

150,7

$$\frac{1}{1} = \text{volum}$$

0,463 < 0,532

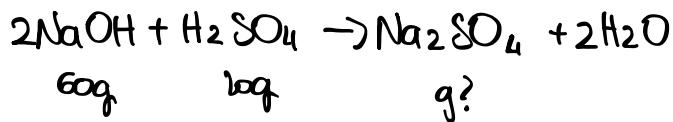
$$\frac{25}{26,98} = 0,927 \text{ moli di Fe}$$

$$\frac{0,927}{2} = 0,463$$

$\Rightarrow$  Fe = R.L. moli di Fe che si ottengono = 0,927

$$0,927 \cdot p_F(Fe) = 0,927 \cdot 55,85 = 51,8 \text{ g Fe}$$

### • ESERCIZIO



$$\frac{60}{40} = 1,5 \text{ moli NaOH}$$

$$\frac{1,5}{2} = 0,75$$

0,2 < 0,75

$$\frac{98}{98} = 0,2 \text{ moli H}_2\text{SO}_4$$

$$\frac{0,2}{1} = 0,2$$

$\Rightarrow$  H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> = R.L. si ottengono 0,2 moli di Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>

$$0,2 \cdot PM(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 0,2 \cdot 142 = 28,4 \text{ g Na}_2\text{SO}_4$$

### GAS IDEALI

Condizioni normali: temperatura = 0°  
pressione = 1 atm

A condizioni normali vale : 1 mole (di un qualunque gas) occupa un volume di 22,4 litri

### Frazione Molare (X)

Miscela (a+b+c)

na+nb+nc=moli totali

$$\left\{ \begin{array}{l} X_a = n_a / \text{moli tot} \\ X_b = n_b / \text{moli tot} \\ X_c = n_c / \text{moli tot} \end{array} \right.$$

**ESERCIZIO**

1 g di benzina costituito da 50% di C<sub>6</sub>H<sub>14</sub> e 50% C<sub>7</sub>H<sub>16</sub>

Calcolare il volume di aria, a condizioni normali, necessario per la combustione completa di 1g di benzina (aria contiene il 20% in mole di O<sub>2</sub>)

$$\text{PM}(\text{C}_6\text{H}_{14}) = 86$$

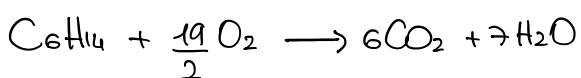
$$\text{PM}(\text{C}_7\text{H}_{16}) = 100$$

$$50\% = 0,5 \text{ g}$$

$$\frac{0,5}{86} = 5,8 \cdot 10^{-3} \text{ moli C}_6\text{H}_{14}$$

$$\frac{0,5}{100} = 5 \cdot 10^{-3} \text{ moli C}_7\text{H}_{16}$$

(combustione → CO<sub>2</sub> + H<sub>2</sub>O)



ci vogliono  $\frac{19}{2}$  di O<sub>2</sub> per bruciare 1 molo di C<sub>6</sub>H<sub>14</sub>

$$\frac{\frac{19}{2}}{1} : 1 = \frac{1}{5,8 \cdot 10^{-3}} \rightarrow x = 0,055 \text{ moli O}_2 \quad \left. \begin{array}{l} \text{moli tot O}_2 \text{ per escombustione} \\ \text{completa di 1 g di benzina} \\ 0,11 \end{array} \right\}$$

$$\frac{11}{1} : 1 = 4 : 5 \cdot 10^{-3} \rightarrow 4 = 0,055 \text{ moli O}_2$$

Aria 20% in mole di O<sub>2</sub>

$$\frac{20}{100} : 100 = 0,11 : x \Rightarrow x = 0,55 \text{ moli aria}$$

$$\frac{1}{22,4} : 0,55 : x \Rightarrow x = 0,55(22,4) = 12,32 \text{ litri aria}$$

condizioni  
normali

necessaria per la combustione  
di 1 g di benzina

**ESERCIZIO**

(viene trattata con Acido Nitrico)



Composizione % in peso della miscela?

$$\text{Da 100 g miscela} \rightarrow 7,84 \text{ g CO}_2$$

$$\text{PM}(\text{CO}_2) = 44$$

$$\frac{7,84}{44} = 0,178 \text{ moli CO}_2 = \text{moli C} = \text{moli CaCO}_3 \quad \left. \begin{array}{l} \text{perché tutto il carbonio} \\ \text{di CaCO}_3 \text{ va in CO}_2 \end{array} \right\}$$

$$\frac{71,8}{44} = 0,178 \text{ mmoli } \text{CO}_2 = \text{mmoli C} = \text{mmoli CaCO}_3 \quad \left| \begin{array}{l} \text{perché tutto il carbonio} \\ \text{di CaCO}_3 \text{ va in CO}_2 \end{array} \right.$$

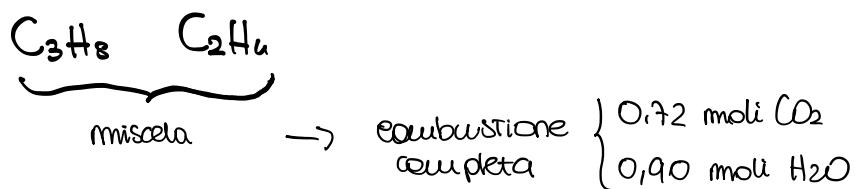
$0,178 \times 100 = 17,8 \text{ g CaCO}_3$

$$100 - 17,8 = 82,2 \text{ g Ca(OH)}_2$$

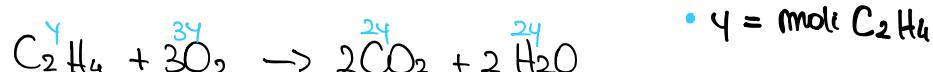
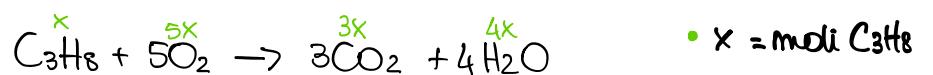
$\text{CaCO}_3 \quad 17,8\%$

$\text{Ca(OH)}_2 \quad 82,2\%$

### ESERCIZIO



Composizione miscela (in frazioni molari), volume di O<sub>2</sub> (a condizioni normali) necessario per la combustione della miscela.



$$\left\{ \begin{array}{l} \overbrace{3X + 2Y}^{\text{CO}_2} = 0,72 \\ \overbrace{4X + 2Y}^{\text{H}_2\text{O}} = 0,90 \end{array} \right. \quad \left. \begin{array}{l} X = 0,18 \\ Y = 0,09 \end{array} \right\} \text{mmoli tot } 0,27$$

$$X_{\text{C}_3\text{H}_8} = \frac{0,18}{0,27} = 0,667 \quad \text{(formula frazione moleare)}$$

$$X_{\text{C}_2\text{H}_4} = \frac{0,09}{0,27} = 0,333$$

$$\text{mmoli O}_2 = 5X + 3Y = 5(0,18) + 3(0,09) = 1,17 \text{ (mmoli O}_2)$$

$$1 : 22,4 = 1,17 : X \Rightarrow X = 26,21 \text{ litri di O}_2$$

condizioni  
volumetriche

### ESERCIZIO



gr KCl ottenibili da 0,25g  $\text{KMnO}_4$  e  $3,75 \cdot 10^{-2}$  mol HCl?

$$\text{PM}(\text{KMnO}_4) = 157,9$$

$$\frac{0,25}{157,9} = 1,58 \cdot 10^{-3} \text{ mol di } \text{KMnO}_4$$

$$\frac{1,58 \cdot 10^{-3}}{\cancel{2} \text{ coefficiente stechiometrico}} = 7,9 \cdot 10^{-4}$$

$$\frac{3,75 \cdot 10^{-2}}{\cancel{16}} = 2,34 \cdot 10^{-3}$$

$\underbrace{7,9 \cdot 10^{-4} < 2,34 \cdot 10^{-3}}$   
R.L. ( $\text{KMnO}_4$ )

$$\underline{2:2} = 1,58 \cdot 10^{-3} : X \Rightarrow X = 1,58 \cdot 10^{-3} \text{ mol di KCl}$$

da 2 di  $\text{KMnO}_4$  ottengo 2 KCl

### NOMENCLATURA

Composti binari (cioè composti da due soli elementi): idruri e ossidi

**IDRURI:** composti fatti da  $\left\{ \begin{array}{l} \text{metallo + H} \\ \text{non metallo + H} \end{array} \right.$

<u>NAME COMUNE</u>		<u>IUPAC</u>	Metallo + H
<u>NaH</u>	idruro di sodio	idruro di sodio	
<u>KH</u>	idruro di potassio	idruro di potassio	
<u>LiH</u>	idruro di litio	idruro di litio	
<u>CaH<sub>2</sub></u>	idruro di calcio	di-idruro di calcio	
<u>MgH<sub>2</sub></u>	idruro di magnesio	di-idruro di magnesio	
<u>AlH<sub>3</sub></u>	idruro di alluminio	tri-idruro di alluminio	

<u>N. COMUNE</u>		<u>IUPAC</u>	Non Metallo + H
<u>HCl</u>	acido cloridrico	cloruro di idrogeno	
<u>HBr</u>	acido bromidrico	bromuro di idrogeno	
<u>H<sub>2</sub>S</u>	acido solforico	solfuro di di-idrogeno	
<u>HCN</u>	acido cianidrico	cianuro di idrogeno	

<u>HCN</u>	acido cianidrico	cianuro di idrogeno
<u>HI</u>	acido iodidrico	ioduro di idrogeno

si comportano da acidi

(HCN ~~non~~ rientra tra i composti binari, ma lo troviamo spesso)

### OSSIDI

Compisti binari formati da { Metallo + O =Ossido Basico (Ossido)  
Non metallo + O =Ossido Acido (Anidridi)

<u>N. Ossidazione</u>		<u>IUPAC</u>
CaO	ossido di calcio.	monossido di calcio
+2 { FeO	ossido ferroso	monossido di ferro
+3 { Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	ossido ferrico	tri-ossido di di-ferro
CO <sub>2</sub>	anidride carbonica	di-ossido di carbonio
MgO	ossido di magnesio	monossido di magnesio
+1 { Cu <sub>2</sub> O	ossido rameoso	monossido di di-rame
+2 { CuO	ossido rameico	monossido di rame
+4 { SO <sub>2</sub>	anidride solforosa	diossido di zolfo
+6 { SO <sub>3</sub>	anidride solforica	tri ossido di zolfo
+1 { Cl <sub>2</sub> O	Anidride ipo clorosa	Monossido di di-cloro
+3 { Cl <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Anidride clorosa	Tri ossido di di-cloro
+5 { Cl <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	Anidride clorica	Pentossido di di-cloro
+7 { Cl <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	Anidride perclorica	Eptossido di di-cloro
+3 { N <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	anidride nitrosa	tri ossido di di azoto
+5 { N <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	anidride nitrica	pentossido di di-azoto

↓  
numero di  
ossidazione

Alcuni elementi possono assumere un solo numero di ossidazione, altri ne possono assumere più di uno.

Alcuni elementi possono assumere un solo numero di ossidazione, altri ne possono assumere più di uno.

**OSO** si usa per indicare l'ossido dove il metallo ha il più basso numero di ossidazione

**ICO** si usa per indicare l'ossido con il metallo con il più grande numero di ossidazione

# Lezione 9. 26-10-21

martedì 26 ottobre 2021 09:30

## COMPOSTI TERNARI

**Idrossidi:** chiamati anche basi, perché in acqua hanno un tipico comportamento basico

**Acidi ossigenati:** sostanze che contengono H, non metallo e O (con comportamento acido)

Ossido basico + H<sub>2</sub>O → Idrossido (basi)

Metallo + O

Ossido acido + H<sub>2</sub>O → Acido ossigenato

Non metallo + O

### IDROSSIDI NOME COMUNE

### IUPAC

Ca(OH)<sub>2</sub> idrossido di calcio

di-idrossido di calcio

+2 { Fe(OH)<sub>2</sub> idrossido ferroso

di-idrossido di ferro (II)

+3 { Fe(OH)<sub>3</sub> idrossido ferrico

tri-idrossido di ferro

+1 { Cu(OH) idrossido rameoso

idrossido di rame (I)

+2 { Cu(OH)<sub>2</sub> idrossido rameico

di-idrossido di rame

Al(OH)<sub>3</sub> idrossido di alluminio

tri-idrossido di alluminio

Na(OH) idrossido di sodio

idrossido di sodio

K(OH) idrossido di potassio

idrossido di potassio

Metallo + O + H

### ACIDI OSSIGENATI

### N. COMUNE

H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub> Acido solforoso

### IUPAC

triossosolfato di di-idrogeno

H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> acido solforico

tetraossosolfato di di-idrogeno

HClO acido ipocloroso

monossoclorato di idrogeno

HClO<sub>2</sub> acido cloroso

diossoclorato di idrogeno

HClO<sub>3</sub> acido clorico

triossoclorato di idrogeno

HClO<sub>4</sub> acido perclorico

tetraossoclorato di idrogeno

HNO<sub>2</sub> acido nitroso

diossinitrato di idrogeno

HNO<sub>3</sub> acido nitrico

Triossonitrato di idrogeno

HBrO acido ipobromoso

monossobromato di idrogeno

HBrO<sub>2</sub> acido bromoso

diossobromato di idrogeno

HBrO<sub>3</sub> acido bromico

triossobromato di idrogeno

Non Metallo + H + O

HBrO <sub>3</sub>	acido bromico	triossobromato di idrogeno
HIO	acido ipoiodoso	monossoiodato di idrogeno
HIO <sub>2</sub>	acido iodoso	dissoiodato di idrogeno
HIO <sub>3</sub>	acido iodico	triossoiodato di idrogeno
HIO <sub>4</sub>	acido periodico	tetraossoiodato di idrogeno
H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	acido carbonico	triossocarbonato di di-idrogeno
+3 { H <sub>3</sub> PO <sub>3</sub>	acido fosforoso	triossofosfato di tri-idrogeno
+5 { H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	acido fosforico	tetraossofosfato di tri-idrogeno
+1 { H <sub>3</sub> PO <sub>2</sub>	acido ipofosforoso	diossofosfato di tri-idrogeno
+5 { H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	acido ortofosforico	tetraossofosfato di tri-idrogeno
+5 { HPO <sub>3</sub>	acido metafosforico	triossofosfato di idrogeno
+5 { H <sub>4</sub> P <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	acido pirofosforico(V)	eptossofosfato di tetra-idrogeno

$H_3PO_4 - H_2O \rightarrow HPO_3$

$2H_3PO_4 - H_2O \rightarrow H_4P_2O_7$

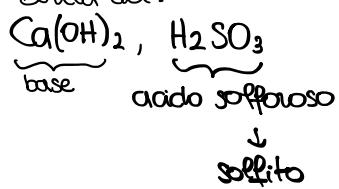
### SALI

Sono composti ternari o quaternari, derivano dalla reazione tra un acido e una base (reazioni acido-base)

Dobbiamo individuare la base e l'acido da cui derivano

CaSO<sub>3</sub> solfato di calcio

Deriva da:



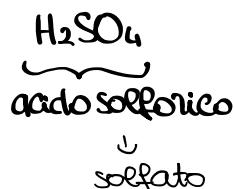
triossosolfato di calcio

$$\left\{ \begin{array}{l} OSO \rightarrow ITO \\ ICO \rightarrow ATO \end{array} \right.$$

Per IUPAC solo ATO

Cu<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> solfato rameoso

tetraossosolfato di di-rame

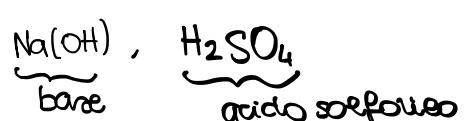


CuSO<sub>4</sub> solfato rameico

tetraossosolfato di rame

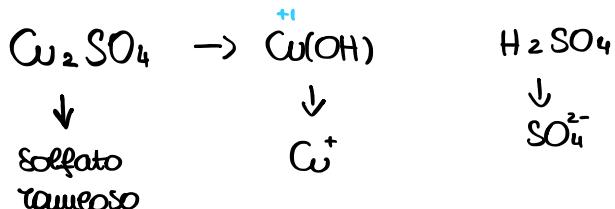
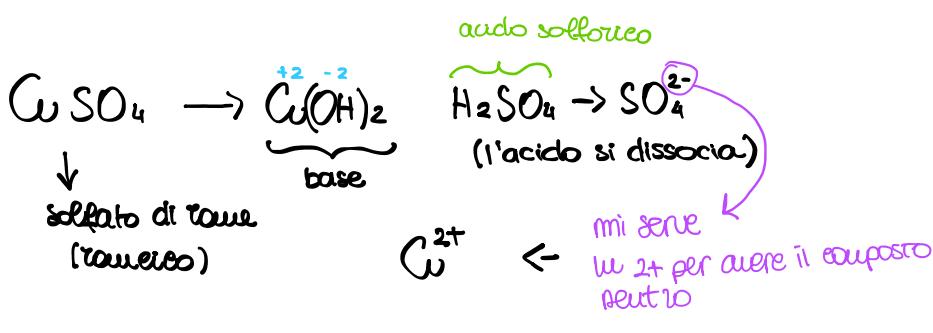
Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> solfato di sodio

tetraossosolfato di di-sodio



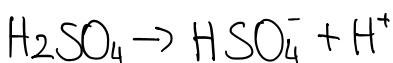
$\text{Na(OH)}$ , base	$\text{H}_2\text{SO}_4$ acido solforico	
$\text{Fe}(\text{OH})_2$ , $\text{Fe}(\text{NO}_2)_2$ nitrito ferroso		bis(diossonitato) di ferro (II)
$\text{Fe}(\text{OH})_3$ , $\text{Fe}(\text{NO}_2)_3$ $\text{Fe}(\text{OH})_5$ , nitrito ferrico		tris(diossonitato) di ferro (III)
$\text{NaNO}_3$	nitrato di sodio	triossonitato di sodio
$\text{Na(OH)}$	$\text{HNO}_3$ acido nitrico	
$\text{NaPO}_4$	fosfato di sodio	tetraossofosfato di tri-sodio
$\text{Na(OH)}$ , $\text{H}_3\text{PO}_4$ acido fosforico		
$\text{NaHSO}_3$	solfito monoacido di sodio (bisolfito di sodio)	(mono)idrogeno triossosolfato di sodio
$\text{H}_2\text{SO}_3$ acido solforoso		
$\text{CuH}_2\text{PO}_4$	fosfato di acido rameoso	di-idrogeno tetraossofosfato di rame (I)
$\text{H}_3\text{PO}_4$ acido fosforico		
$\text{Pb}(\text{ClO})_4$	ipoclorito di piombo (piombico)	tetra(monossoclorato) di piombo (IV)
$\text{HClO}$ acido ipocloroso		

composti quaternari

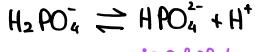
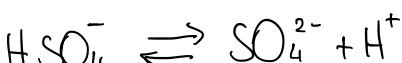


## Rameoso

IONI		
$\text{SO}_4^{2-}$	ione solfato	ione tetraossosolfato
$\text{HSO}_4^-$	ione solfato monoacido	ione idrogeno tetraossosolfato
$\text{PO}_4^{3-}$	ione fosfato	ione tetraossofosfato
$\text{HPO}_4^{2-}$	ione fosfato mono acido	ione idrogeno tetraossofosfato
$\text{H}_2\text{PO}_4^-$	ione fosfato di-acido	ione di-idrogeno tetraossofosfato
$\text{NaH}_2\text{PO}_4$	fosfato di-acido di sodio	di-idrogeno tetraossofosfato di sodio
$\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$	fosfato di-acido di calcio	bis(di-idrogeno tetraossofosfato) di calcio
$\text{Na}_2\text{HPO}_4$	fosfato monoacido di sodio	idrogeno tetraossofosfato di di-sodio



venerdì mezzo → si dissocia  
in acqua



## NUMERO DI OSSIDAZIONE

In passato veniva utilizzato il concetto di **VALENZA** intesa come: numero di legami che un atomo è in grado di fare con l'idrogeno.

Oggi si preferisce fare riferimento al **NUMERO DI OSSIDAZIONE**.

Per i **composti ionici** si determina attribuendo valore positivo all'atomo che cede elettroni e negativo a quello che li acquista.

### ⑥ NaCl

Na n° di ossidazione = +1

Cl n° di ossidazione = -1

Per i **composti con legami covalenti** si attribuisce il doppietto di legame all'atomo più elettronegativo. Ogni doppietto attribuito contribuisce con -1 al numero di ossidazione

### ⑦ HCl

H n° di ossidazione = +1

Cl n° di ossidazione = -1

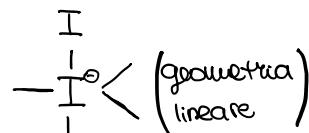
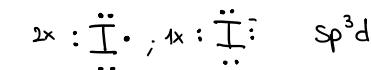
Attribuiamo il doppietto al Cl

### REGOLE PER LA DETERMINAZIONE DEL N° DI OSSIDAZIONE

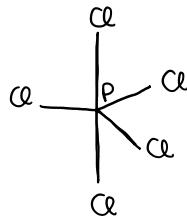
- 1) Per una **molecola neutra** la **somma** dei n° di ossidazione è **zero**
- 2) Per un **composto ionico** la **somma** dei n° di ossidazione coincide con la **carica dello ione** es.  $\text{NH}_4^+$  somma n° di ossidazione = +1
- 3) Il n° di ossidazione di qualunque **elemento** è **zero** (Na, Cl<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>, O<sub>2</sub>, K ecc)
- 4) Il n° di ossidazione dei **metalli alcalini** è sempre **+1** (1° gruppo)
- 5) Il n° di ossidazione dei **metalli alcalino-terrosi** è sempre **+2** (2° Gruppo)
- 6) Il n° di ossidazione del **fluoro** è sempre **-1**
- 7) Il n° di ossidazione dell'**idrogeno** è sempre **+1** tranne negli idruri dei metalli alcalini (NaH<sub>9</sub>) e alcalino-terrosi (CaH<sub>2</sub>) dove è -1
- 8) Il n° di ossidazione dell'**ossigeno** è sempre **-2** tranne nei perossidi (H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>) dove è -1 e nel composto F<sub>2</sub>O dove è +2 (essendo F l'unico elemento più elettronegativo di O)
- 9) Il n° di ossidazione può essere frazionario

es.  $\text{I}_3^-$  n° di ossidazione =  $-\frac{1}{3}$

formato da:



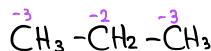
ci ricorda:  $\text{PCl}_5$



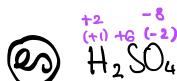
$$-\frac{1}{3} - \frac{1}{3} - \frac{1}{3} = -1$$

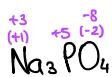
In particolare nelle molecole organiche con più atomi di C, per questi atomi di C può risultare un N° di ossidazione frazionario.

es.  $\text{C}_3\text{H}_8$  attribuendo a ciascun H n° di ossidazione +1 ne deriva che per ciascun atomo di C il N° di ossidazione è -8/3



In realtà -8/3 è un valore medio che deriva da:  $\frac{(-3) + (-2) + (-3)}{3} = -\frac{8}{3}$



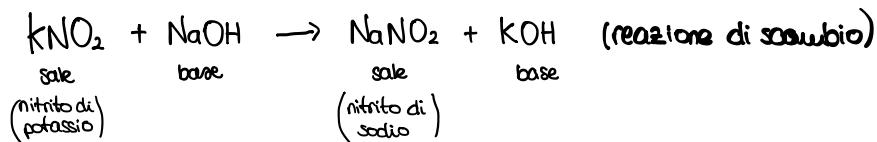
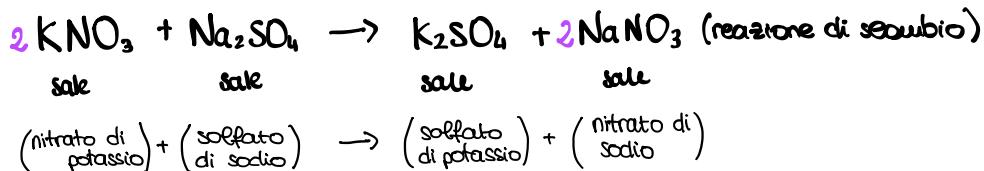
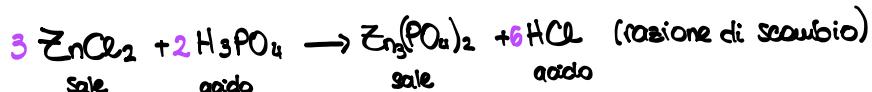
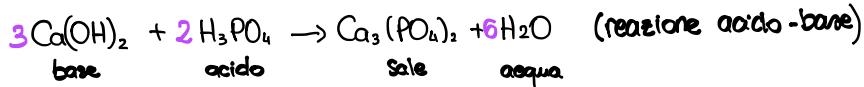


### BILANCIAMENTO REAZIONI

**Reazioni di tipo non-redox:** bilanciamento per tentativi

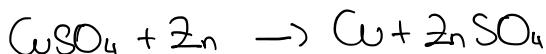
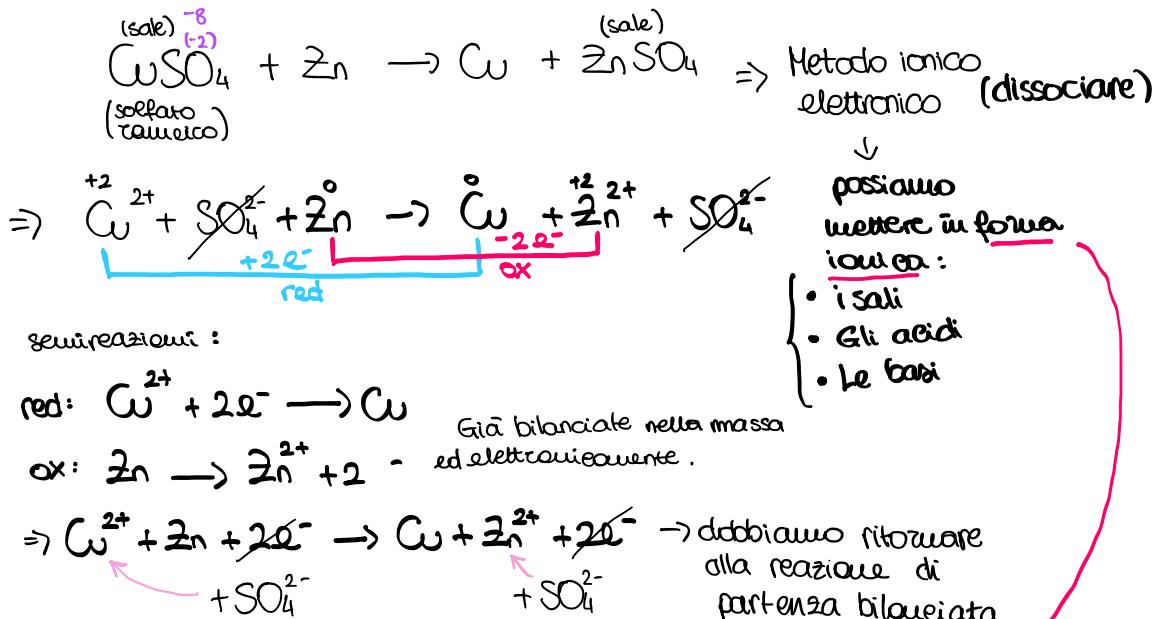
- 1) Reazioni acido-base (di salificazione) → sale + acqua
- 2) Reazioni di scambio

② bilanciamento per tentativi:



**Reazioni red-ox:** bilanciamento mediante metodo ionico-elettronico

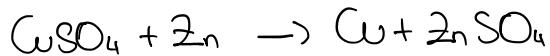
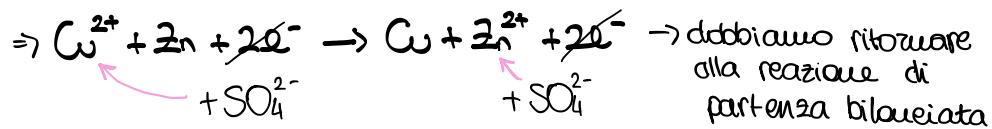
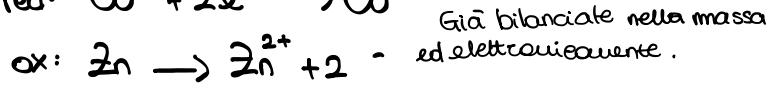
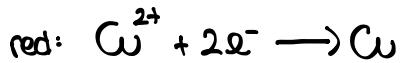
- 1) Una specie che si ossida (aumenta il numero di ossidazione)  
**RIDUCENTE** (perde elettroni)
- 2) Una specie che si riduce (diminuisce il numero di ossidazione)  
**OSSIDANTE** (acquista elettroni)



possiamo mettere in forma ionica:  
 {  
 • i sali  
 • Gli acidi  
 • le basi



semireazioni:



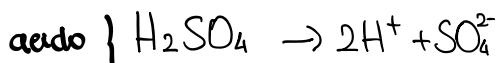
iouca:

- i sali
- Gli acidi
- le basi

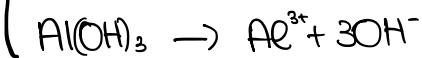
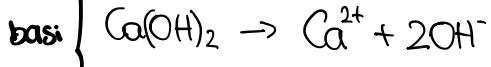
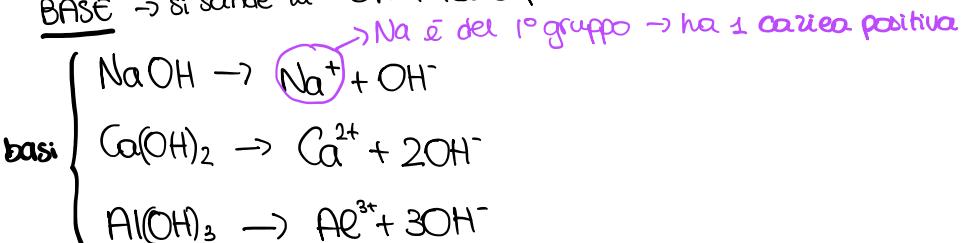
• forma molecolare → forma ionica

si dissociano in modo tale che la somma delle cariche mi dia 0

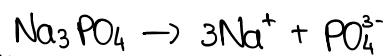
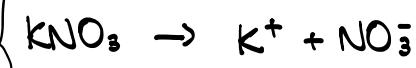
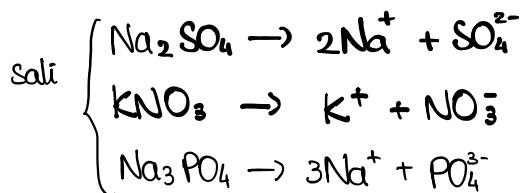
ACIDO → si scinde in  $H^+$  + ioue negativo



BASE → si scinde in  $OH^-$  + ioue positivo

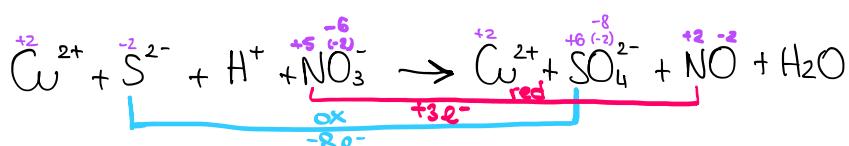
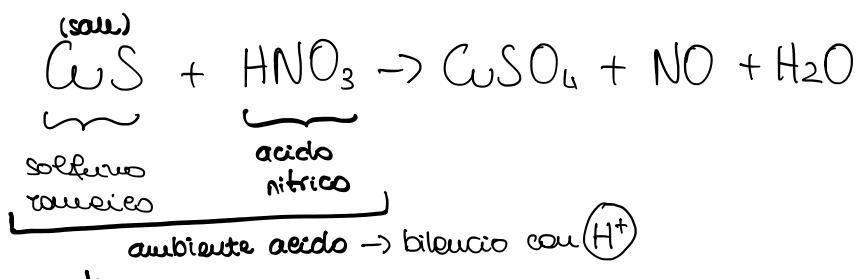


SALE → si scinde in parte metallica del sale + parte non metallica.

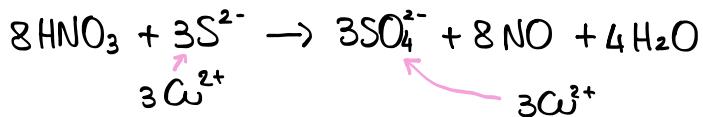
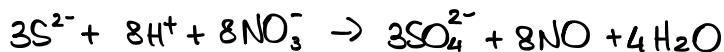
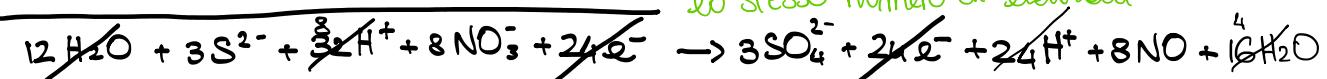
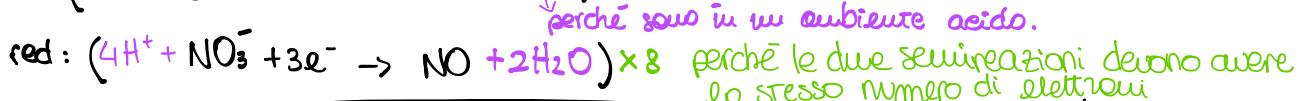
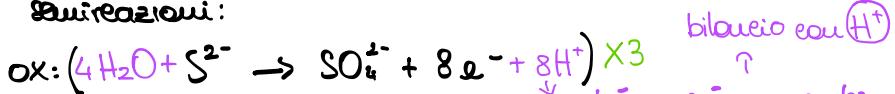


## Reazione di ossido riduzione:

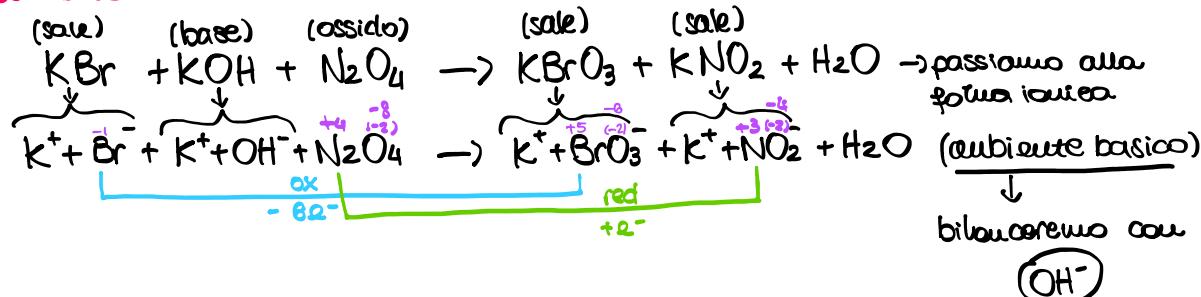
### Esercizio 1:



Semicazioni:

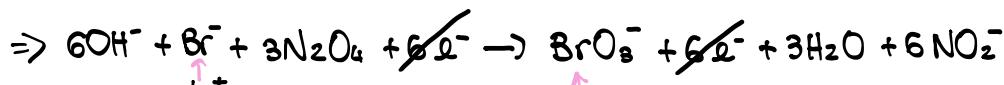
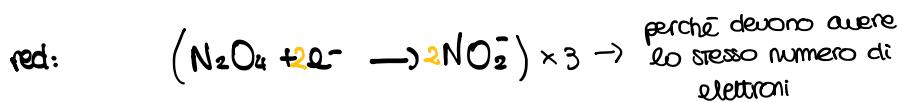
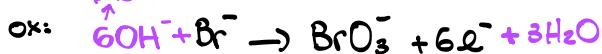


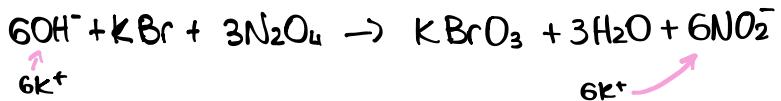
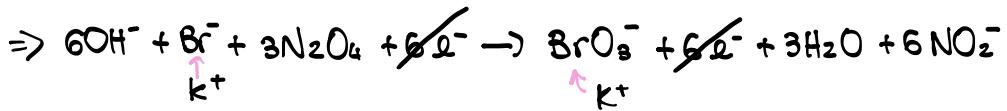
### Esercizio 2:



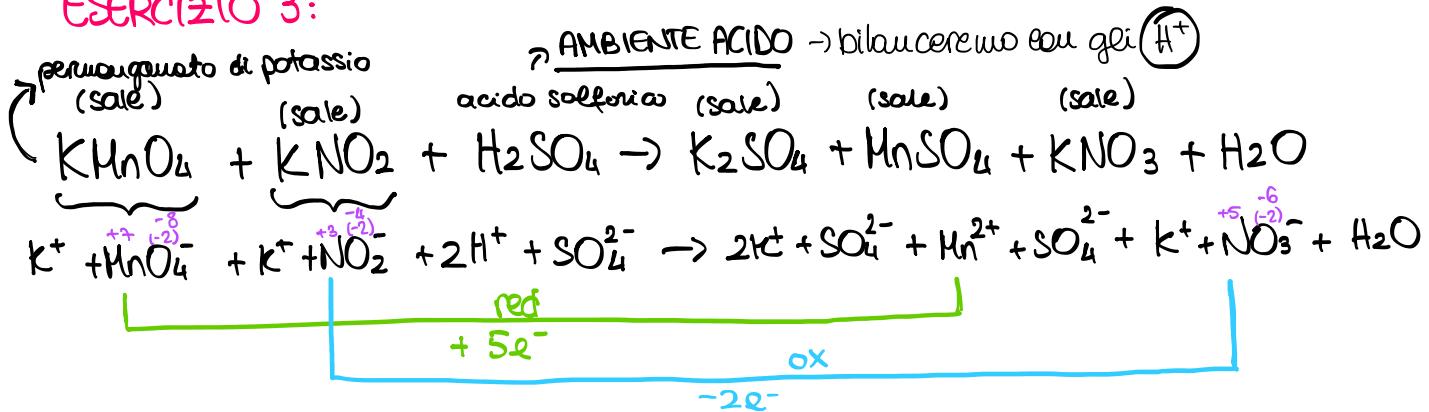
Semicazioni:

perché siamo in ambiente basico

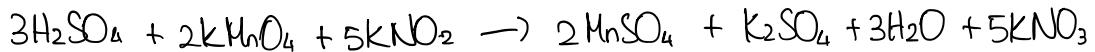
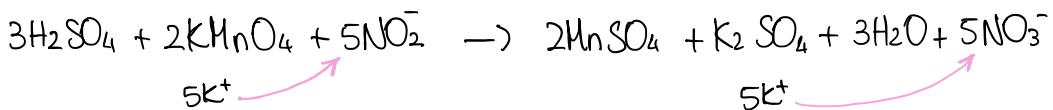
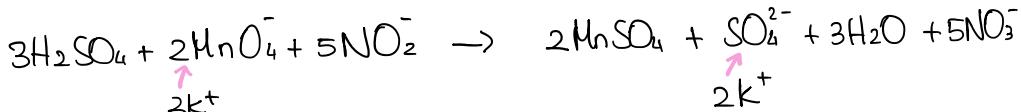
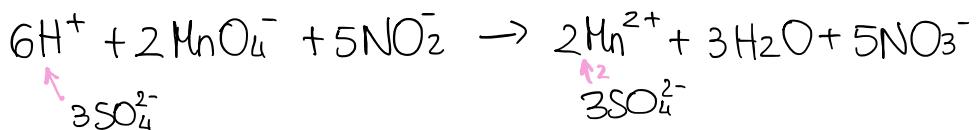
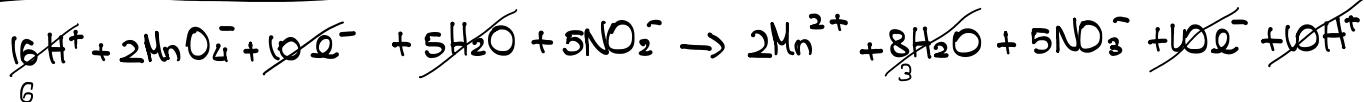
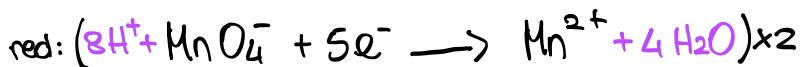




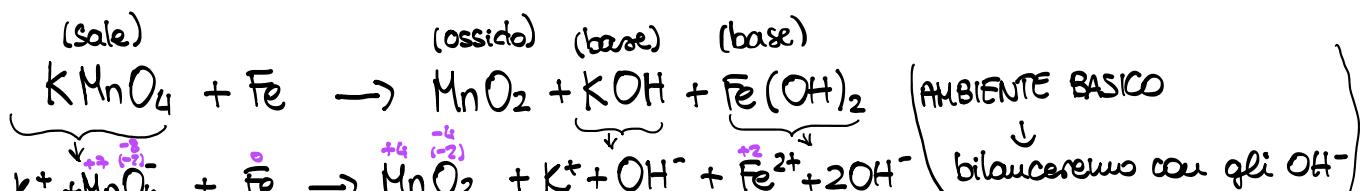
### ESERCIZIO 3:

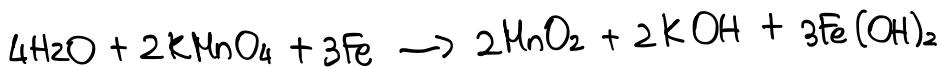
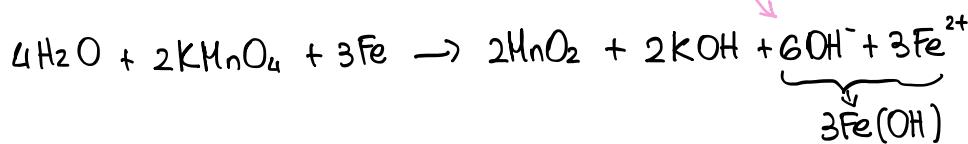
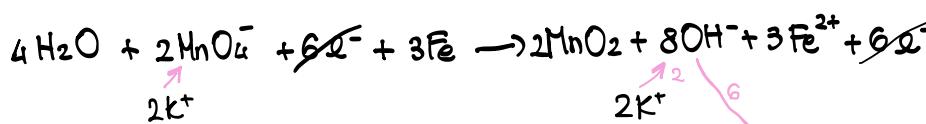
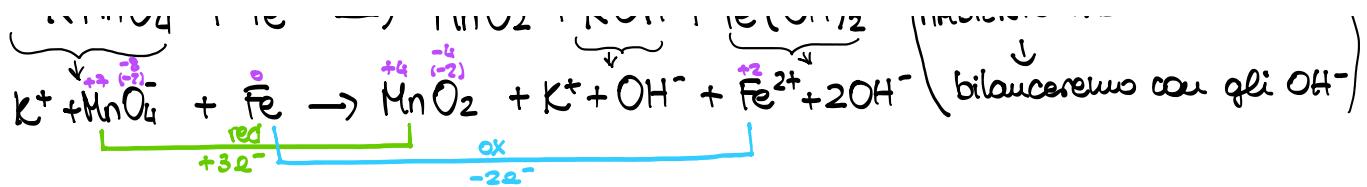


Semicazioni:



### ESERCIZIO 4:





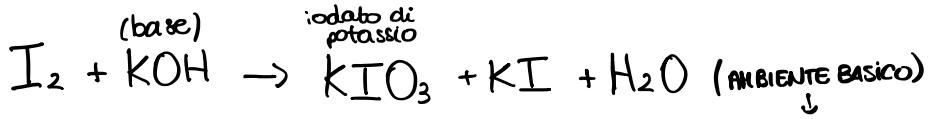
è possibile trovare  
 $H_2O$  in più fra  
i prodotti o i reagenti

# Lezione 11. 02-11-21

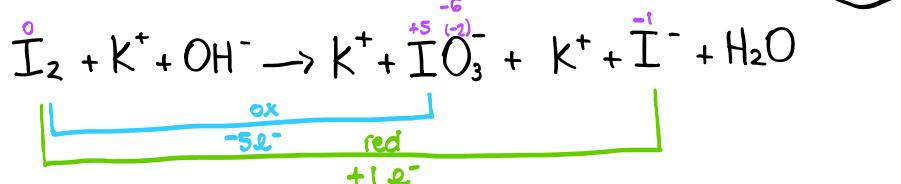
martedì 2 novembre 2021 09:22

**REAZIONE RED-OX DI DISPROPORZIONAMENTO** la stessa specie chimica si ossida e si riduce.

Esempio:

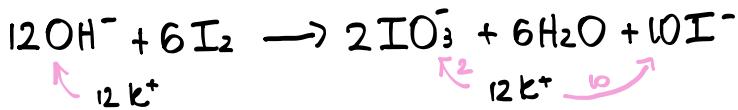
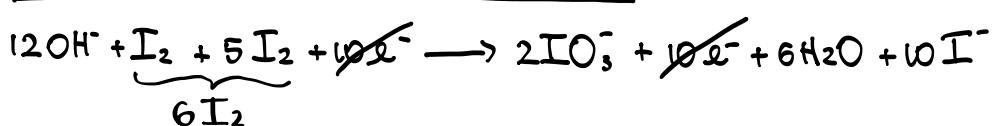
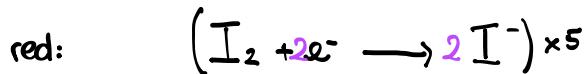


passiamo alla forma ionica:

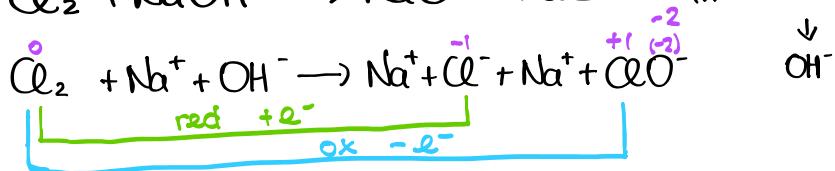
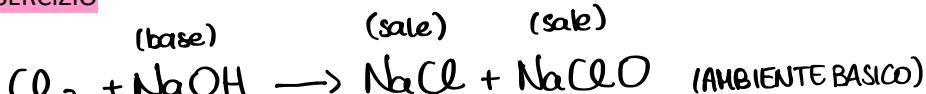


bilancio con  
 $OH^-$

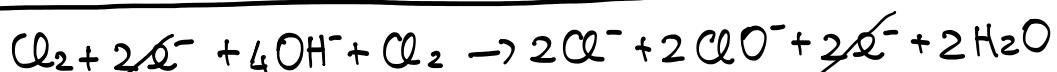
semireazioni:

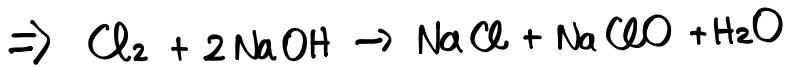
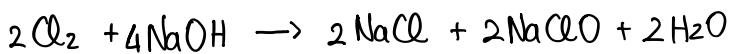
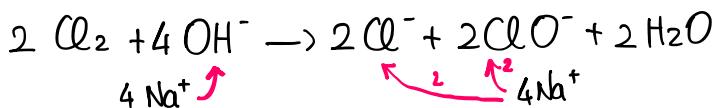
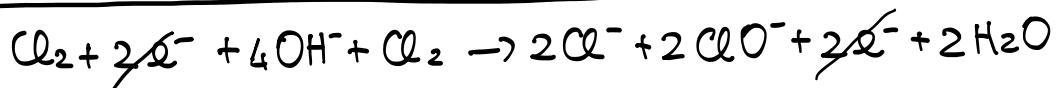


**ESERCIZIO**

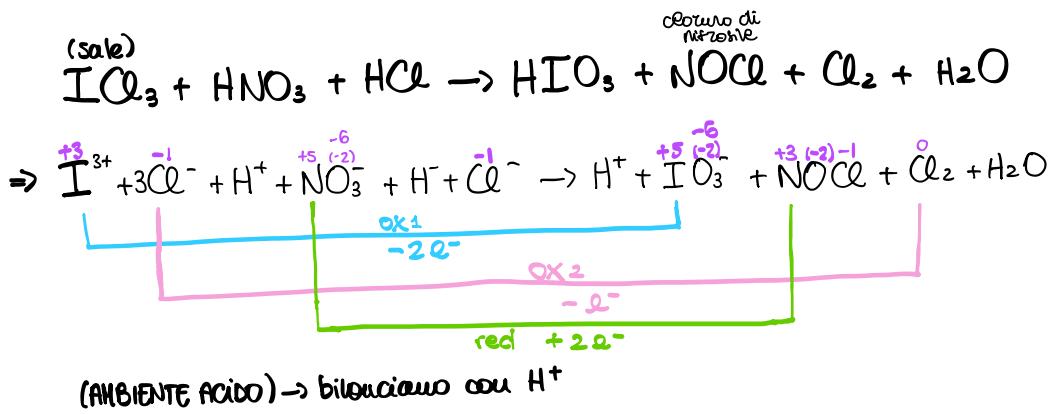


Semireazioni:



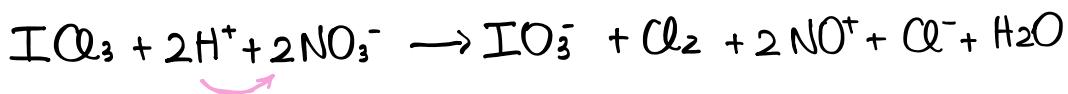
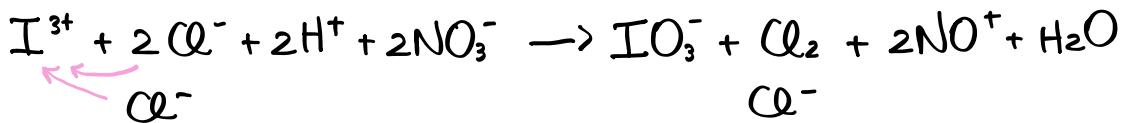
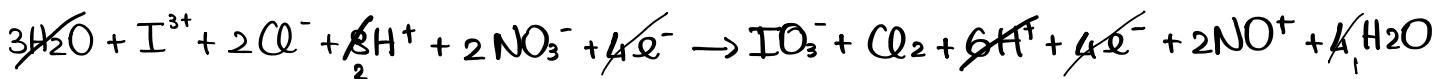
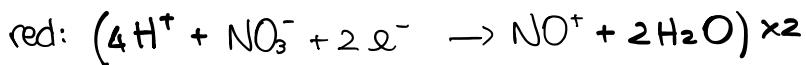
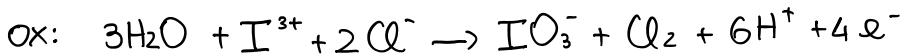
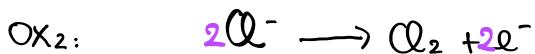
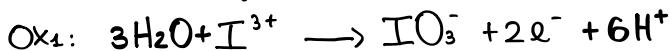


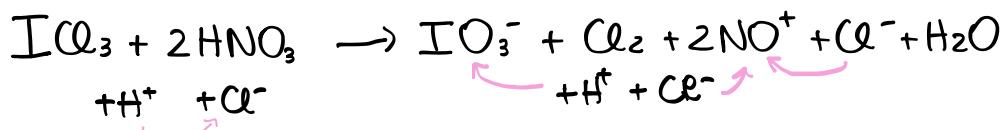
#### Esercizio red-ox con doppia ossidazione



$\text{NOCl}$  possiamo dissociarlo come  $\text{NO}^+ + \text{Cl}^-$

sequenze: vogliamo una sola reazione di ossidazione  $\rightarrow$  le sommiamo

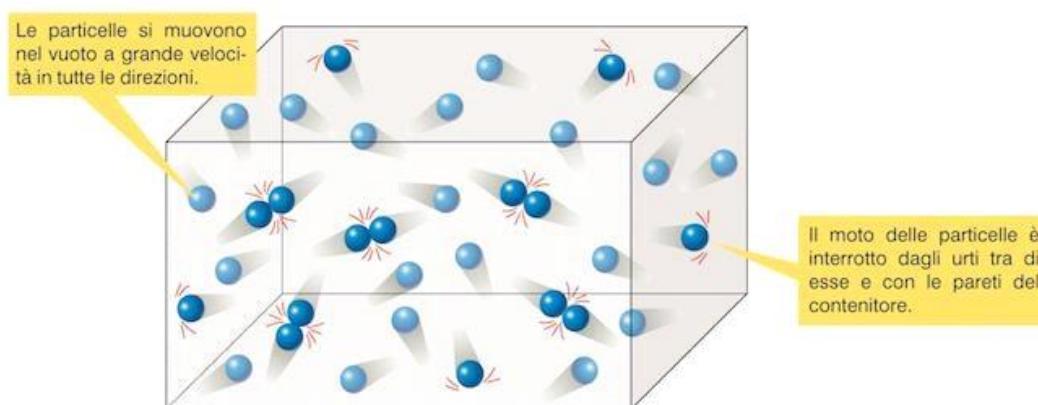




### STATO GASSOSO

Caratteristiche sostanze allo stato gassoso:

- 1) non hanno né una forma propria né un volume proprio
- 2) sono altamente compressibili, cioè variando la pressione varia il volume (anche in maniera molto significativa)



Le particelle si muovo continuamente in maniera caotica in tutte le direzioni, urtano fra di loro e poi vanno ad urtare contro le pareti del recipiente, si genera così la pressione.

Quindi la pressione del gas è generata dagli urti delle particelle con le pareti.

Lo stesso gas a seconda delle condizioni di temperatura e di pressione può assumere un comportamento diverso, può essere ideale (o a comportamento ideale) o reale (o a comportamento reale)

- **GAS A COMPORTAMENTO IDEALE:**

Condizioni che determinano un comportamento ideale sono: condizioni di bassa pressione e alta temperatura

- 1) Il volume realmente occupato dalle particelle gassose è trascurabile rispetto al volume del gas. Per volume del gas si intende lo spazio in cui le particelle sono libere di muoversi.  
Si considerano le particelle gassose come puntiformi quindi non occupano volume.  
Quindi un gas ideale contenuto in un recipiente di volume V avrà anch'esso volume V
- 2) Le interazioni fra particelle sono trascurabili. Per interazioni fra particelle intendiamo le interazioni a distanza (ovvero interazioni che intercorrono tra particelle non a contatto tra di loro)
- 3) Gli urti fra le particelle gassose sono perfettamente elastici (cioè urti dove l'energia perduta da una particella viene completamente acquistata dall'altra, l'energia rimane costante)

**CONDIZIONI STANDARD:** gas a comportamento ideale,  $P=1\text{ atm}$ , e una certa temperatura  $t$

**CONDIZIONI NORMALI:** gas a comportamento ideale,  $P=1\text{ atm}$  e temperatura  $t=0^\circ\text{C}$ , 1 mole (di qualunque gas) occupa un volume  $V=22,4\text{ l}$

- **GAS A COMPORTAMENTO REALE .**

### PARAMETRI CHE CARATTERIZZANO LO STATO GASSOSO (P,T,V):

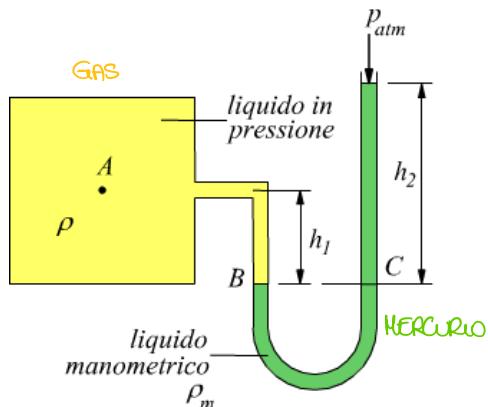
Pressione P [mmHg=Torr, atm],  $\uparrow$  variabili intensive

## PARAMETRI CHE CARATTERIZZANO LO STATO GASSOSO (P,T,V):

Pressione P [mmHg=Torr, atm], } variabili intensive  
 temperatura T[°C, K], }  
 volume V [ l, ml, cc^3] → variabile estensiva

**VARIABILI INTENSIVE** non dipendono dalle dimensioni del sistema, non sono additive  
**VARIABILI ESTENSIVE** dipendono dalle dimensioni del sistema e sono additive

Per misurare la pressione di gas si utilizza il **manometro**



Il gas entra nel tubicino e crea un dislivello del mercurio nel tubo, l'altezza del dislivello è direttamente proporzionale alla pressione del gas.

Se spingiamo il pistone verso il basso il gas eserciterà maggiore pressione.

Se non inseriamo alcun gas e mettessimo in comunicazione il manometro con l'aria andremmo a misurare la pressione atmosferica, se facessimo questa cosa sul livello del mare misureremmo una pressione di **760mmHg=1atm** ( a T=0°C sul livello del mare)

Volume :

1ml=1/1000 litro standard

**Litro standard = 1 Kg di H<sub>2</sub>O a t=4°C**

1ml=1cm<sup>3</sup>

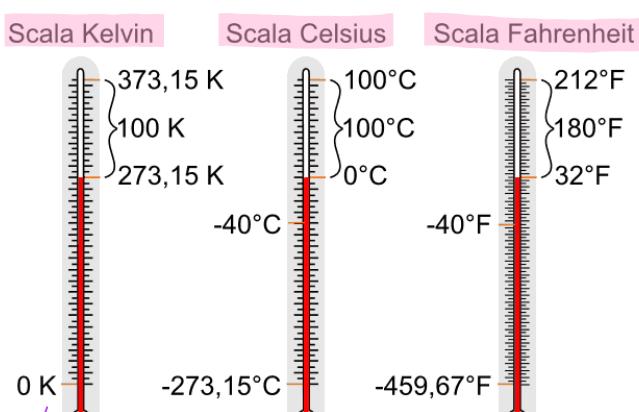
$$\left. \begin{array}{l} 1\text{ ml} = 1\text{ cm}^3 \\ 1\text{ ml} = \frac{1}{1000} \text{ litro standard} \end{array} \right\} \Rightarrow \text{litro standard} = 1000 \text{ ml} = 1000 \text{ cm}^3$$

## SCALE TERMOMETRICHE

La temperatura si misura in varie sale, le più diffuse sono

Celsius, Fahrenheit e Kelvin

I punti di riferimento sono la fusione del ghiaccio e l'ebollizione dell'acqua





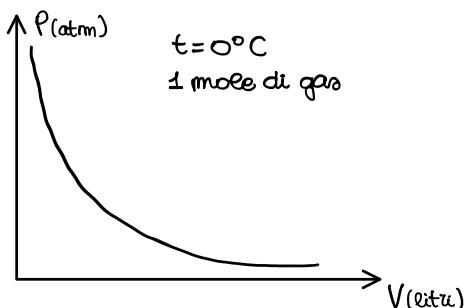
a 0K abbiano l'assenza totale di moto molecolari

$K = {}^\circ C + 273,15$      $\left\{ \begin{array}{l} \bullet T \text{ ci indica la temperatura espressa in Kelvin} \\ {}^\circ C = K - 273,15 \quad \bullet t \text{ indica la temperatura in } {}^\circ C \end{array} \right.$

### LEGGE DI BOYLE (isoterma) $T = \text{costante}$

$PV = \text{costante}$

$$P_1 V_1 = P_2 V_2 = P_3 V_3$$



### LEGGE DI CHARLES (isobara) $P = \text{costante}$

$V/T = \text{costante}$ ,

È stato osservato che aumentando la temperatura di  $1^\circ C$  c'è un incremento di volume pari a  $1/273,15 V_0$  (volume del gas a  $0^\circ C$ )

$$V(t) = V_0 + \frac{1}{273,15} V_0 t \quad \Rightarrow \quad V = V_0 \left( \frac{273,15 + t}{273,15} \right) \Rightarrow V = V_0 \frac{T}{273,15} \Rightarrow \frac{V}{T} = \frac{V_0}{273,15} = \text{costante}$$

$$V = V_0 + \alpha V_0 t$$

$$V = V_0 (1 + \alpha t)$$

### LEGGE DI GAY-LUSSAC (isocora) $V = \text{costante}$

$P/T = \text{costante}$

Aumentando la temperatura di  $1^\circ C$  si ha un incremento della pressione pari a  $1/273,15 P_0$  (pressione misurata a  $0^\circ C$ )

$$P(t) = P_0 + \frac{1}{273,15} P_0 t \quad \alpha$$

$$P = P_0 + \alpha P_0 t$$

$$P = P_0 (1 + \alpha t)$$

$$P = P_0 \left( \frac{273,15 + t}{273,15} \right)$$

$$P = P_0 \frac{T}{273,15} \Rightarrow \frac{P}{T} = \frac{P_0}{273,15} = \text{costante}$$

### EQUAZIONE DI STATO DEI GAS IDEALI

$$\boxed{PV = nRT}$$

$$\left\{ \begin{array}{l} R = \text{costante universale dei gas} = 0,082 \text{ litri} \cdot \text{atm} / \text{moli} \cdot \text{K} \\ n = \text{numero di moli} \\ T = \text{temperatura in kelvin} \end{array} \right.$$

Abbiamo una mole di gas ( $n = 1$ )

1) Stato iniziale :	$P_0$	$V_0$	$0^\circ C$	
2) trasformazione A:	$P_0$	$V_0(1+\alpha t)$	$t^\circ C$	$V = V_0(1+\alpha t)$ (isobara)
3) trasformazione B:	$P$	$V$	$t^\circ C$	$PV = \text{cost}$ (isoterma)

$$PV = P_0 V_0 (1+\alpha t) \Rightarrow PV = P_0 T_0 \left(1 + \frac{t}{273,15}\right)$$

$$\Rightarrow PV = P_0 V_0 \left(\frac{T}{273,15}\right) \Rightarrow PV = \underbrace{\left(\frac{P_0 V_0}{273,15}\right)}_{\substack{\text{costante} \\ (\text{specifica per ogni gas})}} T$$

$$\text{A } 0^\circ C \text{ e } 1 \text{ atm} \Rightarrow PV = \left(\frac{1 \cdot 22,4}{273,15}\right) T \quad \text{Volume di una mole}$$

$$PV = \underbrace{0,082}_{R} T \Rightarrow PV = RT \text{ (per 1 mole)}$$

$$\Rightarrow PV = nRT$$

### LEGGE DI AVOGADRO

Mette in relazione volume e numero di moli, quindi esiste un rapporto di proporzionalità diretta tra volume e numero di moli.

$$V \propto n$$

Se prendiamo due volumi uguali (dello stesso gas o di gas diversi), **se sono nelle stesse condizioni di temperatura e pressione**, contengono lo stesso numero di moli.

$$\therefore V_1 = V_2 \Rightarrow n_1 = n_2$$

Le condizioni normali si rispecchiano nella legge di Avogadro, infatti:

$$\text{condizioni normali : } t = 0^\circ C \Rightarrow 1 \text{ mole di gas} = 22,4 \text{ l} \\ P = 1 \text{ atm}$$

### LEGGE DI DALTON (riguarda miscele di più gas)

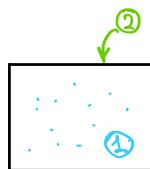
Se abbiamo una miscela di più gas misuriamo una certa pressione, la legge di Dalton mi dice che questa pressione che misuriamo, pressione totale, è uguale alla somma delle pressioni parziali.  
(il miscelamento dei gas è un processo che avviene spontaneamente)

$$P_{\text{TOT}} = P_1 + P_2 + P_3 \dots$$

Se ho 10 moli di un certo gas e misuro una pressione  $P$ , allora vuole dire che 1 mole misura una pressione  $P/10$

es. 4 mol di N<sub>2</sub> → 40% della P è dovuta all'azoto  
6 mol di O<sub>2</sub> → 60% della P è dovuta all'ossigeno

es.



$P_1$  = pressione parziale del gas 1

Fai introduciamo il gas 2

$$P = P_1 + P_2$$

La pressione parziale di un gas è la pressione che il gas esercita quando da solo occupa l'intero volume

es. Consideriamo una miscela di 3 gas a  $V = \text{cost}$  e  $T = \text{cost}$

Scriviamo l'equazione di stato per ogni gas:

$$\textcircled{1} \quad P_1 V = n_1 RT$$

$$\textcircled{2} \quad P_2 V = n_2 RT$$

$$\textcircled{3} \quad P_3 V = n_3 RT$$

$$\underbrace{(P_1 + P_2 + P_3) V}_{P_T} = \underbrace{(n_1 + n_2 + n_3) RT}_{n_T \text{ (mol totali)}}$$

$$\Rightarrow P_T V = n_T RT$$

$$\frac{P_1 X_1}{P_T X_1} = \frac{n_1 RT}{n_T RT} \Rightarrow \frac{P_1}{P_T} = \frac{n_1}{n_T} \Rightarrow P_1 = \left( \frac{n_1}{n_T} \right) P_T \Rightarrow P_1 = X_1 P_T$$

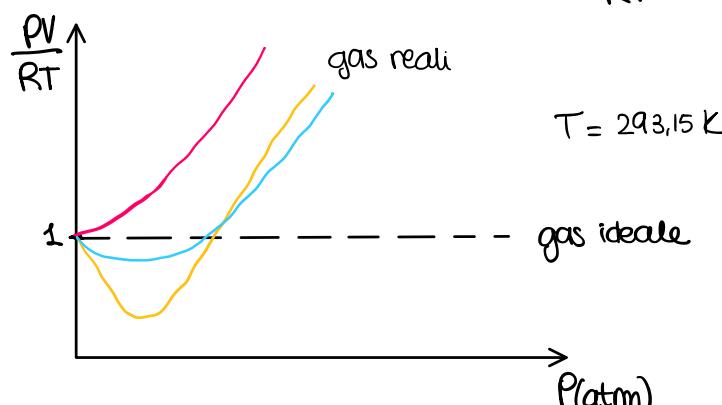
frazione molare  
del gas 1

Quindi con la legge di Dalton posso ricavare sia la pressione totale sia la pressione parziale di un gas.

#### FATTORE DI COMPRESSIBILITÀ

Se abbiamo un gas e non sappiamo definire se il suo comportamento è ideale o reale, sperimentalmente possiamo andare a vedere l'andamento del fattore di compressibilità in funzione della pressione.

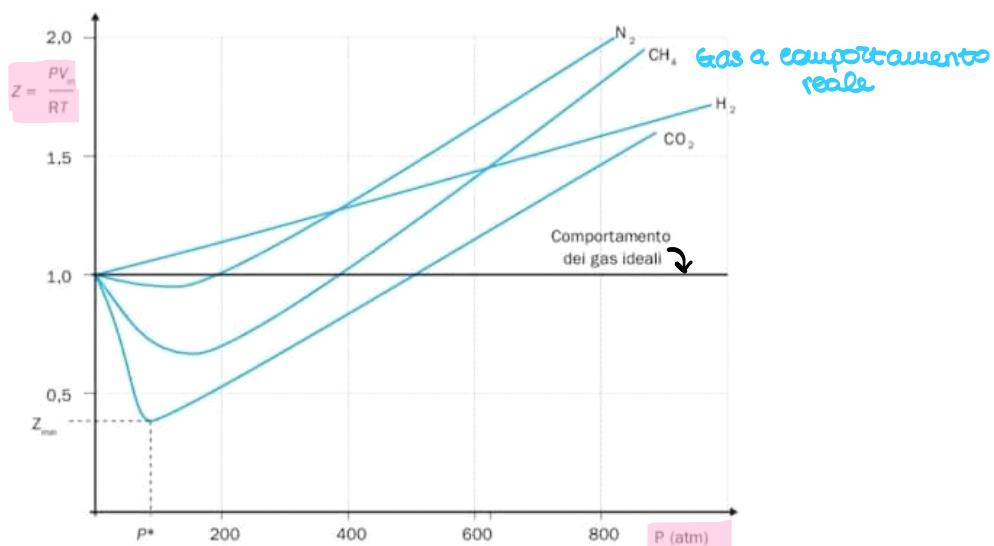
$$\text{fattore di compressibilità} = Z = \frac{PV}{RT}$$



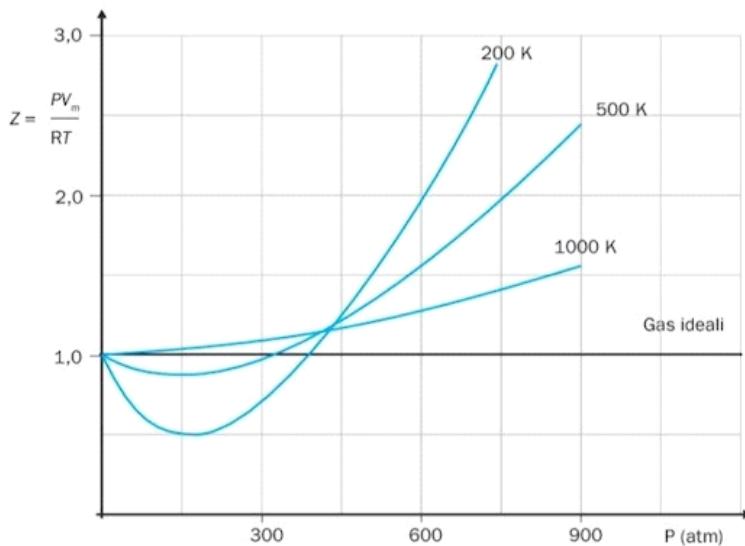
$$\xrightarrow{\hspace{1cm}} P(\text{atm})$$

Per bassi valori di pressione, all'aumentare della pressione il fattore di compressibilità diminuisce, cioè la compressibilità del gas aumenta, questo perché le interazione tra particelle non trascurabili favoriscono la compressione.

Per maggiori valori di pressione, all'aumentare della pressione il fattore di compressibilità aumenta quindi diminuisce la compressibilità del gas.



Fattore di compressibilità di  $N_2$  a diverse  $T$ :



All'aumentare della temperatura ci avviciniamo ad una sorta di appiattimento, cioè ad un comportamento ideale.

#### GAS A COMPORTAMENTO REALE:

- 1) Il volume occupato dalle particelle non è trascurabile
- 2) Le interazione fra le particelle non sono trascurabili

Quindi non possiamo più avere la precedente equazione di stato, ma ci sarà un'equazione di stato del gas reali (equazione di Van der Waals)

# Lezione 12. 09-11-21

martedì 9 novembre 2021 09:46

## EQUAZIONE DI STATO DEI GAS REALI (EQUAZIONE DI VAN DER WAALS)

$$(V - nb) \left( P + \alpha \frac{n^2}{V^2} \right) = nRT \quad \left[ PV = nRT \text{ (gas ideali)} \quad \begin{array}{l} \text{Nel caso del gas ideale per volume si} \\ \text{intende il volume del recipiente} \\ \text{perché le particelle sono puntiformi} \end{array} \right]$$

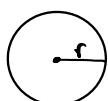
Non possiamo più trascurare il volume occupato dalle particelle e le interazioni (intese come interazioni a distanza)

$$\left\{ \begin{array}{l} b = \text{covolume (volume escluso)} \\ a = \text{costante caratteristica del gas} \\ \text{parametri costanti} \end{array} \right.$$

$b$  = Covolume: cioè il volumetto che una particella o una mole di particelle esclude alle altre (volume escluso al movimento delle particelle; una particella considerata sferica occupa un volume pari a  $\frac{4}{3}\pi r^3$ , il volume escluso da una particella alle altre sarà  $\frac{4}{3}\pi d^2$ )

Nel gas reale considero la particella come se fosse una sferetta:

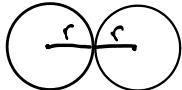
Questa sferetta occupa un volume e pari a:



$$V = \frac{4}{3}\pi r^3 \text{ (volume)}$$

A noi non interessa però il volume della particella, ma il volume che questa particella esclude alle altre

prendiamo 2 particelle:



Il volume escluso da una particella alle altre sarebbe:

$$4\pi d^2$$

distanza minima tra due particelle:

$$2r = d$$

Il volume escluso da una mole di particelle alle altre è:

$$4\pi d^2 \cdot n^{\circ} \text{ avogadro} = b \text{ (covolume)}$$

$a$  = costante dipendente dalla forza delle interazioni, più sono forti le interazioni minore è la pressione. (Se prendo una particella al centro del recipiente e faccio la somma delle interazioni che sono di tipo attrattivo e di tipo repulsivo la risultante è nulla, ma se prendo una particella più vicina alle pareti quando va ad urtare con altre particelle ci sarà un rallentamento della particella)

Le interazioni delle particelle dipende da quante particelle ci sono nell'unità di volume, quindi:

$$\left\{ \begin{array}{l} \text{Interazioni di una singola particella con tutte le altre: } N/V \\ \text{Interazioni di tutte le particelle con tutte: } (N/V)(N/V) = N^2/V^2 \end{array} \right.$$

$$\begin{aligned} N &= n^{\circ} \text{ particelle} \\ n &= n^{\circ} \text{ mol} \end{aligned} \Rightarrow \frac{n^2}{V^2}$$

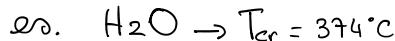
## TEMPERATURA CRITICA DI UN GAS:

Temperatura al di sopra della quale non è possibile la liquefazione per compressione (in condizioni di temperatura

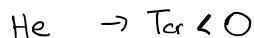
costante).

Se aumentiamo la temperatura, l'energia delle interazioni non cambia, però cambia l'energia cinetica che aumenta, ad un certo punto l'energia cinetica egualga l'energia delle interazioni questo accade per un valore della temperatura che è proprio la TEMPERATURA CRITICA, superato questo valore l'energia cinetica supera l'energia delle interazioni e non posso più ottenere la liquefazione del gas per compressione.

Il valore della temperatura critica dipende molto dall'entità delle interazioni, più forti sono le interazioni fra le particelle più alta sarà la temperatura



Le molecole di acqua sono molecole polari e sono in grado di fare legami a idrogeno, quindi abbiamo sia interazioni dipolo-dipolo sia legami a ponte di idrogeno, quindi interazioni forti quindi ha una temperatura critica molto elevata.



Le molecole di metano sono molecole apolari quindi le uniche interazioni possibili sono quelle di London ovvero dipolo istantaneo-dipolo indotto che sono interazioni debolissime, quindi il metano ha una temperatura critica è molto bassa. A temperatura ambiente il metano è un gas, sotto la sua temperatura critica è un vapore.



Le molecole di ammoniaca sono polari, quindi ci sono le interazioni dipolo-dipolo quindi fanno anche loro legami a ponte di idrogeno (sono legami più deboli di quelli dell'acqua perché l'ossigeno è più elettronegativo dell'azoto).

La temperatura critica segna anche il confine tra gas e vapore:

Sotto  $T_{\text{cr}}$  → VAPORE

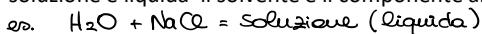
Sopra  $T_{\text{cr}}$  → GAS

#### SOLUZIONI:

Una soluzione è un miscuglio omogeneo di 2 o più componenti.

Un componente si chiama **SOLVENTE** e l'altro **SOLUTO**.

Il SOLVENTE è il componente che si trova nello stesso stato di aggregazione della soluzione, quindi se la soluzione è liquida il solvente è il componente allo stato liquido e l'altro è il soluto.



(liquido) (soluto)

solvente

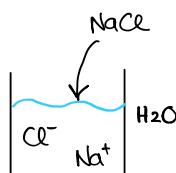
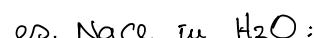


eq. eq.

4ome  
↓  
seduto

solvente  
↓  
solvente

Se entrambi i componenti sono nello stesso stato di aggregazione della soluzione, allora il solvente è quello presente in quantità maggiore, l'altro è il soluto



Inizialmente il sale (che è un solido con un certo reticolo cristallino) va sul fondo del recipiente poi siccome il sale è un elettrolita forte si dissocia e gli ioni passano in soluzione(soltuione), interagiscono con le molecole di acqua e ce ne sono alcuni che urtando con il sale solido sulla base si reintegrano nel reticolo (cristallizzazione)



Ad un certo punto si instaura l'equilibrio fra le due reazioni  
(succede quando la velocità di reazione diretta è uguale a

$$\text{valore} \rightleftharpoons \text{Na} + \text{Cl}$$

cristallizzazione

Stato di equilibrio (dissoluzioeo)  
 ↓  
SOLUZIONE SATURA

Ad un certo punto si instaura l'equilibrio fra le due reazioni (succede quando la velocità di reazione diretta è uguale a quella di reazione inversa), quando questo accade la soluzione si definisce SATURA, cioè non posso aggiungere altro NaCl perché non passerà più in soluzione ma si andrà a depositare sul fondo del recipiente.

Definiamo la solubilità di un soluto in un solvente (ad una data t)= gr soluto/100 gr di solvente, in condizioni di saturazione ad una specifica temperatura.

**CONCENTRAZIONE DI UNA SOLUZIONE:**

$$\left\{ \begin{array}{l} \% \text{ IN PESO} = \text{gr di soluto su 100 gr di soluzione} \\ \text{MOLALITÀ} (m) = \text{moli di soluto su 1kg di solvente} \\ \text{MOLARITÀ} (M) = \text{moli di soluto in 1 litro di soluzione (quella che useremo spesso)} \\ \text{NORMALITÀ} (N) = \text{equivalenti di soluto in 1 litro di soluzione} \end{array} \right.$$

Cosa sono gli EQUIVALENTI?  
 Dipendono dal tipo di sostanza: acido, base, sale

0,5 N → 0,5 equivalenti di soluto / 1 L. soluzione

Acido       $\frac{\text{pH}(\text{acido})}{\text{n° ioni H}^+ \text{ ceduti}}$

Devo preparare una soluzione 1 N di acido solforico:

•  $\text{H}_2\text{SO}_4$        $\frac{\text{pH}(\text{H}_2\text{SO}_4)}{2} = \frac{9,8}{2} = 4,9$  (peso equivalente)  
 ↓  
 0,5 moli

$$1\text{N} \quad \text{H}_2\text{SO}_4 \quad 4,9 \text{ g H}_2\text{SO}_4 / 1 \text{ L. soluzione}$$

↓  
 0,5 M

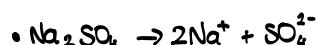
•  $\text{HCl}$        $\frac{\text{pH}(\text{HCl})}{1} = \frac{36,5}{1} = 36,5 \text{ g} = 1 \text{ equivalente HCl} = 1 \text{ mole HCl}$

Base       $\frac{\text{pH}(\text{base})}{\text{n° ioni OH}^- \text{ ceduti}}$

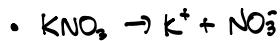
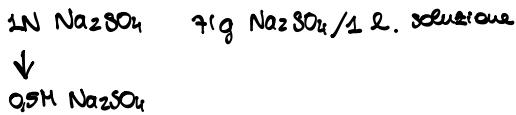
•  $\text{Ca}(\text{OH})_2$        $\frac{\text{pH}(\text{Ca}(\text{OH})_2)}{2} = \text{peso equivalente}$

•  $\text{NaOH}$        $\frac{\text{pH}(\text{NaOH})}{4} = \frac{40}{4} = 10$

Sale       $\frac{\text{pH}(\text{Sale})}{\text{n° cariche elettriche positive o negative}}$



$\frac{\text{pH}(\text{Na}_2\text{SO}_4)}{2} = \text{peso equivalente} = \frac{42,2}{2} = 21$



$$\frac{\text{PM (KNO}_3)}{2} = \text{peso equivalente}$$

$$1\text{N} = 1\text{M}$$

### LEGGE DI RAOULT (SOLUZIONI IDEALI)

La legge di RAOULT si applica alle soluzioni ideali

Soluzione ideale: una soluzione caratterizzata da un  $\Delta H_m = 0$

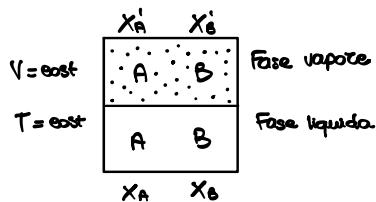
$\downarrow$   
 Entalpia di  
 Mescolamento  
 (colore ceduto  
 o acquistato)

Soluzione: A + B

2 liquidi A, B

$$\Leftrightarrow A-B = \begin{cases} A-A \\ B-B \end{cases} \Rightarrow \Delta H_m = 0 \rightarrow \text{soluzione ideale}$$

$\downarrow$   
 Sono della  
 stessa entità



$$P_T = P_A + P_B \quad (\text{legge di Dalton})$$

$$P_A = P_A^\circ X_A \quad , \quad P_B = P_B^\circ X_B$$

pressione di A allo stato puro  
 (cioè come se avessi solo A)

$P_T = P_A^\circ X_A + P_B^\circ X_B$	LEGGE DI RAOULT
---------------------------------------	-----------------

$$\Leftrightarrow P_A^\circ = P_B^\circ \rightarrow \text{stessa volatilità}$$

$$P_A = X_A P_T \quad P_B = X_B P_T$$

$$X'_A = \frac{P_A}{P_T} = \frac{P_A^\circ X_A}{P_A^\circ X_A + P_B^\circ X_B} = \frac{X_A}{X_A + \frac{P_B^\circ}{P_A^\circ} X_B}$$

$$X'_A = \underbrace{\frac{X_A}{X_A + X_B}}_{=1} \Rightarrow X'_A = X_A \quad \text{hanno la stessa composizione}$$

(stesso ragionamento si può fare per B)

$$X'_B = \frac{P_B}{P_T} = \frac{P_B^\circ X_B}{P_A^\circ X_A + P_B^\circ X_B} = \frac{X_B}{\frac{P_A^\circ}{P_B^\circ} X_A + X_B}$$

$$X'_B = \frac{P_B}{P_T} = \frac{P_B^0 X_B}{P_A^0 X_A + P_B^0 X_B} = \frac{X_B}{\frac{P_A^0}{P_B^0} X_A + X_B}$$

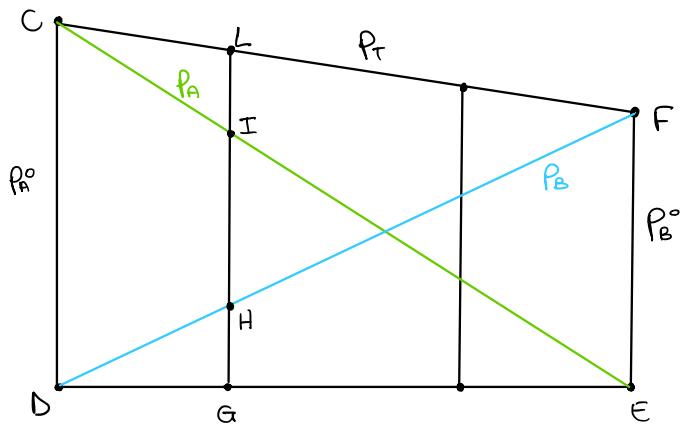
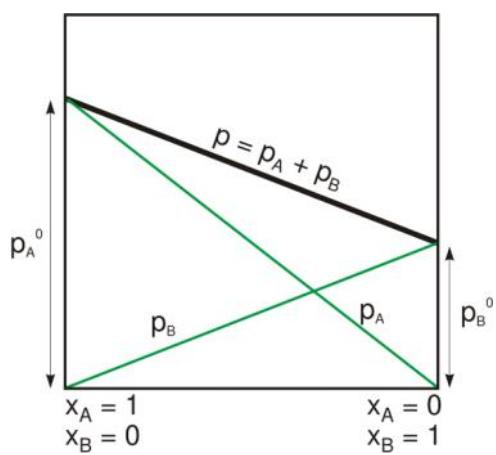
$$X'_B = \underbrace{\frac{X_B}{X_A + X_B}}_1 \Rightarrow X'_B = X_B$$

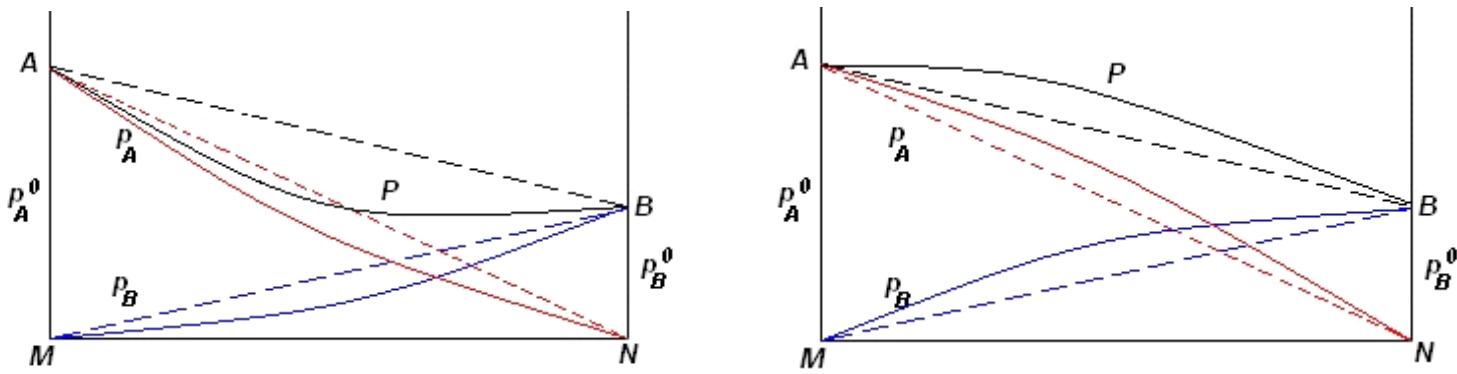
se  $P_A^0 = P_B^0 \Rightarrow \begin{cases} X'_A = X_A \\ X'_B = X_B \end{cases}$  composizione fase vapore = composizione fase liquida

se  $P_A^0 > P_B^0 \Rightarrow \begin{cases} X'_A > X_A \\ X'_B < X_B \end{cases}$  A più volatile di B

se  $P_A^0 < P_B^0 \Rightarrow \begin{cases} X'_A < X_A \\ X'_B > X_B \end{cases}$  B più volatile di A

Le soluzioni ideali in realtà non esistono, però diciamo che più una soluzione è diluita più ci avviciniamo all'idealità





## TERMODINAMICA:

Studia il calore e le sue trasformazioni

La termochimica è una parte della termodinamica che si occupa del calore che viene assorbito o ceduto durante il corso delle reazioni chimiche (trasformazioni che sono accompagnate dalla variazione del contenuto di energia del sistema)

Sistema termodinamico: si intende una qualunque percettibile porzione di materia su cui si possono effettuare osservazioni di tipo macroscopico.

La termodinamica fa sempre riferimento a sistemi omogenei all'equilibrio (cioè che le caratteristiche si mantengono costanti nel tempo)

Un sistema può essere:

Isolato, non sono possibili né scambi di energia né scambi di materia

Aperto, sono possibili sia scambi di energia sia scambi di materia

Chiuso, sono possibili scambi di energia, ma non sono possibili scambi di materia

Variabili di stato: parametri che definiscono lo stato in cui il sistema si trova

Volume, pressione, temperatura, numero di moli ecc.

Le variabili si dividono in due categorie:

Variabili intensive (P, T)

Variabili estensive (V, n, Moli)

Funzioni di stato:

Energia interna (E)

Entalpia (H)

Entropia (S)

Energia libera di Gibbs (G)

Funzione di stato: rappresentano grandezze la cui variazione nel passare da uno stato iniziale ad uno finale, non dipende dal percorso fatto, ma solo dagli stati iniziali e finali

Ad esempio l'energia interna (E) viene definita funzione di stato in quanto ogni sua variazione dipende esclusivamente dagli stati finali (B) e iniziali (A) della trasformazione

Calore e lavoro non sono due funzioni di stato in quanto dipendono dal modo in cui è avvenuta la trasformazione e dal percorso che ha fatto.

Il lavoro è l'area

Energia interna (E) = somma energie delle particelle che costituiscono il sistema

Ogni particella ha la sua energia

$$\begin{array}{ccc} \text{stato} & & \text{stato} \\ \textcircled{1} & \longrightarrow & \textcircled{2} \\ E_1 & & E_2 \end{array} \quad \begin{array}{l} \text{se il sistema non è ISOLATO} \\ \Delta E = E_2 - E_1 \\ \Delta E = E_f - E_i \end{array}$$

$$\Delta E_s = -\Delta E_a$$

Reazione chimica:  $\Delta E = E_{\text{prodotto}} - E_{\text{reagente}}$