,2,3$  e allora arriva una macchia sul rivelatore.

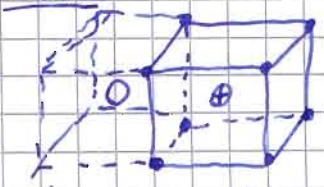
$\overline{BA} = \overline{AC} = d \cdot \sin\theta \Rightarrow \boxed{2d \cdot \sin\theta = n\lambda}$  CONDIZIONE NECESSARIA

$\lambda = 0,71 \text{ \AA}$  o  $1,54 \text{ \AA}$ , angolo  $\theta$  anche  $\Rightarrow$  ricarro di tante volte facendo ruotare il cristallo per variare  $\theta$ .

CLASSIFICAZIONE DEI SOLIDI CRISTALLINI

TIPO DI SOLIDO	UNITA' COSTITUTIVE	LEGAME ATTRATTIVO TRA LE UNITA' COSTITUTIVE	ESEMPI
▶ IONICO	ioni	ionico	iodio (NaCl, CsCl)

CsCl



COORDINAZIONE  $\text{CS}^+ = 8$   
n° totale di atomi

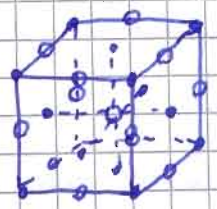
$\text{Cl}^-$  primitiva  
 $\text{CS}^+$  P

Se disegniamo altre 6 celle cubiche (4 fuori dal piano) otteniamo una cella cubica anche per il cesio. Il cloro vale  $\frac{1}{8}$ , il cesio 1  $\Rightarrow 1\text{CS}^+$  e  $1\text{Cl}^-$

$\frac{r_{\text{CATIONE}}}{r_{\text{ANIONE}}} \geq 0,73$

$r \rightarrow$  raggio e' necessario che entrambi gli ioni siano abbastanza grandi

NaCl



$\text{Cl}^-$  celle a facce centrate  
 $\text{Na}^+$  coordinazione = 6  $\text{Na}^+$   
ioni più vicini  $\text{Cl}^-$

Struttura cubica a facce centrate. Ogni ione e' circondato da 6 ioni di segno opposto.  $\frac{r_c}{r_a} \geq 0,414$

▶ RETICOLO COVALENTE	atomi	covalente	diamante grafite
----------------------	-------	-----------	------------------

DIAMANTE

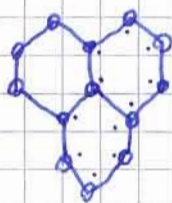
sistema cubico, ogni atomo di carbonio e' circondato da altri quattro atomi di carbonio.

Il diamante e' isolante.



## - GRAFITE

Sistema esagonale. Struttura con vari piani. I legami covalenti sono su ogni piano e tra i piani ci sono solo forze di van der Waals. I piani sono paralleli. È un ottimo conduttore.



Delocalizzazione  $\rightarrow$  possibilità di spostamento degli elettroni

- ▶ METALLICO      atomi      metallici      Fe, Ag, Cu
- ▶ MOLECOLARE      atomi/molecole      forze intermolecolari      H<sub>2</sub>O, CO<sub>2</sub>, Ne

## PROPRIETÀ DEI DIVERSI TIPI DI SOLIDI

TIPO	PUNTO FUSIONE	CONDUCIBILITÀ	DUREZZA E FRAGILITÀ
ionico	alto/molto alto	non conduttore (liquido sì)	duro e fragile
reticolo covalente	molto alto	no	molto duro (eccezioni: grafite)
metallica	variabile	conduttore	durezza variabile, malleabile
n molecolare	basso	no	tenere e fragile

## POLIMORFISMO

Si ha quando una stessa specie chimica cristallizza in forme diverse. Ogni forma ha un suo intervallo di esistenza.

## CRISTALLI LIQUIDI

- Forma della materia intermedia tra solido cristallino e liquido. Le molecole devono essere rigide e di forma allungata (bastoncino). Ordine prestabilito del cristallo, ma senza la rigidità del cristallo, cioè risponde a sollecitazioni esterne modificandosi.

FASE NEMATICA

$\rightarrow$  molecole con ordinamento preferenziale (stessa orientazione)

FASE SMETTICA

$\rightarrow$  più ordinate, le molecole formano dei blocchi



Le fasi intermedie sono flessibili. C'è una fase in cui le molecole formano un'elica, che varia il suo passo a seconda della temperatura, facendo cambiare il colore.

## SOLUZIONI

Miscela finemente omogenea di due o più componenti.

SOLVENTE → componente in eccesso

SOLUTO → componente in difetto

Non è più possibile riconoscere gli elementi che la compongono e in ogni punto della soluzione ha le stesse proprietà.

Vengono classificate in base allo stato del solvente:

- SOLUZIONI GASSOSE → solvente gas, soluto gas. I soluti possono essere presenti in qualsiasi quantità senza avere limiti di solubilità.

- SOLUZIONI LIQUIDE → solvente liquido

(I) SOLUTO SOLIDO → acqua di mare (sale e acqua). Le molecole d'acqua vanno a idratare (circondare d'acqua) il sale.

(II) SOLUTO GASSOSO → acqua gassata

(III) SOLUTO LIQUIDO → alcol liquido in acqua

- SOLUZIONI SOLIDE (LEGHE) → solvente solido

(I) SOLUTO SOLIDO → ottone, ovvero zinco e rame

(II) SOLUTO LIQUIDO → mercurio e argento

(III) SOLUTO GASSOSO

Ci sarà in alcune posizioni un metallo e in altre l'altro.

SOLUZIONI SOLIDE SOSTITUZIONALI → gli atomi del solvente e del soluto sono circa delle stesse dimensioni, quindi in alcuni punti il soluto si sostituisce al solvente

SOLUZIONI SOLIDE INTERSTIZIALI → acciaio (ferro e carbonio), in cui il soluto è più piccolo del solvente che non va a sostituire l'acciaio, ma si va a mettere negli interstizi.



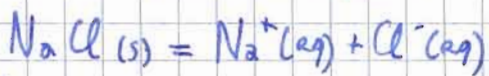
affinchi si formino soluzioni liquide, le forze di interazione fra le molecole di soluto e quelle fra le molecole di solvente siano dello stesso tipo. IL SIMILE SCIoglie IL SIMILE.

Un composto polare non si mescola con uno apolare.

SOLUZIONI ELETTROLITICHE (o IONICHE) → soluzioni liquide che conducono corrente elettrica per presenza di ioni positivi e negativi. Le più comuni sono sali, acidi e basi.

L'acqua distillata non conduce.

DISSOCIAZIONI → separazione degli ioni positivi e negativi:



La formazione di una soluzione è: parto da un cristallo e dal solvente e ottengo ioni solvatati.

ENTALPIA DI SOLUZIONE → può essere negativa o positiva.

$\Delta H$  = contributo per rompere il reticolo cristallino + contributo per idratare gli ioni.

$\Delta H_{\text{RET}}$  = energia che occorre per allontanare all'infinito una mole di ioni del composto ionico. È sempre segno positivo (endotermico).

La formazione degli ioni ha contributo negativo (segno meno).

$$\Delta H_{\text{sol}} = \Delta H_{\text{RET}} - (W_{\text{H}^+} + W_{\text{Cl}^-})$$

CONCENTRAZIONE DELLA SOLUZIONE → rapporto solvente / soluto

SOLUZIONE CONCENTRATA → molto soluto

SOLUZIONE DILUITA → molto solvente

SOLUBILITÀ → quantità massima di sostanza che a una certa temperatura può sciogliersi in una certa quantità di solvente, dando origine a un sistema stabile. In tali condizioni, la soluzione è SATURATA.

Alcuni composti si sciolgono più facilmente di altri.

SOLUBILITÀ → concentrazione della soluzione satura.

CORPO DI FONDO → ciò che rimane sul fondo

Corpo di fondo = soluzione non in equilibrio dinamico.



PERCENTUALE DI MASSA DI UN COMPONENTE =  $\frac{\text{MASSA SOLUTO}}{\text{MASSA SOLUZIONE}} \cdot 100$

$\frac{5 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{20 \text{ g H}_2\text{O}} \cdot 100 = 20\%$

PERCENTUALE IN VOLUME DI UN COMPONENTE =  $\frac{\text{VOLUME SOLUTO}}{\text{VOLUME SOLUZIONE}} \cdot 100$

Non sempre i volumi sono additivi ( $V_A + V_B \neq V_{A+B}$ )

FRAZIONE MOLARE =  $\frac{\text{MOLI DEL COMPONENTE}}{\text{MOLI TOTALI DELLA SOLUZIONE}}$

$X_A = \frac{\text{moli di A}}{\text{moli di A} + \text{moli di B}}$   $\sum X_i = 1$

Soluzione acquosa al 10% di  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (se sottinteso, considero % di massa)

$X_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{n_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{n_{\text{H}_2\text{SO}_4} + n_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{10 \text{ g} / 98 \text{ g/mol}}{\frac{10 \text{ g}}{98 \text{ g/mol}} + \frac{90 \text{ g}}{18 \text{ g/mol}}} = 0,02$   $X_{\text{H}_2\text{O}} = 0,98$

↳ massa molare  $\text{H}_2\text{O}$

MOLARITÀ o CONCENTRAZIONE MOLARE

$M = \frac{\text{MOLI DI SOLUTO}}{\text{LITRI DI SOLUZIONE}}$

$M = \frac{n_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{2 \text{ L}} = \frac{19,6 \text{ g} / 98 \text{ g/mol}}{2 \text{ L}} = 0,1 \text{ M}$

Dentro a un ml, avrò  $0,1 \cdot 10^{-3}$  moli di  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

MOLALITÀ

$m = \frac{\text{MOLI DI SOLUTO}}{\text{CHILOGRAMMI DI SOLVENTE}}$

$m = \frac{1 \text{ mol di H}_2\text{SO}_4}{2 \text{ kg di mol}} = \frac{19,6 \text{ g} / 98 \text{ g/mol}}{2 \text{ kg}} = 0,5 \text{ m}$

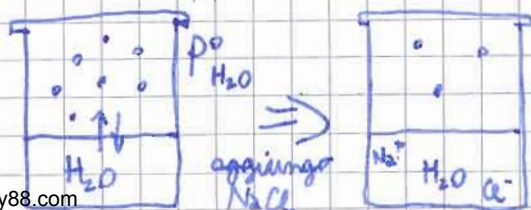
PARTI PER MILIONE

↳ per le tracce, soluti presenti in quantità piccola

$\text{PPM} = \frac{\text{PARTI DI SOLUTO}}{\text{MILIONI DI PARTE DI SOLUZIONE}}$

$\frac{5 \text{ ppm di SO}_2 \text{ in aria}}{5 \text{ ml}} \cdot 10^6 \text{ ml} \dots$

Se aggiungo un soluto a un liquido puro, le proprietà della soluzione cambiano. SOLUZIONI IDEALI → simili a quelle reali se molto diluite, dove regge la legge di Raoult,

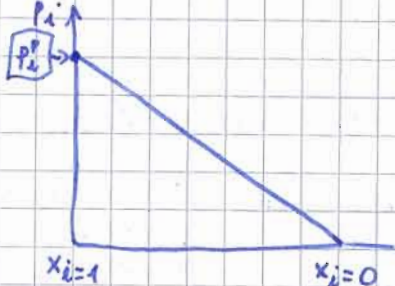
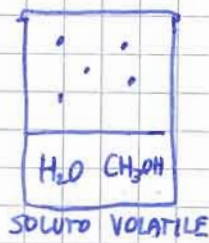


Diminuisce la tensione di vapore



$$P_i = X_i \cdot P_i^0$$

LEGGE DI RAOUlt  $X_i \rightarrow$  frazione molare  $< 1$   $P_i^0 \rightarrow$  tensione di vapore da solo  
 $P_i \rightarrow$  tensione di vapore in soluzione



$$P_{H_2O} = X_{H_2O} \cdot P_{H_2O}^0$$

$$P_{CH_3OH} = X_{CH_3OH} \cdot P_{CH_3OH}^0$$

$\rightarrow P_{TOT}$

Considero tutti i costituenti volatili della soluzione.  
 Aggiungendo un soluto, a un liquido puro, la tensione di vapore col

PROPRIETA' COLLIGATIVE DELLE SOLUZIONI,

Dipendono solo dalla quantità di particelle, non dalle loro natura:

- 1) abbassamento della tensione di vapore
- 2) innalzamento del punto di ebollizione  $\rightarrow$  aumenta la temperatura di ebollizione della miscela rispetto a quella dell'acqua pura
- 3) abbassamento del punto di congelamento
- 4) pressione osmotica

① SOLUTO NON VOLATILE  
 $H_2O$   $NaCl$

SOLUTO VOLATILE  
 $H_2O$   $CH_3OH$

$$P_{H_2O} = X_{H_2O} \cdot P_{H_2O}^0$$

$$P_{NaCl} = X_{NaCl} \cdot P_{NaCl}^0$$

$$P_{TOT} = P_{H_2O} + P_{NaCl}$$

LEGGE DI DALTON

Ma  $P_{NaCl}^0 \rightarrow 0$  perché il soluto non è volatile.  
 Trascuro  $P_{NaCl}$ .

$$P_{TOT} \approx P_{H_2O} = X_{H_2O} \cdot P_{H_2O}^0$$

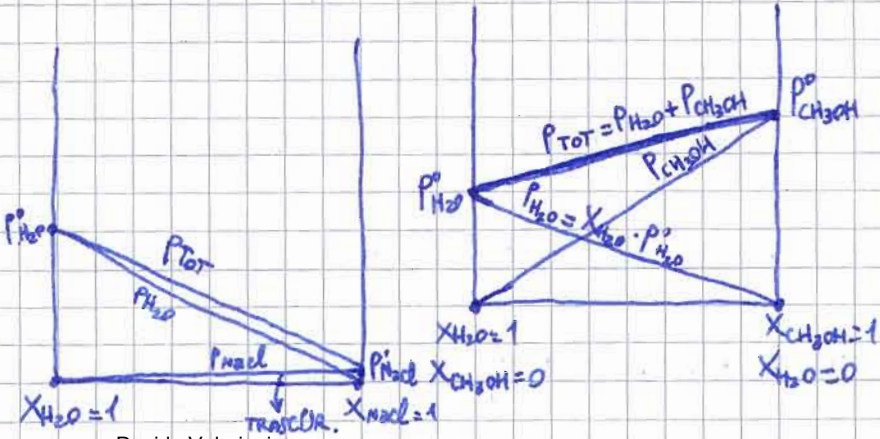
$$P_{H_2O} = X_{H_2O} \cdot P_{H_2O}^0$$

$$P_{CH_3OH} = X_{CH_3OH} \cdot P_{CH_3OH}^0$$

$$P_{TOT} = X_{H_2O} \cdot P_{H_2O}^0 + X_{CH_3OH} \cdot P_{CH_3OH}^0$$



DIAGRAMMI PER SOLUZIONI IDEALI









OSMOSI → fenomeno tra due soluzioni separate da una MEMBRANA SEMIPERMEABILE, cioè che fa passare solo il solvente e non il soluto. In un processo spontaneo, il solvente passa dalla soluzione più diluita a quella più concentrata.

Le due soluzioni devono avere diversa concentrazione.

OSMOSI INVERSA → se applico una pressione > pressione osmotica, ho l'effetto inverso.

PRESSIONE OSMOTICA → pressione che devo esercitare sulla soluzione per evitare che il solvente si sposti.

EQUAZIONE DI VAN'T HOFF

$$\pi = C_m R T \quad C_m = \frac{n}{V} \text{ concentrazione molare del soluto}$$

Simile all'equazione dei gas perfetti.

SOLUZIONI ISOTONICHE → soluzioni con la stessa pressione osmotica

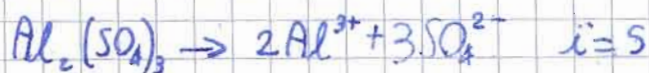
PROPRIETÀ COLLAGATIVE DI SOLUZIONI IONICHE

$$\Delta T_f = i \cdot K_f \cdot m \quad i = \text{coefficiente di van't Hoff} = \text{numero di ioni dissociati}$$

$$\pi = i \cdot C_m \cdot R \cdot T$$

ESEMPIO

$$C_m = 0,1 \text{ NaCl} \quad 1 \text{ l } 0,1 \text{ mol NaCl} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^- \quad i = 2$$



ESERCIZI

Quale % in peso di glicole etilenico ( $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}_2$ ) deve essere presente nella miscela antigelo acqua-glicole di un'auto perché l'acqua non congeli prima di  $-10^\circ\text{C}$ ?  $K_f = 1,858 \text{ K} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{kg}$   $MM = 62,07 \text{ g/mol}$

$$\Delta T = K_f \cdot m \quad 0^\circ - (-10^\circ\text{C}) = 1,858 \text{ K} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{kg} \cdot m$$

$$m = \frac{n^{\circ} \text{ glicole}}{\text{Kg solvente (H}_2\text{O)}} \quad X = \text{g di glicole}$$

masse  $\text{H}_2\text{O} = 100 - X$  perché prendo 100g di soluzione

$$m = \frac{X}{MM} = \frac{X \text{ g}}{62,07 \text{ g/mol}}$$

$$10 = 1,858 \cdot \frac{X}{62,07} \cdot \frac{1}{(100-X) \cdot 10^{-3}} \quad \dots \quad X = 25$$

$$\% = 25\%$$



7 Trovare la pressione osmotica di una soluzione di NaCl con concentrazione del 3,5% alla temperatura di 18°C e la densità è 1 g/cm³

T = 18°C

il soluto è un sale, cioè si dissocia

3,5% di NaCl  $\Pi = C_m \cdot R \cdot T \Rightarrow \Pi = i \cdot C_m \cdot R \cdot T$  con  $i = 2$  perché  
 NaCl  $\rightarrow$  Na<sup>+</sup> + Cl<sup>-</sup> TOT IONI = 2

$d = 1 \frac{g}{cm^3}$

$\Pi = 2 \cdot C_m \cdot 0,082 \cdot (18 + 273,15)$

$C_m = \frac{n_{NaCl}}{V}$

Ne 100g di soluzione, 3,5g sono di NaCl

V soluzione in 1000g, saranno 35g di NaCl

1000g di soluzione occupano 1l (perché la densità è 1g/cm³)

$C_m = \frac{\frac{35g}{M_{NaCl}}}{1l} = \frac{\frac{35g}{(23+35,5) \frac{g}{mol}}}{1l} = 0,599$

$\Pi = 2 \cdot C_m \cdot 0,082 \cdot (291,15) = 28,6 \text{ atm}$

## EQUILIBRIO CHIMICO

REAZIONE ANDATA ~~FA~~ COMPLETEZZA  $\rightarrow$  quando dai reagenti si arriva ai prodotti e

la reazione è finita.

Se una reazione può avvenire in entrambi i sensi  $A+B \rightleftharpoons C+D$ , la reazione è reversibile. Se le velocità delle due reazioni sono uguali, si ha EQUILIBRIO DINAMICO.

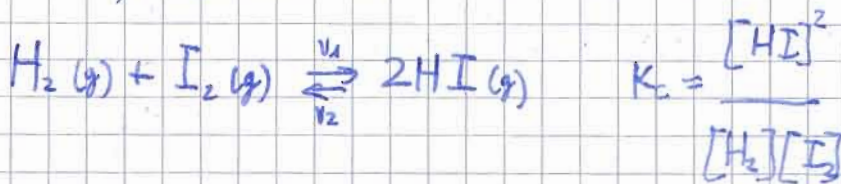
LEGGE DELL'EQUILIBRIO CHIMICO  
 o LEGGE DELL'AZIONE DI MASSA

$K_c = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$

[C]  $\rightarrow$  concentrazione molare  
 c  $\rightarrow$  coefficiente stechiometrico

Valore se si è in equilibrio dinamico e la temperatura sia costante.

Al variare della temperatura, l'equilibrio cambia e  $K_c$  sarà sempre una costante, ma diversa.



$K_c$  è sempre un numero puro.

$K_c$  varia in base a come bilancia la reazione stessa.

Invece le concentrazioni, posso usare le pressioni parziali.



$$K_p = \frac{(P_C)^c \cdot (P_D)^d}{(P_A)^a \cdot (P_B)^b}$$

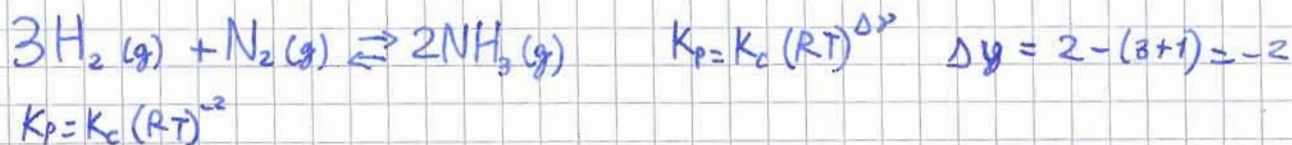
costante di equilibrio  
in funzione della  
pressione

$$P_i = \frac{n_i}{V} \cdot R \cdot T \quad P_i = [i] \cdot R \cdot T \quad [i] \text{ concentrazione molare}$$

$$K_p = \frac{\{[C] \cdot R \cdot T\}^c \cdot \{[D] \cdot R \cdot T\}^d}{\{[A] \cdot R \cdot T\}^a \cdot \{[B] \cdot R \cdot T\}^b} = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b} \cdot \frac{(RT)^{c+d}}{(RT)^{a+b}} = K_c \cdot (RT)^{\overbrace{c+d-a-b}^{\Delta \nu}}$$

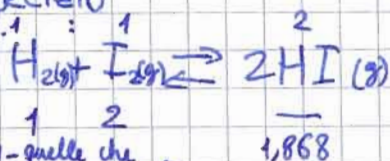
C.S. PRODOTTI < REAGENTI

$K_p = K_c \cdot (RT)^{\Delta \nu}$  se  $\Delta \nu = 0$ ,  $K_p = K_c$ , cioè quando reagenti e prodotti hanno gli stessi coeff. stechiometrici.



### ESERCIZIO

STECHEIOM. 1 : 1



$V=1\text{ l}$   $n_{H_2}=1$   $n_{I_2}=2$  all'equilibrio,  $n_{HI}=1,868$   
Cond. iniziali:  $K_c = ?$

INIZIO: 1 2  
EQUIL: 1- quelle che hanno reagito

$$K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]}$$

$$2_{HI} : 1_{H_2} = 1,868_{HI} : x_{H_2} \quad x_{H_2} = \frac{1,868}{2} = 0,934$$

$$2_{HI} : 1_{I_2} = 1,868_{HI} : x_{I_2} \quad x_{I_2} = \frac{1,868 \cdot 2}{2} = 0,934$$

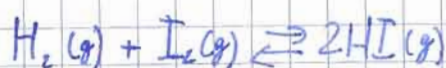
all'equilibrio 1-0,934 moli di  $H_2$ , 2-0,934 di  $I_2$  e 1,868 di  $HI$  dividendo per il volume (1 l)

$$K_c = \frac{\left[\frac{1,868}{1}\right]^2}{\left[\frac{0,066}{1}\right] \cdot \left[\frac{1,066}{1}\right]} = 49$$

Da  $K_c$  posso sapere se sono favorite i prodotti o i reagenti, cioè i prodotti (se  $K_c \gg 1$ ) o i reagenti sono molto più concentrati.

Se  $K_c \cdot K_f \approx 1$ , la reazione è veramente in equilibrio.

### ESERCIZIO



	$H_2$	$I_2$	$HI$
I	1	1	-
E	1-x	1-x	2x

$V=1\text{ l}$   $n_{H_2}=1$

moli che hanno reagito

si formano due moli



$$[H_2] = \frac{1-x}{1} \quad [I_2] = \frac{1-x}{1} \quad [HI] = \frac{2x}{1}$$

volumi recipienti

$$K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]} \quad 49,6 = \frac{(2x)^2}{(1-x)(1-x)} \Rightarrow 49,6 = \frac{4x^2}{(1-x)^2}$$

una soluzione non sarà compatibile al problema.

EQUILIBRI ETEROGENI → reazioni con molecole in fasi diverse.

Per trovare  $K_c$  o  $K_p$  non considero solidi e liquidi puri. Considero solo gas e concentrazioni. Solidi e liquidi sono già compresi nella costante in quanto non cambiano a temperatura costante.

### PRINCIPIO DELL'EQUILIBRIO CHIMICO o di LE CHATELIER-BRAUN

ci sono 3 modi per alterare lo stato di equilibrio di un sistema:

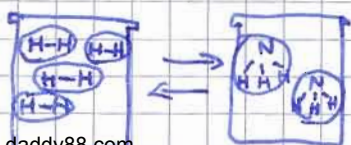
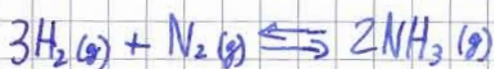
- variazione di concentrazione dei reagenti o prodotti
- variazione della pressione
- variazione della temperatura

Il sistema reagisce opponendosi a questi cambiamenti, modificando la composizione di reagenti e/o prodotti.

Variando la concentrazione,  $K$  non deve cambiare, ma cambiano le singole concentrazioni. Se tolgo un po' di prodotto, la reazione cercherà di opporsi per mantenere l'equilibrio facendo reagire i reagenti e spostando l'equilibrio a destra. Se aumento la concentrazione dei prodotti, l'equilibrio si sposta a sinistra. Ragionamento simile per i reagenti.

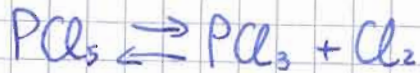
$\Delta c$ reagenti	$\Delta c$ prodotti	spostamento
-	+	SX
+	-	DX

Variano la pressione non è sempre detto che l'equilibrio si perturbi, dipende dalla stechiometria della reazione.



$p_2 > p_1$  se diminuisco la pressione, il sistema cerca di aumentare la pressione, e sposta l'equilibrio verso sinistra.





$n_R < n_P$  aumento di pressione  $\rightarrow$  sposta verso destra  
 diminuzione di pressione  $\rightarrow$  sposta verso sinistra

Se  $n_R = n_P$ , la pressione non influenza l'equilibrio

Nel caso di variazioni di temperatura, devo sapere se la reazione è esotermica o endotermica da sinistra a destra.

Se  $\Delta H < 0$ , il sistema si oppone all'aumento della temperatura assorbendo calore, si comporta in modo endotermico, favorisce i reagenti.

Se  $\Delta H > 0$ , il sistema assorbe calore, si comporta in modo endotermico da sinistra a destra, favorisce i prodotti.

ALTE TEMPERATURE  $\rightarrow$  ALTA VELOCITÀ DI REAZIONE

### ESERCIZIO



$$T = 600K$$

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

$$E.g. P_{SO_3} = 300 \text{ atm}$$

$$P_{O_2} = 100 \text{ atm}$$

$$P_{SO_2} = ?$$

$$\Delta n = n_{SO_3} - n_{SO_2} - n_{O_2} = 2 - 2 - 1 = -1$$

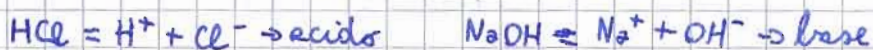
$$K_p = 1,7 \cdot 10^8 \cdot (0,0821 \cdot 600)^{-1} \frac{P_{SO_3}^2}{(600)^2 \cdot P_{O_2} \cdot P_{SO_2}^2}$$

## ACIDI E BASI

DEFINIZIONE DI ARRHENIUS (riferite solo alle soluzioni acquose)

ACIDO  $\rightarrow$  sostanza che in acqua si dissocia e libera ioni  $H^+$

BASE  $\rightarrow$  sostanza che in acqua si dissocia e libera ioni  $OH^-$



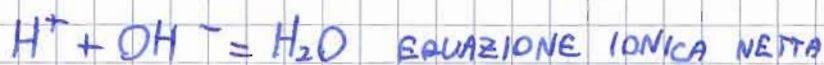
ACIDO o BASE FORTE  $\rightarrow$  le molecole si dissociano completamente, cioè in soluzione ho solo ioni e non più molecole neutre.

ACIDO o BASE DEBOLE  $\rightarrow$  le molecole non si dissociano completamente, a percentuale di molecole neutre. Formano reazioni di equilibrio



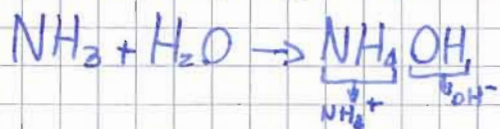
IDROSSIDI  $\rightarrow$  sempre basi forti.

La reazione tra un acido e una base danno un sale e acqua. La reazione vera avviene tra ioni  $H^+$  dell'acido e ioni  $OH^-$  della base.



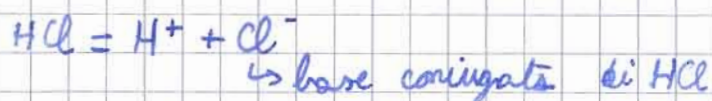
Questa reazione, che da due ioni forma una molecola neutra, si chiama REAZIONE DI NEUTRALIZZAZIONE. La soluzione è per cui neutra perché  $H^+$  e  $OH^-$  si uniscono a formare acqua (neutra).

Anche l'ammoniaca è una base perché in acqua libera ioni  $OH^-$ .



TEORIA DI BRÖNSTED-LOWRY.

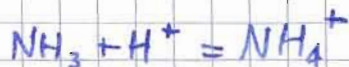
ACIDO  $\rightarrow$  quando reagisce libera ioni  $H^+$  e uno ione negativo chiamato BASE CONIUGATA dell'acido.



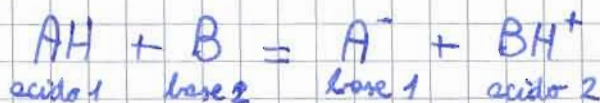
BASE  $\rightarrow$  composto in grado di legarsi con ioni  $H^+$  per trasformarsi nel suo ACIDO CONIUGATO.

Le reazioni acido-base sono reazioni di scambio di protoni.

$H^+$   $\rightarrow$  particella protone.  $\hookrightarrow$  REAZIONI PROTOLITICHE

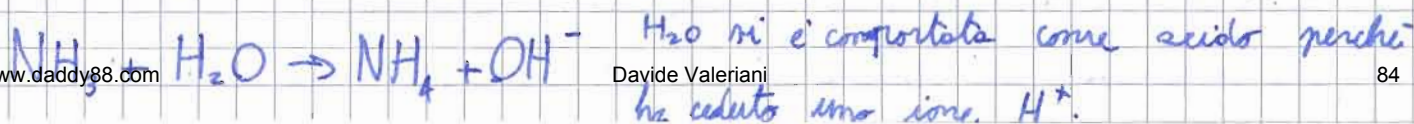


Le reazioni acido-base per questa teoria si possono generalizzare:



Esempio:  $HCl + H_2O \rightarrow H_3O^+ + Cl^-$  L'acqua ha acquisito lo ione  $H^+$ , quindi si è comportata come una base.

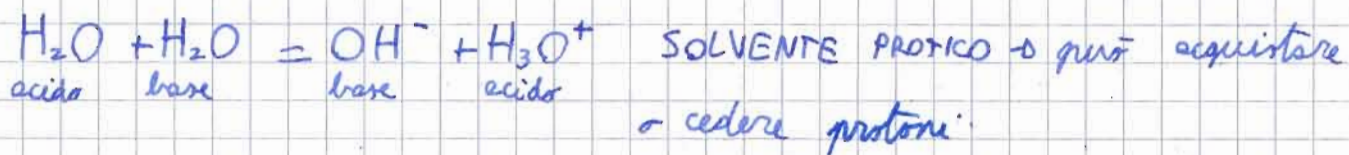
$H_3O^+$  può anche considerarlo come un acido in quanto può cedere uno ione  $H^+$  che può venire acquistato da  $Cl^-$  (base), per cui la reazione posso vederla anche nel senso opposto.





SOSTANZA ANFOTERA  $\rightarrow$  sostanza che si può comportare sia da acido che da base.  
o ANFIROTICA

## IONIZZAZIONE DELL'ACQUA

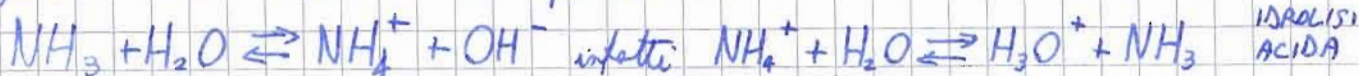


SOLVENTI APROTICI  $\rightarrow$  solventi in cui o non ci sono idrogeni o non si ha la tendenza ad allontanarsi dalla molecola (bassa elettronegatività) e non possono neanche acquistare protoni perché non hanno prot.

## FORZA DI ACIDI E BASI

Se parto da un acido forte, ottengo una base debolissima.

L'ammoniacca non è una base forte perché in presenza di acqua genera una reazione di equilibrio.



Una base debole genera acido coniugato debole.

Se una sostanza (acido o base) dà origine a reazioni di equilibrio, allora è debole, altrimenti è forte.

EFFETTO LIVELLANTE DEL SOLVENTE  $\rightarrow$  gli acidi forti vengono definiti così perché in acqua si dissociano completamente; sono tutti forti allo stesso modo, non posso fare confronti.

Tra le basi e gli acidi deboli posso distinguere in base all'equilibrio che trovo.

FRECCIA SINGOLA  $\rightarrow$  acido o base forte

DOPPIA FRECCIA  $\rightarrow$  acido o base debole

Nel caso di acidi deboli, ho reazioni di equilibrio, quindi posso calcolare la costante  $K_a$ .  $K_a \rightarrow$  costante di ionizzazione acida.

Il valore di  $K_a$  è una misura della forza o della debolezza dell'acido.

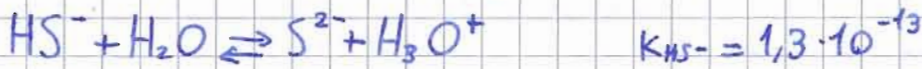
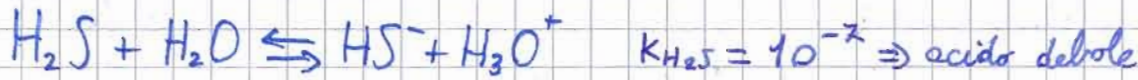
$F^- \rightarrow$  carica negativa, ione piccolo, instabile.

Se un acido è forte, la base coniugata è stabile.



$$K_{HF} = \frac{[F^-][H_3O^+]}{[HF]} = 6,76 \cdot 10^{-4} \text{ equilibrio spostato a sinistra}$$

$\Rightarrow$  ACIDO DEBOLE

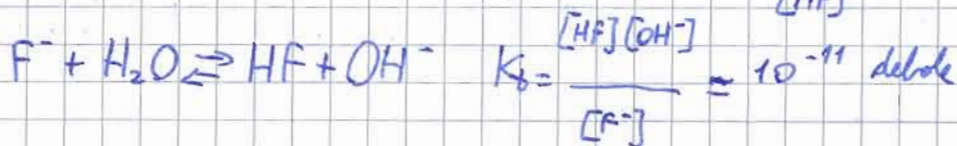
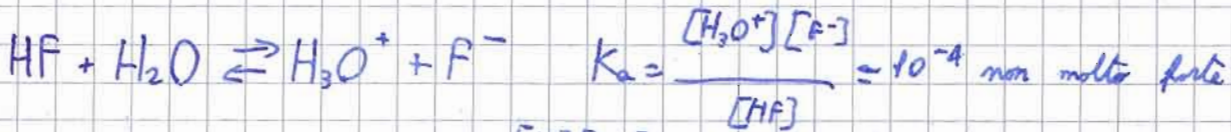


acido poliprotico  $\Rightarrow$  la costante diventa sempre piú piccola  $\Rightarrow$  man mano che dissocia, ottengo acidi sempre piú deboli.

$HS^-$  trattiene di piú l' $H^+$  del  $H_2S$ . Inoltre,  $HS^-$  sarebbe una base coniugata ed è difficile farla comportare da acido.

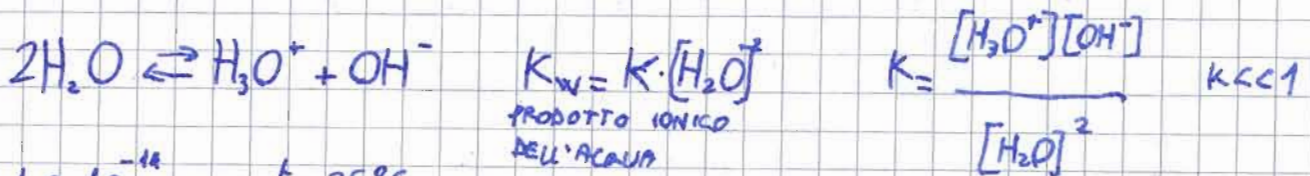
$K_b \rightarrow$  COSTANTE DI IONIZZAZIONE BASICA

Nell'ammoniacca,  $K_b = 1,8 \cdot 10^{-5} \Rightarrow$  l'ammoniacca è debole.



$p = -\log_{10}$      $pK_a = -\log_{10} K_a$     Se l'acido è debole,  $pK_a$  è alta.

### AUTOIONIZZAZIONE DELL'ACQUA



$$K_w = 1,0 \cdot 10^{-14} \quad t = 25^\circ C$$

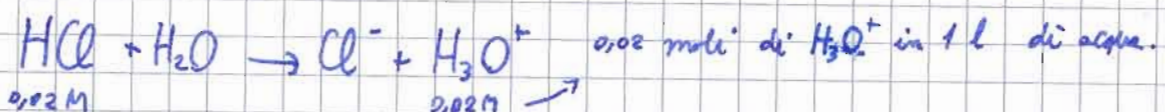
Per questa bassa concentrazione di ioni l'acqua non conduce corrente.

$K_w$  cambia in base alla temperatura, ma non di molto.

$$[H_3O^+] = [OH^-] = \sqrt{K_w} = 10^{-7} \frac{\text{mol}}{l} \quad \text{Stessa quantità di ioni } H_3O^+ \text{ e ioni } OH^-.$$

SOLUZIONE NEUTRA  $\rightarrow$  soluzioni in cui la concentrazione di  $H_3O^+$  è uguale a quella di  $OH^-$ .

Gli'acqua è poco dissociata.



$K_w = 10^{-14}$  anche se mescolata con altri liquidi.



$$0,02 \cdot [\text{OH}^-] = 1,0 \cdot 10^{-14} \left(\frac{\text{mol}}{\ell}\right)^2 \Rightarrow [\text{OH}^-] = 5 \cdot 10^{-13} \frac{\text{mol}}{\ell}$$

Non è qui una soluzione neutra perché  $[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-]$

SOLUZIONE  
NEUTRA

SOLUZIONE  
ACIDA

SOLUZIONE  
BASICA

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-7} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] > 10^{-7} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] < 10^{-7} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-7} \frac{\text{mol}}{\ell}$$

$$[\text{OH}^-] < 10^{-7} \frac{\text{mol}}{\ell}$$

$$[\text{OH}^-] > 10^{-7} \frac{\text{mol}}{\ell}$$

NEUTRALIZZAZIONE

aggiungo ioni  $\text{OH}^-$

aggiungo ioni  $\text{H}_3\text{O}^+$

$$p = -\log_{10}$$

$$pH = -\log_{10} [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$pOH = -\log_{10} [\text{OH}^-]$$

Posso usare indifferentemente pH o pOH perché sono correlati.

esempio

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-3}$$

$$pH = -\log_{10} 10^{-3} = 3$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{10^{-14}}{10^{-3}} = 10^{-11}$$

$$pOH = -\log_{10} 10^{-11} = 11$$

$$pH + pOH = 14$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14}$$

SOLUZIONE  
NEUTRA

SOLUZIONE  
ACIDA

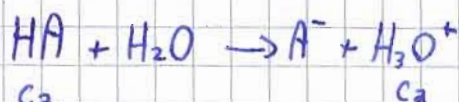
SOLUZIONE  
BASICA

$$pH = 7$$

$$pH < 7$$

$$pH > 7$$

INDICATORI DI pH → sostanze che cambiano colore in base al pH.



$$pH = -\log_{10} c_a$$

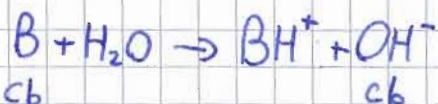
SOLUZIONI ACIDE

esempio



0,01 M di HCl

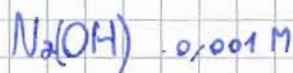
$$pH = -\log_{10} 0,01 = 2$$



$$pOH = -\log_{10} c_b$$

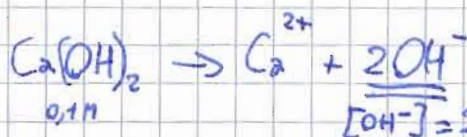
SOLUZIONI BASICHE

esempio



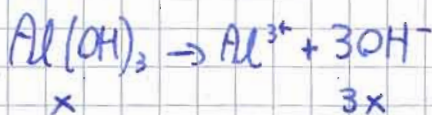
$$pOH = -\log_{10} 0,001 = 3$$

$$pH = 14 - 3 = 11$$



$$pOH = -\log_{10} 0,2$$

$$[\text{OH}^-] = 2 \cdot 0,1 \text{ M} = 0,2 \text{ M}$$



EJERCIZIO

$1000 \text{ cm}^3$

soluzione HCl 0,1 M

David Valeriani

aggiungo

0,25 M

pH prima e dopo.



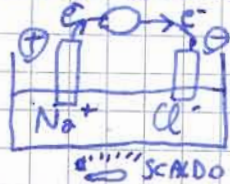




alcuni metalli non li trovo da soli e per trovarli singoli devo ridurli. Anchi il sodio (Na) si trova di solito come NaCl. Per ottenere  $2Na + Cl_2$ , utilizzo la corrente elettrica.

La reazione spontanea è  $2Na + Cl_2 \rightarrow 2NaCl$ .

tramite corrente elettrica, posso ottenere  $NaCl \rightarrow 2Na + Cl_2$



O → generatore di corrente

SCARDO

NON ottengo una soluzione, ma del  $Na^+$  e  $Cl^-$  liquido.

SONO SEMPRE REDOX

↓  
devo avere  $Na^+$  e  $Cl^-$

↓  
devo fondere  $NaCl$  liquido.

Non aggiungo  $H_2O$  perché  $H^+$  e  $OH^-$  interferirebbero.

ELETTRODI → bacchette di metallo usate per far condurre elettroni.

Spesso anche di carbone grafite, che non interferiscono con la reazione.

La pila estrae elettroni da un elettrodo e li porta nell'altro. Un

elettrodo si carica positivamente, l'altro negativamente. Il sodio ( $Na^+$ )

viene attratto dall'elettrodo carico negativamente e il cloro ( $Cl^-$ )

dall'altro. Il sodio accetta l'elettrone e la reazione di riduzione

è  $Na^+ + e^- \rightarrow Na$ . L'elettrodo in cui avviene la riduzione viene

chiamato CATODO (consonante-consonante). Il cloro cede un elettrone e

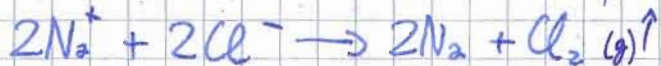
la reazione di ossidazione è  $Cl^- \rightarrow Cl + e^-$ . L'elettrodo viene

chiamato ANODO.

OSSIDAZIONE → ANODO (+)      RIDUZIONE → CATODO (-)

La reazione secondaria (non redox) è  $Cl + Cl \rightleftharpoons Cl_2 \Rightarrow 2Cl^- \rightarrow 2e^- + Cl_2$

Il numero di elettroni ceduti e acquistati devono essere uguali.



APPLICAZIONI ELETTROLISI

1) ottenere dei metalli singoli dai loro sali.

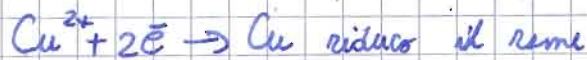
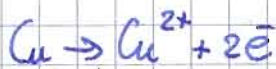
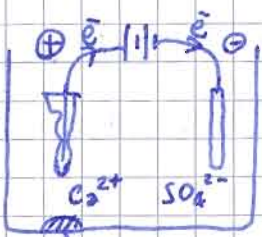
2) ricoprire un metallo di un altro metallo (zincatura/cromatura/nichelatura)

3) raffinazione del rame → metto il rame su un elettrodo (+). Si differenzia

in rame e metalli nobili e meno nobili. Sull'altro elettrodo, raccoglie

il rame puro. il rame strappa elettroni e si disgrega.





FANGHI ANODICI (metalli nobili)

## LEGGI DI FARADAY

STECCHIOMETRIA DELL'ELETTROLISI

1<sup>a</sup> legge:  $W = W_e Q = W_e \cdot I \cdot t$

$W$  = quantità di sostanza ossidata o ridotta (in grammi)

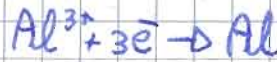
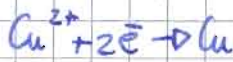
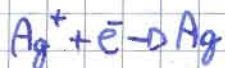
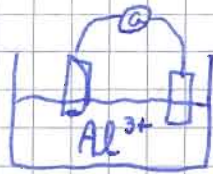
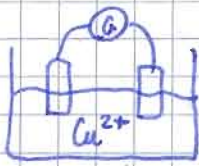
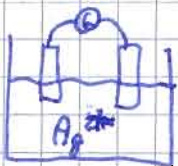
$Q$  = carica espressa in Coulomb  $I \rightarrow$  corrente

$W_e$  = equivalente elettrochimico  $t \rightarrow$  tempo

$$W(g) = W_e \cdot Q(C) \quad W_e \left(\frac{g}{C}\right) \quad \text{se } Q = 1C \text{ d.c. } I = 1A \quad t = 1s$$

$\Rightarrow W_e = W(g)$  quantità in grammi che si separa quando passa 1C di carica

2<sup>a</sup> legge:



RIDUZIONE

In ogni cella faccio passare 1 mole di elettroni

$$\Rightarrow 1 \text{ mole di Ag} \quad \left| \quad \frac{1}{2} \text{ mole di Cu} \quad \left| \quad \frac{1}{3} \text{ mole di Al} \right. \right.$$

$$\downarrow \quad \downarrow \quad \downarrow$$

$$MM_{\text{Ag}} = \frac{107,8g}{1} \quad MM_{\text{Cu}} = \frac{63,5g}{2} \quad MM_{\text{Al}} = \frac{27}{3} = 9g$$

n° elettroni in gioco durante una redox  $\Rightarrow Z$

$$g = \frac{MM_{\text{Ag}}}{Z}$$

$$g = \frac{MM_{\text{Cu}}}{Z}$$

$$g = \frac{MM_{\text{Al}}}{Z}$$

MASSA EQUIVALENTE

La quantità in grammi che si ossida o si riduce dipende dalla massa molare dell'elemento e del numero di elettroni messi in gioco.

Quando faccio passare una stessa quantità di carica in soluzioni elettrolitiche diverse, ottengo un valore proporzionale alla massa equivalente.

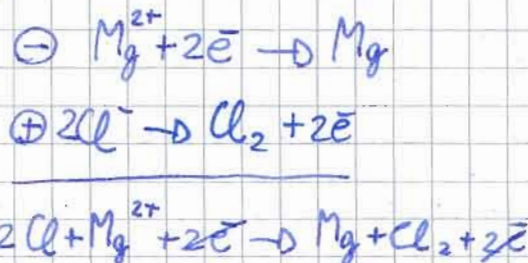
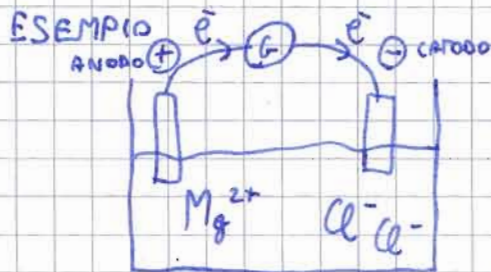
$F \rightarrow F \text{ mol } e^- \rightarrow \text{mole di elettroni} \rightarrow 96500 C = 1,6 \cdot 10^{19} \cdot N_A$



$$1F = \frac{1C}{1F} \quad W_e = \frac{g}{C} \quad W_e(g): C = \frac{MM}{z} : F \quad W_e = \frac{MM}{z \cdot F}$$

$$W = \frac{MM}{z \cdot F} \cdot Q \quad \text{FORMULA CHE UNISCE LE DUE LEGGI DI FARADAY.} \quad W = \frac{MM}{z \cdot F} \cdot I \cdot t$$

Le leggi di Faraday valgono anche per le celle galvaniche.



$$P = 1 \text{ atm} \quad t = 90'$$

$$T = 0^\circ C \quad W_{Mg} = ? \quad W_{Mg} = \frac{MM_{Mg}}{z \cdot F} \cdot I \cdot t = \frac{24,3 \text{ g/mol}}{2 \cdot 96500 C/mol} \cdot 0,5A \cdot (90 \cdot 60) s = 0,34g$$

$$I = 0,5 A \quad V_{cell} = ? \quad 2 \cdot 96500 C/mol$$

$$W_{Cl_2} = \frac{2MM_{Cl}}{z \cdot F} \cdot I \cdot t = \frac{70,9 \cdot 0,5 \cdot 90 \cdot 60}{2 \cdot 96500} = 0,99g \quad PV = nRT \quad n_{Cl_2} = \frac{0,99g}{70,9g/mol} = 0,013$$

$$V = \frac{0,013 \cdot 0,0821 \cdot 273,15}{1} = 0,31 l$$

## CELLE GALVANICHE

Le reazioni redox spontanee sono dovute alle differenze di comportamento delle varie sostanze rispetto agli elettroni.

- A) POTENZIALE DI RIDUZIONE ALTO  $\rightarrow$  specie che tende a ridursi
- B) POTENZIALE DI OSSIDAZIONE ALTO  $\rightarrow$  specie che tende ad ossidarsi

Devo combinare una specie A con una B.



Per avere una pila devo avere una redox spontanea e, per sfruttare la corrente generata, gli elettroni devono passare attraverso una superficie esterna.







$$t = 2,6 \cdot 3600 \text{ s} \quad \text{moli di elettroni?} \quad \text{Dato } I(t) \cdot t(s) = 1,25 \text{ A} \cdot 2,6 \cdot 3600 \text{ s} = 13572 \text{ C}$$

$$n_e = \frac{13572 \text{ C}}{96500 \text{ C/mol}} = 0,14 \quad \text{Come varia la massa degli elettrodi?}$$

$$1_{zn}: 2e^- = x_{zn}: 0,14 \text{ mol} \quad x_{zn} = 0,07 \quad 1_{cd}: 2e^- = x_{cd}: 0,14 \text{ mol} \quad x_{cd} = 0,07$$

$$g_{zn} = 0,07 \cdot MM_{zn} = 0,07 \cdot 65,4 = 4,6 \text{ g che si sciolgono}$$

$$M_f = M_i - g_{zn} = (5 - 4,6) \text{ g} = 0,4 \text{ g elettrodo di zinco.}$$

$$g_{cd} = 0,07 \cdot MM_{cd} = 0,07 \cdot 112,4 = 7,9 \text{ g}$$

$$M_f = M_i + g_{cd} = (5 + 7,9) \text{ g} = 12,9 \text{ g elettrodo di cadmio}$$

LAVORO ELETTRICO  $\rightarrow$  dipende dalla carica trasportata e dalla differenza di potenziale.  $-W = z \cdot F \cdot E$   $E \rightarrow$  potenziale, voltaggio della pila

LAVORO IN UNA PILA (prodotto dal sistema)  $\rightarrow$  segno  $-$  perché prodotto del sistema.

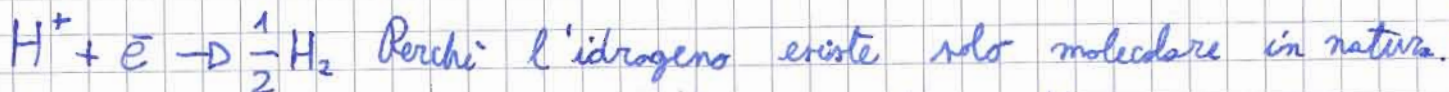
$z \rightarrow$  n° elettroni messi in gioco nella redox.

Il rame ha un potenziale di riduzione superiore a quello dello zinco (tende ad acquistare elettroni). La riesco a quantificare solo quando collego i due elettrodi. Posso misurare solo la differenza di potenziale non i singoli potenziali.

FORZA ELETTRICITRICE  $\rightarrow$  somma dei potenziali delle due semicelle (elettrodi).

Per convenzione, dico che esiste un elettrodo di riferimento a cui attribuisco un valore arbitrario. Ogni elettrodo avrà quindi un potenziale relativo all'elettrodo di riferimento.

Come elettrodo di riferimento uso quello a idrogeno, con stati di ossidazione  $H^+$  e  $H_2$ , che però sono gas. Condizioni standard.



È la ione  $H^+$  che reagisce per ossido riduzione.

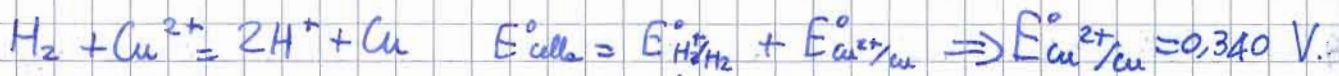
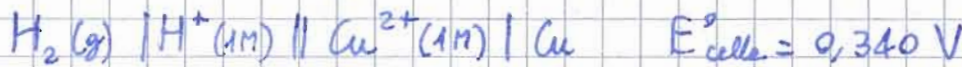


$E^\circ = 0$  a qualsiasi temperatura, ma a  $P = 1 \text{ atm}$  e  $[ ] = 1 \text{ M}$ .

Poi costruisco una pila che avrà un elettrodo di riferimento e l'elettrodo di cui voglio conoscere il potenziale. Quando collego la pila, l'idrogeno si ossida e il rame si riduce.



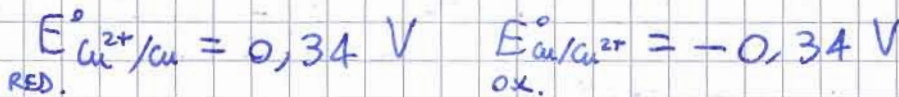
Il che significa che l'elettrodo a idrogeno è l'anodo della pila e quello al rame è il catodo (+) perché riesce a strappare elettroni all'idrogeno.



POTENZIALE NORMALE DI RIDUZIONE = 0,340 V

siamo in  $\frac{1}{2}$  cond. st. il rame si riduce

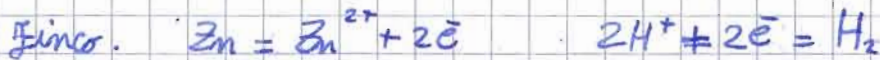
RIDUZIONE  $\rightarrow \text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$   
riduzione



RED.

OX.

Nel caso dello zinco, è più forte l'idrogeno, che quindi si comporta da catodo, e quindi è lui che riesce a strappare elettroni allo zinco.



Confronto i potenziali di riduzione, per convenzione.

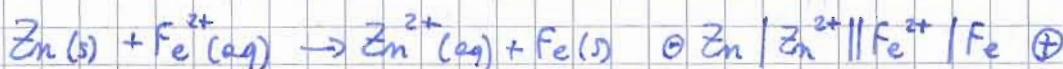
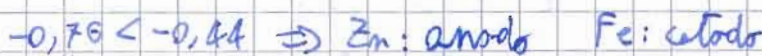
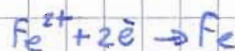
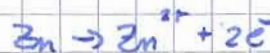
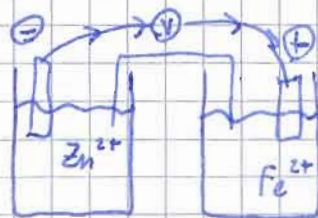
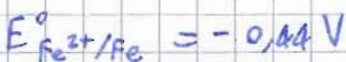
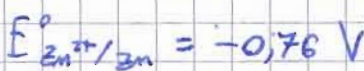
$\text{Cu}^{2+}$  ha più tendenza a ridursi rispetto a  $\text{H}^+$  e  $\text{Zn}^{2+}$ .

POTENZIALE ALTO  $\rightarrow$  CATODO  $\rightarrow$  RIDUZIONE

POTENZIALE BASSO  $\rightarrow$  ANODO  $\rightarrow$  OSSIDAZIONE

La tabella dei potenziali si chiama SERIE ELETTROCHIMICA DEGLI ELEMENTI.

ESEMPIO



ANODO

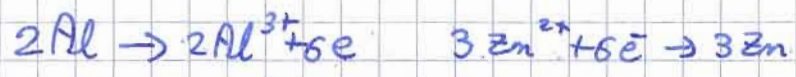
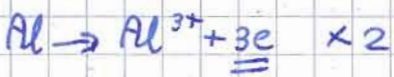
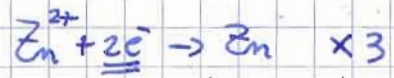
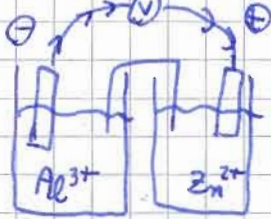
CATODO



ESEMPIO 2

$$E^{\circ}_{Zn^{2+}/Zn} = -0,76V$$

$$E^{\circ}_{Al^{3+}/Al} = -1,66V$$



Per ridurre elementi come l'alluminio con un basso potenziale devo usare l'elettrolisi.

I valori del potenziale sono riferiti alle condizioni standard, altrimenti, devo usare l'equazione di Nernst?

### FORZA ELETTROMOTRICE STANDARD DELLA CELLA

$$E_{TOT} = E_{+} - E_{-} = E_{CATODO} - E_{ANODO}$$

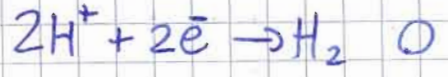
potenziale rid. ↑  
catodo

↑ potenziale ossidazione anodo  
riduzione anodo -E<sub>+</sub> + E<sub>-</sub>

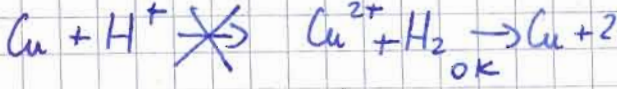
Nelle pile, la forza elettromotrice deve essere sempre positiva.

### METALLI CHE SI SCIOLGONO NEGLI ACIDI

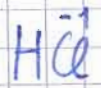
< 0 vengono attaccati da H<sup>+</sup>, quindi anche dagli acidi



> 0 non vengono attaccati  
↑  
METALLI NOBILI

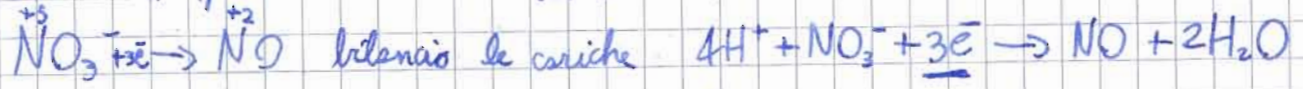


Ogni acido è accompagnato da un controione, che quindi deve andare a fare le sue proprietà di riduzione o ossidazione.



HCl può ossidare grazie a H<sup>+</sup>, ma Cl<sup>-</sup> non dà contributi, non può ossidarsi perché, avendo n.o. -1, non può ridursi ulteriormente.

HNO<sub>3</sub>, invece, può ossidare anche grazie all'azoto che è presente nel suo n.o. più alto.  $E^{\circ}_{NO_3^-/NO} = 0,95$



Quindi il rame viene attaccato da NO<sub>3</sub><sup>-</sup> e si ossida.









- 1) Ricoprire il ferro da elementi non metallici (vernice...) per tenere separato il metallo dagli agenti atmosferici: il lungo andare, bisogna riverniciare.
- 2) Ricoprire il ferro con un metallo nobile → molto costoso
- 3) Ricoprire il ferro con un metallo con potenziale maggiore, che si ossida all'atmosfera, ma l'ossido che si crea non è fragile, ma molto resistente e si ha una corrosione solo superficiale (PASSIVAZIONE)
- 4) INIBIZIONE → per rallentare molto l'ossidazione
- 5) PROTEZIONE CATORICA → collego al ferro un metallo con potenziale più basso del ferro (magnesio). Non appena si crea il  $Fe^{2+}$ , il magnesio cede due elettroni al ferro, che ritorna Fe. Il magnesio è l'anodo sacrificiale. Quando il blocco di magnesio si è consumato, lo si sostituisce con uno nuovo. Se il ferro non viene attaccato, tra il ferro e il magnesio non accade nulla.

BATTERIE PRIMARIE → batterie usa e getta

BATTERIE RICARICABILI → quando si scaricano, è possibile ricaricarle con elettricità (SECONDARIE)

BATTERIE A FLUSSO → sistemi aperti che necessitano dell'immissione dei reagenti

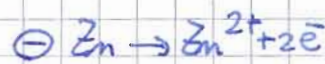
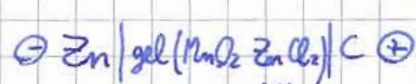
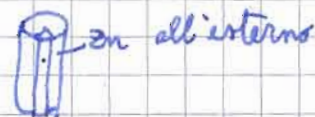
PILE A SECCO → batterie primarie con un gel al posto delle due soluzioni elettrolitiche che sono ingombranti.

ACCUMULATORI AL PIOMBO → automobili, funzionano sia come pile sia come cella elettrolitica (per ricaricarle). Difficile da smaltire.

BATTERIE AL LITIO → sempre ricaricabili, usano un elemento leggero.

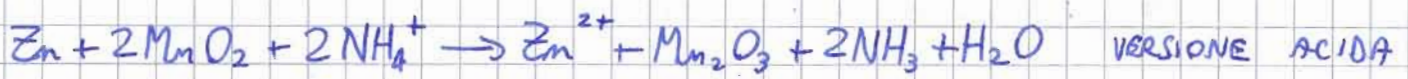
PILA LECLANCHE (ZINCO-CARBONE)

Lo zinco è l'anodo, il carbone è il catodo



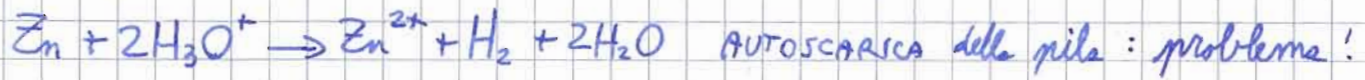
per bilanciare la carica      x la massa





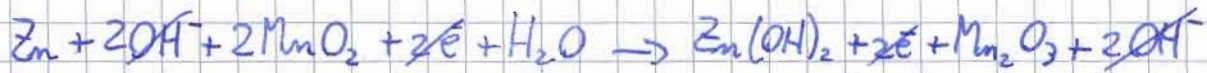
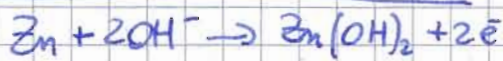
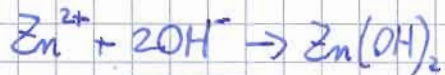
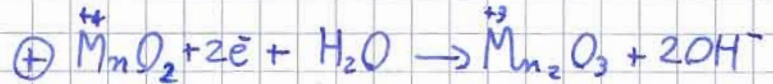
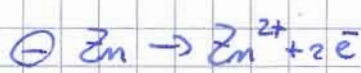
L'ammoniacca ha carattere acido:  $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$

Si ha quindi un acido che deattacca lo zinco:



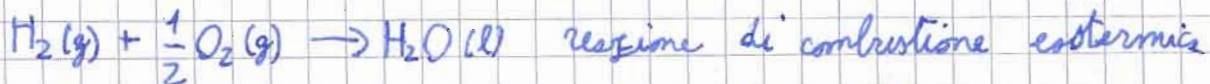
### VERSIONE ALCALINA

Nel gel tra anodo e catodo c'è dell'idrossido di potassio che rende l'ambiente basico.

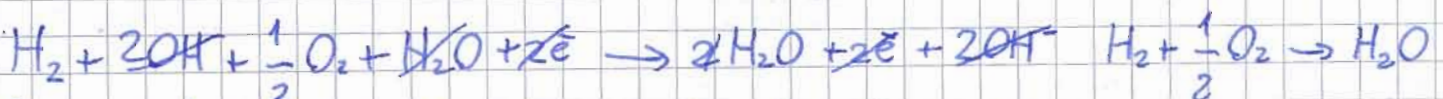
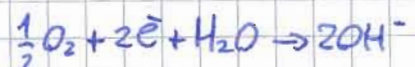
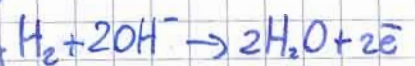
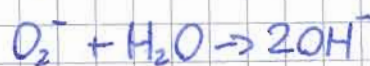
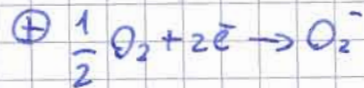
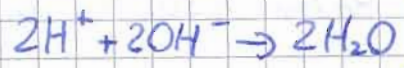
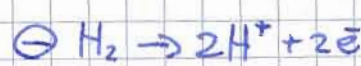


Una po' di autoscarica c'è lo stesso, ma amalgamando lo zinco con del mercurio, rallenta ulteriormente l'autoscarica della pila.

### CELLE A COMBUSTIBILE



Ci sono punti in cui possono entrare i reagenti e uscire i prodotti:



Se non fornisco più i reagenti, la pila smette di funzionare.

### CINETICA CHIMICA

Ci dice quanto ci mette una reazione a compiersi.

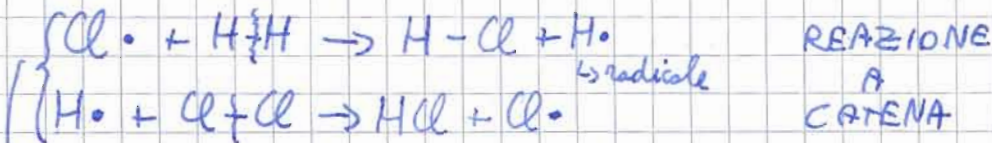
MECCANISMO DI REAZIONE → insieme di stadi elementari attraverso cui passa il sistema



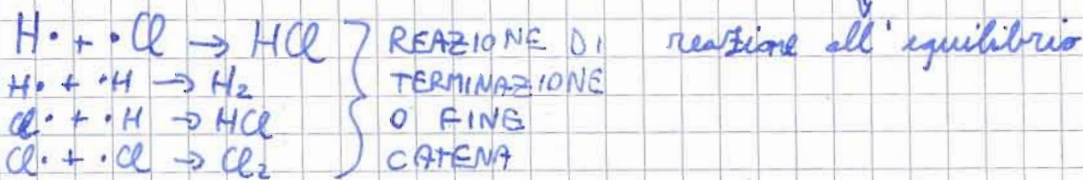
Conoscere il meccanismo permette di modificare la reazione.  
 Modo e velocità della reazione, scienza sperimentale.



$H-H$  legame più difficile da rompere.  
 $Cl-Cl$  INIZIO DELLA CATENA  
 rotto dalla radiazione luminosa (rottura omolitica)  
 $Cl \cdot \cdot Cl$  la molecola si rompe in modo simmetrico e ogni elettrone torna al suo proprio ris.  
 RADICALE  $\rightarrow$  ha un elettrone spaiato  $\rightarrow$  molto reattivo.



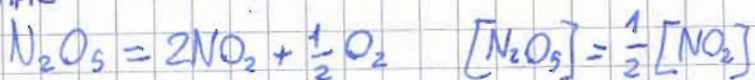
$\Rightarrow$  propagazione  $\rightarrow$  i reagenti continuano a rigenerarsi (radicali).



VELOCITÀ DI UNA REAZIONE  $\rightarrow$  rapporto tra la variazione di concentrazione di reagenti e prodotti e il tempo. Per la velocità di tempo, considero intervalli infinitesimi.  
 $v = \frac{dc}{dt} \frac{mol}{l \cdot s}$   
 $dc \rightarrow$  aumento concentrazione prodotti  
 $-dc \rightarrow$  diminuzione " reagenti

Dato che i reagenti diminuiscono,  $dc < 0$ , quindi prendo  $-dc$  per avere la velocità positiva. Il valore della velocità deve essere diviso per il coefficiente stechiometrico del reagente/prodotto considerato; così, la velocità è sempre la stessa.

ESEMPIO



$$-\frac{d[N_2O_5]}{dt} = \frac{1}{2} \frac{d[NO_2]}{dt} = \frac{1}{\frac{1}{2}} \frac{d[O_2]}{dt}$$

2 FATTORI CHE INFLUENZANO LA VELOCITÀ

- concentrazione dei reagenti
- catalizzatori
- azione di radiazioni
- temperatura



Se cambio la concentrazione dei reagenti, cambia anche la velocità della reazione. Non c'è una legge univoca per stabilire come la concentrazione dei reagenti modifica la velocità, ma posso solo provare sperimentalmente.

$$v = k[A]^{\alpha}[B]^{\beta} \quad \alpha, \beta \text{ ottenuti sperimentalmente, A e B sono i reagenti}$$

Per determinare  $\alpha$  e  $\beta$ , tengo fissa una concentrazione, faccio variare l'altra e misuro la velocità. faccio lo stesso scambiando A e B.

$$\text{ORDINE DI REAZIONE} = \alpha + \beta [+ \gamma \dots]$$

$k \rightarrow$  costante di velocità specifica (costante di proporzionalità).

La legge che trovo dipende dal meccanismo della reazione, non dalla stechiometria.

Le più comuni hanno ordine 1 o 2; l'ordine riflette anche la complessità della reazione. Esistono anche reazioni di ordine 0, cioè reazioni in cui la concentrazione non influenza la velocità di reazione.

È possibile ricavare una legge cinetica per vedere come varia la concentrazione in base al tempo. Le leggi sono uguali per reazioni dello stesso ordine.

$$v = -\frac{1}{a} \frac{d[A]}{dt} = -\frac{1}{b} \frac{d[B]}{dt} \dots \quad v = -\frac{1}{a} \frac{d[A]}{dt} = -\frac{d[A]}{dt}$$

IPOTESI  
 - REAZIONE 1° ORDINE  
 - 1 REAGENTE  
 -  $a=1$

$$v = k[A]^1 \quad -\frac{d[A]}{dt} = k[A] \quad [A] = c \quad -\frac{dc}{dt} = kc$$

CAMBIO VARIABILE legge sperimentale  
 definizione velocità

$$\frac{dc}{c} = -k \cdot dt \quad \int_{c_0}^c \frac{1}{c} dt = \int_{t_0}^t -k \cdot dt \quad \ln c - \ln c_0 = -kt + kt_0 \rightarrow t_0=0$$

$$\ln \frac{c}{c_0} = -kt$$



TEMPO DI DIMEZZAMENTO  $\rightarrow$  tempo impiegato dal reagente per dimezzare la sua concentrazione.



$$\ln C = \ln C_0 - Kt \quad t = \frac{1}{K} \ln \frac{C_0}{C} \quad C = \frac{1}{2} C_0 \rightarrow \text{perché la concentrazione si dimezza}$$

$$t = \frac{1}{K} \ln \frac{C_0}{\frac{1}{2} C_0} = \frac{1}{K} \ln 2 = \frac{0,693}{K}$$

NON dipende dalla concentrazione iniziale, ma solo da K, che varia

da reazione a reazione.

### INFLUENZA DELLE RADIAZIONI

Le radiazioni possono fornire l'energia necessaria ad innescare la reazione e, quindi, far aumentare la velocità di reazione.

### INFLUENZA DELLA TEMPERATURA

La velocità di reazione AUMENTA all'aumentare della temperatura, sia per le reazioni esotermiche che quelle endotermiche.

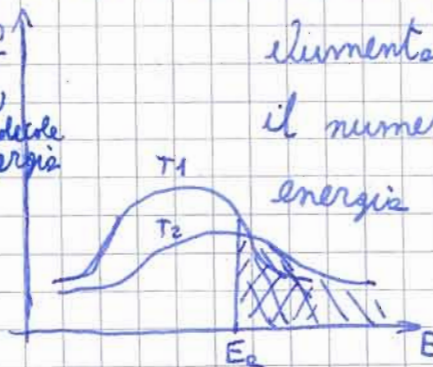
ENERGIA DI ATTIVAZIONE  $\rightarrow$  energia necessaria per far avvenire la reazione

URTI EFFICACI  $\rightarrow$  urti fra le molecole che hanno energia  $\geq$  dell'energia di attivazione.

### FATTORE DI BOLTZMANN

$e^{-\frac{E_a}{RT}}$  è la frazione di molecole con energia  $>$  dell'energia di attivazione

$\frac{dN}{N}$   
% di molecole con energia  $E$



alzando la temperatura, aumenta il numero di molecole che hanno energia  $>$  di quella di attivazione

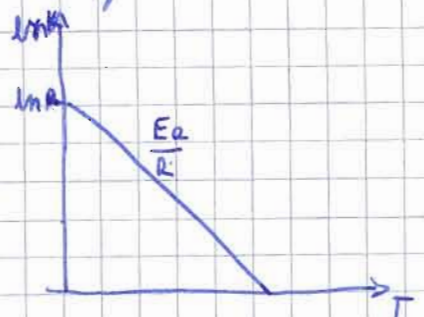
$$K = A \cdot e^{-\frac{E_a}{RT}}$$

K  $\rightarrow$  velocità specifica della reazione  
A  $\rightarrow$  costante che tiene conto della forma molecolare

Dice come varia la velocità in base alla temperatura.

$$\ln K = \ln A - \frac{E_a}{RT} \quad y = ex + b \quad \text{retta}$$

K	T
K <sub>1</sub>	T <sub>1</sub>
K <sub>2</sub>	T <sub>2</sub>
⋮	⋮



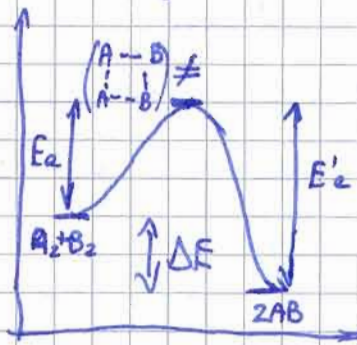
### EQUAZIONE DI ARRHENIUS

### TEORIA DEL COMPLESSO ATTIVATO

Esiste un intermedio della reazione (complesso attivato) in cui si stanno rompendo i legami tra i reagenti e si stanno formando i legami tra le molecole per ottenere i prodotti. Rappresenta il punto in cui la reazione ha energia massima.



Se l'energia dei reagenti è  $>$  di quella dei prodotti, la reazione è esotermica.



Trasformazione esotermica:  $E_a$  è l'energia di attivazione

Reazione endotermica:  $E_a'$  è l'energia di attivazione.

Per una stessa reazione,  $E_a > E_a'$ . Ci vuole più energia per attivare una reazione endotermica rispetto a una esotermica.

CATALIZZATORI  $\rightarrow$  sostanze che aumentano o diminuiscono la velocità di reazione (catalizzatori positivi / catalizzatori negativi o inibitori). Non modifica la posizione dell'equilibrio. Alla fine del processo catalitico, i catalizzatori si rigenerano.

CATALISI  $\rightarrow$  scienza che si occupa dei catalizzatori.



CATALISI OMOGENEA  $\rightarrow$  il catalizzatore si trova nella stessa fase dei reagenti e dei prodotti (gas, in soluzione).

CATALISI ETEROGENEA  $\rightarrow$  il catalizzatore è in una fase diversa (spesso solido).

Lo svantaggio della catalisi omogenea è che è difficile separare i prodotti del catalizzatore.

Il catalizzatore serve a modificare l'energia di attivazione modificando il meccanismo di reazione. I catalizzatori positivi abbassano l'energia di attivazione, gli inibitori la alzano. Diventa quindi più veloce sia la reazione esotermica che quella endotermica.

La catalisi eterogenea avviene solo sulla superficie del catalizzatore.

Usa quindi tante piccole parti di catalizzatore.

ADSORBIMENTO  $\rightarrow$  permette di rompere i legami tra atomi con il distacco di un catalizzatore.



1) metalli sono veleni per i catalizzatori perché si attaccano a loro e li rendono inutilizzabili.

SPECIFICITÀ DEI CATALIZZATORI SOLIDI → alcune molecole reagiscono in modo diverso a seconda del catalizzatore usato.

CONVERTITTORE CATALITICO → formato da più catalizzatori, che devono funzionare in varie condizioni di temperatura.







# ACIDI DA SAPERE

$H_2SO_3 \rightarrow$  ACIDO SOLFOROSO

$H_2SO_4 \rightarrow$  ACIDO SOLFORICO

$HNO_2 \rightarrow$  ACIDO NITROSO

$HNO_3 \rightarrow$  ACIDO NITRICO

$H_2CO_3 \rightarrow$  ACIDO CARBONICO

$H_3BO_3 \rightarrow$  ACIDO BORICO

$H_3PO_3 \rightarrow$  ACIDO ORTOFOSFOROSO

$H_3PO_4 \rightarrow$  ACIDO ORTOFOSFORICO

OSSOACIDI

$HCl \rightarrow$  ACIDO CLORIDRICO

$HF \rightarrow$  ACIDO FLUORIDRICO

$HI \rightarrow$  ACIDO IODIDRICO

$HBr \rightarrow$  ACIDO BROMIDRICO

IDRACIDI

$HClO \rightarrow$  ACIDO IPOCLOROSO

$HClO_2 \rightarrow$  ACIDO CLOROSO

$HClO_3 \rightarrow$  ACIDO CLORICO

$HClO_4 \rightarrow$  ACIDO PERCLORICO

OSSOACIDI

$CN \rightarrow$  CIANURO

$CHCl_3 \rightarrow$  CLOROFORMIO

$NH_3 \rightarrow$  AMMONIACO (AMMONIACA)

$C_6H_6 \rightarrow$  BENZENE

$C_6H_{12}O_6 \rightarrow$  GLUCOSIO

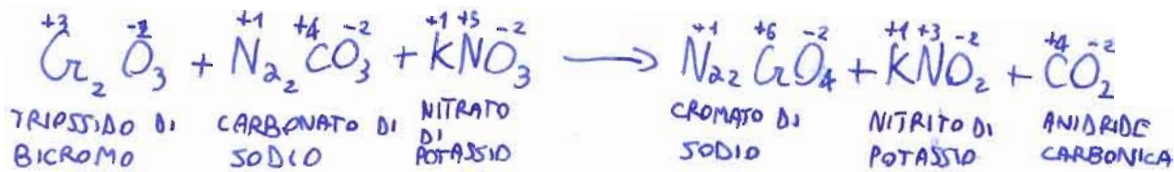
ORTO - UTILIZZATO PER INDICARE I COMPOSTI CON IL MASSIMO NUMERO DI GRUPPI OH PER UNO DEI CENTRI NON AGGIUNTI

PIRO = INDICA L'ACIDO CHE DERIVA DALLA COMBINAZIONE DI DUE MOLECOLE DI ORTOACIDO CON ELIMINAZIONE DI UNA MOLECOLE DI ACQUA

PER = L'ORTOACIDO OTTENIBILE DALLA COMBINAZIONE DI UNA MOLECOLE DI ACQUA DA

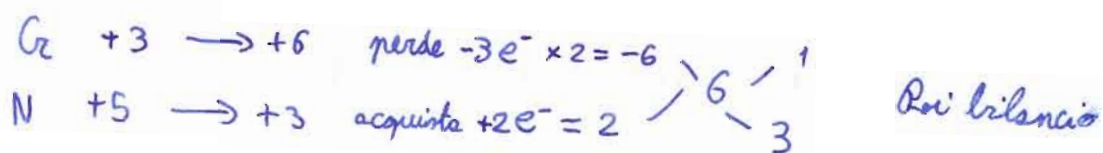


ES 5.43 PAG 137



Viene riscaldata la miscela di reagenti. Se si sono ottenuti 7,2 dm<sup>3</sup> di CO<sub>2</sub> a 15°C e 752 mmHg, quanto Cr<sub>2</sub>O<sub>3</sub> e KNO<sub>3</sub> avevo all'inizio, posto che la resa μ = 93,5%.

È una REDOX!



La CO<sub>2</sub> è un gas. Devo ricavare le moli da PV = nRT

$$n = \frac{PV}{RT} = \frac{\frac{752}{760} \text{ atm} \cdot 7,2 \text{ l}}{0,0821 \cdot (273,15 + 15) \text{ K}} = 0,30 \text{ moli di CO}_2 \text{ con } \mu = 93,5\%$$

Le moli teoriche sarebbero  $\frac{0,30}{\frac{93,5}{100}} = 0,322$  moli di CO<sub>2</sub> con μ = 100%.

$$\begin{array}{l}
 \text{moli di Cr}_2\text{O}_3 = \frac{0,322}{2} = 0,161 \\
 \text{moli di KNO}_3 = \frac{3}{2} \cdot 0,322 = 0,483
 \end{array}$$

2 → perché rapporto Cr<sub>2</sub>O<sub>3</sub> : CO<sub>2</sub> = 1 : 2

massa molare Cr<sub>2</sub>O<sub>3</sub> = 152 g/mol

$$\text{g di Cr}_2\text{O}_3 = 152 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot 0,161 \text{ mol} = 24,47 \text{ g}$$

massa molare KNO<sub>3</sub> = 101,1 g/mol

$$\text{g di KNO}_3 = 101,1 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot 0,483 \text{ mol} = 48,8 \text{ g}$$

ES 7.45 PAG. 177

Quanto HClO<sub>4</sub> d = 1,25  $\frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$  al 35% in peso occorre per ottenere 1,5 l di una soluzione 0,75 M?

M =  $\frac{\text{moli}}{\text{l}}$  ⇒ in ogni litro ho 0,75 moli di HClO<sub>4</sub>

$$\text{mol HClO}_4 = 0,75 \cdot 1,5 = 1,125$$

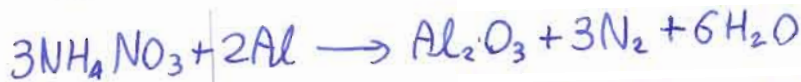
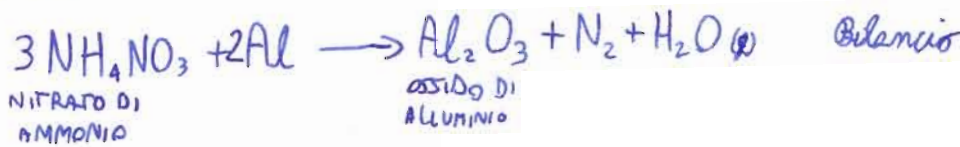
Il 35% di 1,25 mi dice i grammi di HClO<sub>4</sub>: 1,25 · 0,35 = 0,44 g di HClO<sub>4</sub> in 1 cm<sup>3</sup>

massa molare HClO<sub>4</sub> = 100,5 g/mol

$$\frac{0,44 \text{ g}}{100,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 4,35 \cdot 10^{-3} \text{ moli di HClO}_4 \text{ in } 1 \text{ cm}^3$$

$$\frac{1,125 \text{ moli HClO}_4}{4,35 \cdot 10^{-3} \text{ moli in } 1 \text{ cm}^3} = 258,4 \text{ cm}^3$$





$$\Delta H_{\text{NH}_4\text{NO}_3} = -256,5 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \quad \Delta H_{\text{Al}_2\text{O}_3} = -1675,7 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

$$\Delta H_{\text{H}_2\text{O}} = -241,8 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

Quanti grammi di  $\text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{Al}$  sono necessari per avere 3550 kJ di calore?

1) Calcolo  $\Delta H$  della reazione:

$$\Delta H_{\text{REAZ}} = \Delta H_{\text{PROD}} - \Delta H_{\text{REAG}} = \left[ -1675,7 + 6 \cdot (-241,8) \right] - 3 \cdot (-256,5) = -2357 \text{ kJ}$$

massa molare  $\text{NH}_4\text{NO}_3 = 80 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot 3 = 240 \text{ g}$

massa molare  $\text{Al} = 27 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot 2 \text{ mol} = 54 \text{ g}$

} 294 g di miscela

$$2357 \text{ kJ} : 294 \text{ g} = 3550 \text{ kJ} : X \quad X = \frac{3550 \cdot 294}{2357} = 443 \text{ g}$$

$V = 2,5 \text{ l}$  ARIA UMIDA esercita una pressione di 758 mmHg e  $T = 18^\circ\text{C}$   
 quando l'aria viene raffreddata a  $T = -15^\circ\text{C}$ , con pressione  $P = 497 \text{ mmHg}$ , quanta  $\text{H}_2\text{O}$  è condensata?

$$PV = nRT \quad n_1 = \frac{PV}{RT} = \frac{\frac{758}{760} \text{ atm} \cdot 2,5 \text{ l}}{0,0821 \cdot (273,15 + 18)} = \frac{2,4934}{23,90} = 0,1044 \text{ mol}$$

$$n_2 = \frac{PV}{RT} = \frac{\frac{497}{760} \text{ atm} \cdot 2,5 \text{ l}}{0,0821 \cdot (273,15 - 15)} = 0,0772$$

$$n_{\text{acqua}} = n_1 - n_2 = 0,1044 - 0,0772 = 0,0272 \text{ mol H}_2\text{O condensata}$$

$$m. \text{ mol. H}_2\text{O} = 18 \text{ g/mol} \quad \text{H}_2\text{O(g)} = 18 \cdot 0,0272 = 0,49 \text{ g}$$

5g di sale in 150g di  $\text{H}_2\text{O}$ .  $T_{\text{eb}} = 100,25^\circ\text{C}$   
 n° ioni del sale sapendo che m. molare del sale è 136g/mol e  $K_{\text{eb-H}_2\text{O}} = 0,51 \text{ K} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{kg}$

$$\Delta T = K_{\text{eb}} \cdot m \cdot i$$

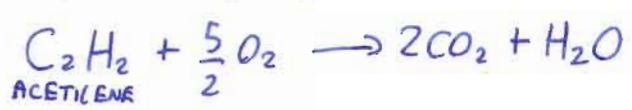
$m \rightarrow$  molalità  $\left[ \frac{\text{moli soluto}}{\text{kg solvente}} \right]$   
 $i \rightarrow$  numero ioni

$$i = \frac{\Delta T}{K_{\text{eb}} \cdot m} = \frac{(100,25 - 100) \text{ K}}{0,51 \frac{\text{K} \cdot \text{kg}}{\text{mol}} \cdot 0,245 \frac{\text{mol}}{\text{kg}}} = 2$$

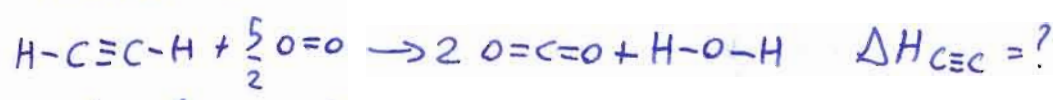
$$m = \frac{\text{moli di sale}}{\text{kg di solvente}} = \frac{5}{136} \cdot \frac{1}{\frac{150}{1000}} = 0,245$$

moli di sale      kg di solvente



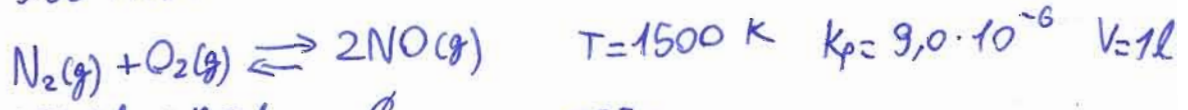


$$\Delta H_{\text{REAZ}} = -1257 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \text{ di acetilene}$$



dependo che:  $E(\text{C}-\text{H}) = 415 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$      $E(\text{O}-\text{H}) = 463 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$      $E(\text{C}=\text{O}) = 803 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$   
 $E(\text{O}=\text{O}) = 498,3 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$

$$-1257 = \text{C}\equiv\text{C} + 2 \cdot 415 + \frac{5}{2} \cdot 498,3 - 4 \cdot 803 - 2 \cdot 463 \quad E(\text{C}\equiv\text{C}) = 805 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$



inizio 0,14 mol 0,14 mol  $\phi$   
 U' EQUIL. pressioni parziali!  $K = \frac{[\text{B}][\text{C}]}{[\text{A}][\text{D}]}$      $[\text{C}] = \frac{\text{mol}}{\text{l}}$      $K_c = K_p$  perché  $V$  e  $T$  costanti.

0,14-x    0,14-x    2x

$$K_c = \frac{[\text{NO}]^2}{[\text{N}_2][\text{O}_2]} \quad 9,0 \cdot 10^{-6} = \frac{4x^2}{(0,14-x)^2} \quad 0,176 \cdot 10^{-6} + 9 \cdot 10^{-6} x^2 - 2,52 \cdot 10^{-6} x = 4x^2$$

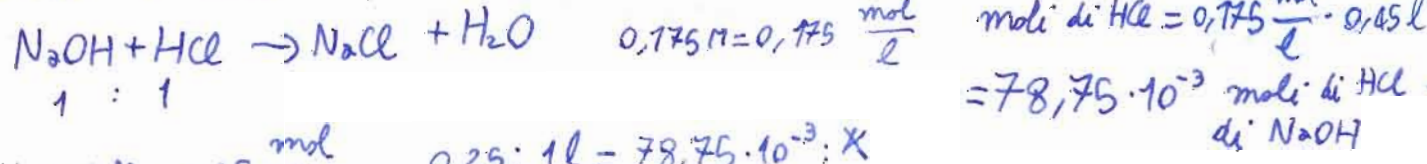
*trascurabile*

$$x = 0,21 \cdot 10^{-3} \quad [\text{N}_2] = [\text{O}_2] = (0,14 - 0,21 \cdot 10^{-3}) \frac{\text{mol}}{\text{l}} = 0,13979 \frac{\text{mol}}{\text{l}}$$

$$[\text{NO}] = 0,42 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{l}} \quad PV = nRT \quad P_{\text{N}_2} = P_{\text{O}_2} = \frac{0,13979 \cdot 0,0821 \cdot 1500}{1} = 17,2 \text{ atm}$$

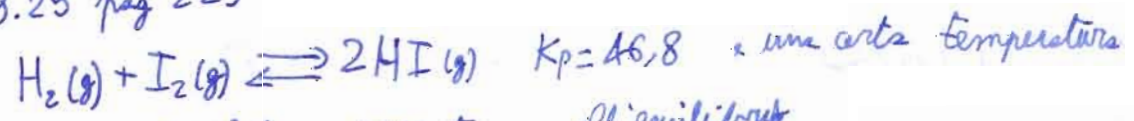
$$P_{\text{NO}} = \frac{0,42 \cdot 10^{-3} \cdot 0,0821 \cdot 1500}{1} = 0,05 \text{ atm} \quad K_p = \frac{P_{\text{NO}}^2}{P_{\text{O}_2} \cdot P_{\text{N}_2}} = \frac{(0,05)^2}{(17,2)^2} = 9 \cdot 10^{-6}$$

450 cm<sup>3</sup> di HCl 0,175 M    V? di NaOH 0,25 M per neutralizzare la soluzione



$$\text{NaOH } 0,25 \text{ M} = 0,25 \frac{\text{mol}}{\text{l}} \quad 0,25 : 1 \text{ l} = 78,75 \cdot 10^{-3} : x$$

$$x = \frac{78,75 \cdot 10^{-3}}{0,25} = 315 \text{ cm}^3 = 0,315 \text{ l}$$



P 0,482 atm 5 · 10<sup>-3</sup> atm 2,336 atm all'equilibrio

$$P_2 \quad 0,482 + \frac{1}{10} \cdot 0,482 \quad ? \quad ?$$

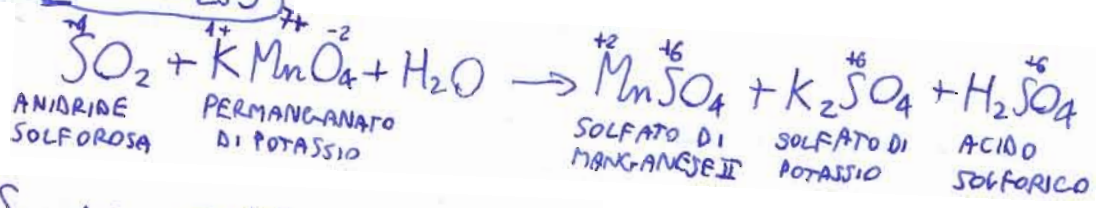
$$\text{H}_2 (0,482 + 0,0482 - x) \quad \text{I}_2 (5 \cdot 10^{-3} - x) \quad \text{HI} (2,336 + 2x)$$

$$46,8 = \frac{(0,336 + 2x)^2}{(0,5302 - x)(5 \cdot 10^{-3} - x)}$$



$x = 0.10$      $p_{H_2} = 0,5296 \text{ atm}$      $p_{I_2} = 4,4 \cdot 10^{-3} \text{ atm}$      $p_{HI} = 0,3372 \text{ atm}$

ES N° 10.40 PAG. 269



$$\begin{array}{l}
 S \quad +4 \rightarrow +6 \quad -2e \\
 Mn \quad +7 \rightarrow +2 \quad +5e
 \end{array}
 \left. \begin{array}{l} \\ \\ \end{array} \right\} \begin{array}{l} 5 \\ 2 \end{array}$$



$V = 790 \text{ l}$      $0,095 \text{ g di } KMnO_4$   
 $T = 0^\circ C$   
 $P = 1 \text{ atm}$     ? % in volume di  $SO_2$  nell'aria

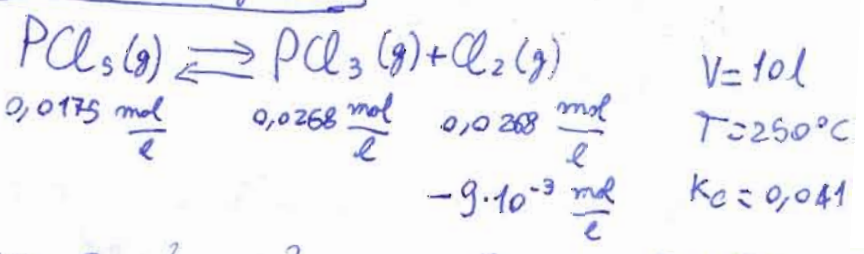
$M_m KMnO_4 = 158 \text{ g/mol}$      $mol KMnO_4 = \frac{0,095 \text{ g}}{158 \text{ g/mol}} = 6,012 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$

$mol SO_2 : mol KMnO_4 = 5 : 2$      $mol SO_2 = \frac{5 \cdot 6,012 \cdot 10^{-4}}{2} = 1,503 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

Il volume dei gas a  $0^\circ C$  e  $1 \text{ atm}$  è  $22,414 \text{ l/mol}$  volume molare dei gas.  
 $mol \text{ ARIA} = \frac{790 \text{ l}}{22,414 \text{ l/mol}} = 35,246 \text{ mol}$

% in volume di  $SO_2 = \frac{1,503 \cdot 10^{-3} \cdot 100 \text{ mol}}{35,246 \text{ mol}} = 4,26 \cdot 10^{-3} \%$

ES N° 9.27 pag 229



NUOVO EQ. ? ? ?    EQUILIBRIO SPOSTA VERSO DX.

$$\frac{(0,0175 - x) \frac{\text{mol}}{\text{l}} \cdot (0,0268 + x) \frac{\text{mol}}{\text{l}} \cdot (0,0268 - 9 \cdot 10^{-3} + x) \frac{\text{mol}}{\text{l}}}{(0,0175 - x) \frac{\text{mol}}{\text{l}}} = 0,041$$

$x = 2,75 \cdot 10^{-3}$   
 $[Cl_2] = 2,055 \cdot 10^{-2} \frac{\text{mol}}{\text{l}}$   
 $[PCl_3] = 2,955 \cdot 10^{-2} \frac{\text{mol}}{\text{l}}$   
 $[PCl_5] = 1,475 \cdot 10^{-2} \frac{\text{mol}}{\text{l}}$

N° 10.29 PAG. 268

$50 \text{ ml di } NaOH \text{ cm } pH = 13,89 \quad d = 1 \text{ g/ml}$   
 $50 \text{ ml di } NaOH \text{ } 9,96 \text{ M} \quad d = 1,33 \text{ g/mol}$

solubilità?  $\frac{\text{mol}}{\text{kg solvente}}$

$[NaOH] = [OH^-]$      $pH + pOH = 14$      $pOH = 14 - 13,89 = 0,11$      $[OH^-] = -\log x = 0,11$

$x = [OH^-] = \frac{1}{10^{0,11}} = 0,7762$



$$[\text{NaOH}] = 0,7762 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \text{ nella soluzione (1)}$$

$$0,7762 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 50 \cdot 10^{-3} \text{ L} = 3,88 \cdot 10^{-2} \text{ mol di NaOH in } 50 \text{ ml di soluzione } \rightarrow 50 \text{ g di}$$

che  $d = 1 \text{ g/ml}$

$$m. \text{ mol NaOH} = 40 \text{ g/mol} \quad 3,88 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot 40 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 1,55 \text{ g di NaOH in } 50 \text{ g di soluzione}$$

$$\textcircled{1} \begin{matrix} 1,55 \text{ g NaOH} \\ 48,45 \text{ g di H}_2\text{O} \end{matrix} \quad \text{mol NaOH in } 250 \text{ ml} = 9,96 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,25 \text{ L} = 2,49 \text{ mol di NaOH}$$

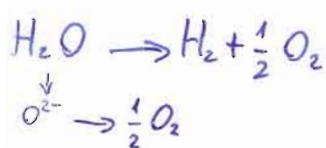
$$\text{risultato} = 250 \cdot 1,33 = 332,5 \text{ g} \quad \begin{matrix} 102,09 \text{ NaOH} \\ -230,41 \text{ H}_2\text{O} \end{matrix}$$

$$2,49 \text{ mol} \cdot 40 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 102,09 \text{ g NaOH} \quad \text{mol NaOH} = 0,9388 + 2,49 = 2,5288$$

$$\text{g H}_2\text{O} = 48,45 + 230,41 = 278,86 \text{ g} \quad m = \frac{2,5288 \text{ mol}}{0,27886 \text{ Kg}} = 9,06 \text{ m}$$

### ELETTROCHIMICA

ES N° 11.55 PAG. 310



$$t = 45' \quad p_{\text{H}_2\text{O}} = 22,4 \text{ mmHg}$$

$$T = 24^\circ\text{C} \quad V_{\text{O}_2} = 270 \text{ ml di O}_2$$

$$p_{\text{TOT}} = 745 \text{ mmHg} \quad I = ?$$

$$Q = I \cdot t \quad I = \frac{Q}{t}$$



$$PV = nRT \quad n_{\text{O}_2} = \frac{PV}{RT} = \frac{(745 \text{ mmHg} - 22,4 \text{ mmHg})}{760} \text{ atm} \cdot 0,27 \text{ L}$$

$$= \frac{0,0821 \cdot (273,15 + 24) \text{ K}}{760} = 1,053 \cdot 10^{-2} \text{ mol O}_2$$

$$2F : \frac{1}{2} \text{O}_2 = Q : 1,053 \cdot 10^{-2} \text{ mol O}_2 \quad Q = \frac{2 \cdot 96500 \cdot 1,053 \cdot 10^{-2}}{0,5} = 4064,58 \text{ C}$$

$$I = \frac{4064,58 \text{ C}}{(45 \cdot 60) \text{ s}} = 1,5 \text{ A}$$

ES N° 11.56 P. 310

$$t = 5' = 300 \text{ s} \quad \text{SnCl}_x$$

$$I = 150 \text{ mA}$$

$$13,8 \text{ mg Sn}$$

$$m_{\text{mol Sn}} = 118,71 \text{ g/mol}$$

$$x = 2 \text{ o } 4?$$

$$n^{\circ} \text{ ox Sn?}$$

$$Q = I \cdot t = 150 \cdot 10^{-3} \text{ A} \cdot 300 \text{ s} = 45 \text{ C}$$

$$g = \frac{n}{m_{\text{mol}}}$$

$$n_{\text{Sn}} = \frac{13,8 \cdot 10^{-3} \text{ g}}{118,71 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 1,16 \cdot 10^{-4} \text{ mol di Sn}$$

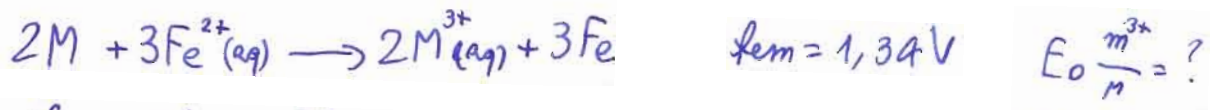


$$1,16 \cdot 10^{-4} \text{ mol di Sn} : 45 \text{ C} = 1 \text{ mol Sn} : F \cdot 96500 \text{ C} \quad F = \frac{45 \text{ C} \cdot 1 \text{ mol}}{1,16 \cdot 10^{-4} \cdot 96500 \text{ C}} = 4 = n^{\circ} \text{ OX Sn}$$

$\Rightarrow \text{SnCl}_4$



ES N° 11.59 P. 311



$$E_{TOT}^{\circ} = E_{CATTODO}^{\circ} - E_{ANODO}^{\circ} \quad Fe \rightarrow 0 \quad RED = CATTODO \quad Fe \frac{2+}{Fe} = -0,447V = CATTODO$$

$$E_{ANODO}^{\circ} = E_{CATTODO}^{\circ} - E_{TOTALE}^{\circ}$$

$$E_{ANODO}^{\circ} = (-0,447 - 1,34)V = -1,787V$$

CINETICA

ES N° 12.41 P. 341

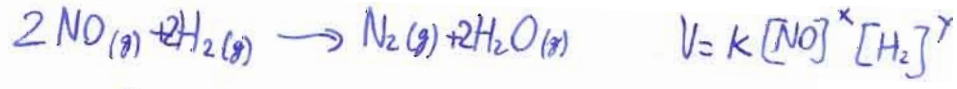


$$V = \left| \frac{\Delta C}{\Delta T} \right| \quad V = -\frac{1}{a} \frac{\Delta[A]}{\Delta T} = -\frac{1}{b} \frac{\Delta[B]}{\Delta T} = \frac{1}{c} \frac{\Delta[C]}{\Delta T} = \frac{1}{d} \frac{\Delta[D]}{\Delta T}$$

$$V = -\frac{\Delta[N_2]}{\Delta T} = -\frac{1}{3} \frac{\Delta[H_2]}{\Delta T} = \frac{1}{2} \frac{\Delta[NH_3]}{\Delta T} \quad V_{N_2} = -\frac{\Delta[N_2]}{\Delta T} = \frac{1}{2} \frac{\Delta[NH_3]}{\Delta T} = \frac{8,5 \cdot 10^{-3}}{2} = 4,25 \cdot 10^{-3} \frac{mol}{l \cdot s}$$

$$V_{H_2} = -\frac{\Delta[H_2]}{\Delta T} = \frac{3}{2} \frac{\Delta[NH_3]}{\Delta T} = 1,275 \cdot 10^{-2} \frac{mol}{l \cdot s}$$

ES N° 12.19 P. 337



$$V_1 = k(2[NO])^x[H_2]^y = 4V \quad x=2$$

$$V_2 = k[NO]^2(2[H_2])^y = 2V \quad y=1$$

risultati sperimentali!  $V = k[NO]^2[H_2]^1$

ORDINE DI REAZIONE = 2 + 1 = 3

ES N° 12.49

A  $\rightarrow$  B  $k$ ? La concentrazione diminuisce di  $\frac{1}{3}$  del suo valore iniziale in 450 s

T = 450 s

$$C_0 \rightarrow \frac{2}{3} C_0$$

$$k = \frac{1}{T} \ln \frac{C_0 \rightarrow \text{iniziale}}{C \rightarrow \text{finale}} = \frac{1}{450} \ln \frac{C_0}{\frac{2}{3} C_0} = \frac{1}{450} \ln \frac{3}{2} = 9,0 \cdot 10^{-4} s^{-1}$$

$$T_{0,5} = \frac{0,693}{k} = \frac{0,693}{9,0 \cdot 10^{-4}} s = 7,7 \cdot 10^2 s$$