



Corso Luigi Einaudi, 55 - Torino

Appunti universitari

Tesi di laurea

Cartoleria e cancelleria

Stampa file e fotocopie

Print on demand

Rilegature

NUMERO: 720

DATA: 07/10/2013

A P P U N T I

STUDENTE: Gallo

MATERIA: Chimica Esercitaz.

Prof. Ronchetti

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

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

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

10/10/2012

STECIOMETRIA / MOLE / MASSA MOLARE

• 500g $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ SOLFATO RAMEICO PENTAIDRATO
(SALE IDRATO)

determinare la quantità in grammi di acqua cristallizzata

$g(\text{H}_2\text{O}_{xx}) = ?$

500g corrispondono ad una certa quantità di moli, che posso calcolare in questo modo:

$$\frac{500 \text{ g}}{M(\text{g/mol})} = \frac{\text{mole sale}}{(m)}$$

$M(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 249,60 \text{ g/mol}$ massa di una mole di quel sale idrato

NOTA

ALMENO DUE DECIMALI DOPO LA VIRGOLA PER I RISULTATI, SEMPRE! Per i calcoli mi ce bisogna tenere sempre una in più, in modo tale che el risultato lo approssimo sulle tante cifre e l'errore non usca sulle 2 cifre significative ma sulle tante che non ha impo tanto per noi.

$\text{mol} = \frac{500 \text{ g}}{249,60 \text{ g/mol}} = 2,00 \text{ mol}$

Quanto, 2 mol di questo sale corrispondono a 10 mol di acqua questo lo si vede dalla formula, essa mado el legame di una mol di sale + 5 volte H_2O .

$10 \text{ mol di H}_2\text{O} \rightarrow 10 \text{ mol} \cdot 18 \text{ g/mol} \rightarrow 180 \text{ g H}_2\text{O}$
 ↑
 ragionamento m.
 (ammuni molari)

• Na_3PO_4

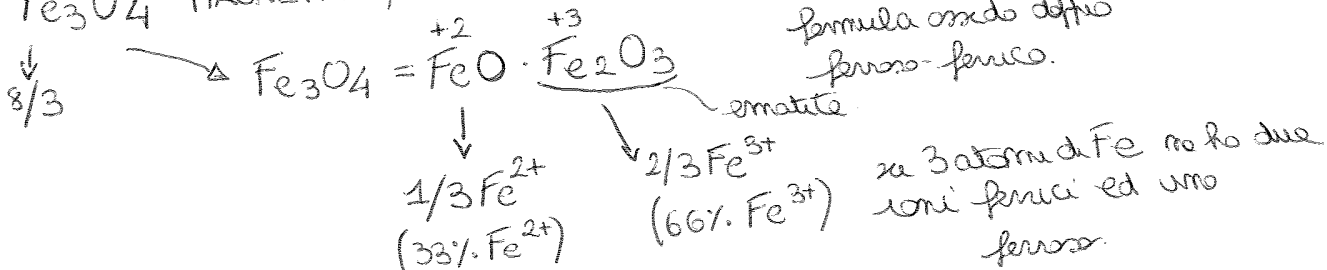
$g(\text{Na}) = 3 \text{ mol} \cdot 22,98 \text{ g/mol} = 68,94 \text{ g}$

$g(\text{P}) = 30,97 \text{ g}$ coincide con la massa molare di P.

$g(\text{O}) = 4 \text{ mol} \cdot 16 \text{ g/mol} = 64 \text{ g}$

ESERCIZI VELOCI (DOMANDA / RISPOSTA SECCA)

Fe_3O_4 MAGNETITE, OSSIDO DOPPIO CHE PUO' ESSERE SCRITTO COME:



Determinazione una formula chimica a partire dalla relazione fondamentale

CH_2O FORMULA EMPIRICA o formula minima
(1:2:1) (esprime i minimi rapporti tra gli elementi).

↓
non è detto che corrisponda ad un reale composto!

Invece tutti i suoi multipli avranno come formula empirica proprio quella precedente!

$C_6H_{12}O_6$ GLUCOSIO è una formula fissa, che ha come formula empirica CH_2O .

quindi, la formula fissa può essere empirica o pure essere un suo multiplo (fissa).
Per conoscere la formula empirica di un composto deve conoscere la **COMPOSIZIONE PERCENTUALE IN MASSA**: % percentuale in 100g di composto

- Analisi di un campione (composto) di eucaliptolo di massa totale di 3,16 g ha fornito le seguenti composizioni:

3,16 g eucaliptolo

2,46 g C

0,373 g H

0,329 g O

Composizione percentuale % in peso (massa) = ?

$$\frac{2,416}{3,16} \cdot 100 = \% \text{ peso di C} = 77,8\%$$

$$\frac{0,373}{3,16} \cdot 100 = \% \text{ peso di H} = 11,8\%$$

$$\frac{0,329}{3,16} \cdot 100 = \% \text{ peso di O} = 10,4\%$$

$C_xH_yO_z$ neppure determinare x, y, z ma il numero di atomi presente nella formula.

Nezgo ucarare il minimo rapporto di esistena tra i vari elementi:

$$\text{mol C} = \frac{77,8 \text{ g}}{12 \text{ g/mol}} = 6,48 / 0,65 = 10$$

$$\text{mol H} = \frac{11,8 \text{ g}}{0,65 \text{ g/mol}} = 18 / 0,65 = 18$$

divido per il numero più piccolo ottenuto ed ottengo un numero intero

$$\text{mol O} = \frac{10,4 \text{ g}}{16 \text{ g/mol}} = 0,65 / 0,65 = 1$$

→ $C_{10}H_{18}O$ la formula molecolare dell'eucaliptolo può essere uguale a questa o un suo multiplo.
formula empirica!

ESERCIZI

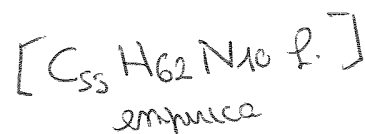
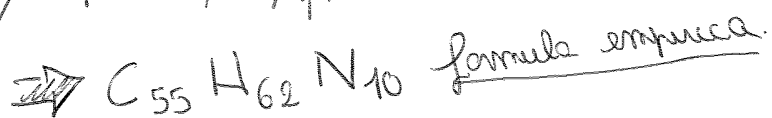
- ① 76,71% C
7,2% H
16,27% N

determinare la formula empirica del composto

$$\text{mol C} = 76,71 / 12 = 6,39 / 1,16 = 5,508 \times 10 = 55,00$$

$$\text{mol H} = 7,2 / 1 = 7,2 / 1,16 = 6,206 \times 10 = 62,00$$

$$\text{mol N} = 16,27 / 14 = 1,16 / 1,16 = 1,000 \times 10 = 10$$



- ② M (stirene) = 104 g/mol

formula empirica = CH

ricavare la formula molecolare dello stirene.

$$M(\text{CH}) = 13,00 \text{ g/mol}$$

$$\frac{M(\text{stirene})}{M(\text{CH})} = 8 \Rightarrow C_8H_8 \text{ formula molecolare stirene.}$$



• Origine $\text{Å} = 10^{-10} \text{ m}$ → unità che serve a descrivere le distanze (microscopiche)

• Pressione → atm
mmHg $1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg}$ conversione

mmHg = Torr (torricelli)

• Temperatura $K = 273,15 + ^\circ C$ [K]
conversione in Kelvin

ESERCIZIO ISOTOP

A - Quanti protoni, neutroni ed elettroni sono presenti in un atomo di:
Ossigeno-16 e un atomo di Ferro-56?

massa atomica

indica la massa atomica

ordine: protoni - neutroni - elettroni (in cui elencarli (lungo spettrosc.)
in fondo della tavola periodica dagli elementi?

Fe $Z=26$

ELEMENTI (NEUTRI)

56-26 numero di neutroni

26, 56-26, 26

Fe^{3+}

meno 3 elettroni → vuol dire 3 elettroni in meno

(IONI)

Cl^- un elettrone in più!

B - Quanti protoni, neutroni ed elettroni sono presenti in un atomo di ossigeno-16, uranio-236

Fe^{3+} 3 protoni in più

26 protoni

26-3 elettroni

neutroni mi sono dimenticato di calcolarli!

(B) Ossigeno-16 O^{16}

$0 \rightarrow Z=8$

$A = Z + N \Rightarrow N = A - Z = 8$

[8, 8, 8]

↑ protoni ↑ neutroni ↑ elettroni

uranio-236 U^{236} elemento molto pesante, "quasi" radioattivo

$U \rightarrow Z=92$

$A = Z + N \Rightarrow N = A - Z = 236 - 92 = 144$

[92, 144, 92]

↑ protoni ↑ neutroni ↑ elettroni

ESEMPI DI MASSA MOLARE

1 mol di acqua H_2O equivale a 18g, la massa molare è la massa in grammi di una mole di una certa sostanza, e la mossa in grammi equivalente ad una mole.

$$1 \text{ mol } H_2O \rightarrow 18g$$

$$1 \text{ mol } N \rightarrow 28g$$

(N_2)

Il processo che si segue è il seguente:

quantità in atomi. \rightarrow quantità in moli \rightarrow quantità in grammi

MASSA MOLARE MEDIA (esercizi)

A - Cl $Z = 17$

miscela isotopica Cl-35 35-17 : 18 neutroni

Cl-37

percentuale di miscela: 75,77% Cl-35 $M_{\text{atomica Cl-35}} = 5,807 \cdot 10^{-23} \text{ g}$
 24,23% Cl-37 $M_{\text{atomica Cl-37}} = 6,133 \cdot 10^{-23} \text{ g}$

Calcolo della massa atomica media degli isotopi.

$$M_{\text{atomica media}} = 0,7577 \cdot (5,807 \cdot 10^{-23}) + 0,2423 (6,133 \cdot 10^{-23}) = 5,893 \cdot 10^{-23} \text{ g}$$



Massa molare $M = M_{\text{atomica media}} \cdot N_A = 35,49 \text{ g/mol}$

(ha senso come risultato, giacché il Cl-35 è l'ave in quantità maggiore del Cl-37, quindi la M della miscela isotopica è prossimo di più al M di Cl-35. (35).

B - Calcolare la massa molare M del rame sapendo che un campione naturale è di rame costituito dal 69,17% di rame-63, Cl_{63} , di cui spetta la massa molare di 62,94 g/mol, e dal 30,83% di Cu-65, massa molare di 64,93 g/mol

$$M_{\text{miscela rame isotopico}} = \overset{\substack{\text{frazione di Cu-63} \\ \text{rame}}}{0,6917} \cdot 62,94 + 0,3083 \cdot 64,93 = 63,55 \text{ g/mol}$$

[63,55 g/mol]

↑ $M_{\text{molare media}}$

qui ho già direttamente la massa molare dei singoli isotopi, non devo neanche fare il processo isotopico. Calcolo la $M_{\text{atomica media}}$ con la formula.

Esercizi

1 - Calcolare il numero di moli di O_2 corrispondenti a $18,06 \cdot 10^{23}$ molecole di ossigeno

$$\frac{1 \text{ mole}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ molecole}} = X \text{ mole} : 18,06 \cdot 10^{23}$$

$$X = 3 \text{ moli}$$

2 - Calcolare quante molecole corrispondono in $4,5$ moli di NH_3

$$\frac{1 \text{ mol}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ molecole}} = 4,5 \text{ mol} : X \text{ molecole}$$

$$X = 2,71 \cdot 10^{24}$$

4 - A quanti grammi corrispondono 4 grammi atomi di S ($M = 32 \text{ g/mol}$)

grammi atomi \equiv mole di atomi
espressione in grammi di una mole
equivalente in grammi di una mole di atomi.

$$\text{numero di g atomi} \cdot M = \text{grammi}$$

$$4 \cdot 32 = 128$$

S $M = 32 \text{ g/mol}$ (M)

$$4 \text{ mol di S} \rightarrow 4 \cdot 32 = 128 \text{ g.}$$

[mol] [g/mol]

NOTA 1 g grammo atomo non è nient'altro che la quantità in grammi di una mole di atomi!

I CONCETTI DI GRAMMO ATOMO E MOLE SONO STRETTAMENTE CORRELATI, TRA DI LORO, SONO LA STESSA COSA COINCIDONO!

grammo atomo \equiv mole

Un legame chimico si forma quando due elementi mettono in compartecipazione uno o più di elettroni.
 (ELETTRONI METALLICI).
 Elettronegatività: tendenza ad attirare verso di sé gli elettroni. Sulla base di questo concetto lo possiamo usare una causa primaria o magnetica, definita stato di ossidazione.

STATO DI OSSIDAZIONE: carica reale o formale che si assegna ad un elemento all'interno di un composto quando si attribuiscono gli elettroni di legame, ma nell'elemento più elettronegativo.
 → un atomo in cui si trova da cui dipende da come si lega e con chi.

Si definisce stato di ossidazione (numero di ossidazione) di un atomo in un composto la carica che l'atomo assumerebbe se gli elettroni di legame fossero assegnati all'atomo più elettronegativo.

come lo assegno e m.o.? Si assegna dello 0 agli elementi met. semplici ma con alle base un concetto.

REGOLE PER L'ATTRIBUZIONE DEL NUMERO DI OSSIDAZIONE (n.o.)

→ atomi allo stato elementare (per le maggior parte degli elementi lo stato fondamentale è quello atomico, es: Li → n.o. = 0.
 - H₂, N₂, O₂, I₂, Cl₂, Br₂, F₂ questi elementi allo stato elementare sono sempre a come molecole **BIATOMICHE**.

• n.o. degli atomi nello stato elementare = 0

facile m.o. = 0!
 allo stato atomico, non c'è m.o. si fanno m.o. / approssimanti di carica.
 Nella tavola periodica anche poche sono elementi uguali unità con stesso elettronegatività e quindi non c'è spostamento di carica!

• La somma dei n.o. degli atomi in un composto = 0

• n.o. degli ioni monoatomici = **carica dello ione**

• La somma dei n.o. degli atomi in ioni poliatomici = **carica dello ione** es: H₂SO₄ H sempre +1
 +1 -2 O sempre -2

• n.o. Idrogeno = sempre +1 (-1 negli idruri)

• n.o. metalli gruppo 1 = +1

• n.o. metalli gruppo 2 = +2

• n.o. Ossigeno = sempre -2 (-1 nei perossidi)

• n.o. Fluoro = sempre -1

• L'ossigeno è più elettronegativo di tutti gli altri elementi ad eccezione del il fluoro

• L'idrogeno è più elettronegativo dei metalli e meno dei non-metalli

→ per tutti gli altri elementi bisogna determinare il numero di ossidazione che formano!
 (TAV PRINCIPALI STATI DI OSSIDAZIONE ELEMENTI)
 sono indicati il n.o. di ogni elemento stabile di l'elemento!

NOMENCLATURA E REAZIONI

proprietà: una lucentezza metallica, sono buoni conduttori di calore ed elettricità, duttili, malleabili

Gli elementi chimici si dividono in:

METALLI e NON METALLI

tendono a cedere elettroni e a formare cationi.
I METALLI, perdendo elettroni, originano IONI POSITIVI (CATIONI)

tutti gli elementi che stanno al di sotto della spaccata, al di sopra sono non metallici; tendono ad acquistare.

I NON METALLI, acquistando elettroni, originano IONI NEGATIVI (ANIONI) *- proprietà: opacità, malleabili o quelli dei metalli.*

OSSIDI X_mO_n *compesi finali della reazione di un elemento con O*

compesi con elementi metallici
a) OSSIDI BASICI (X = METALLO)

compesi covalente con non metallici
b) OSSIDI ACIDI = ANIDRIDI (X = non METALLO)

10. nome si ricorre solo quando la parola OSSIDO è seguito da O₁ e da nome del METALLO

Esempi di ossidi basici

NOMENCLATURA TRADIZIONALE (T)

Na ₂ O	Ossido di Sodio (Na +1)
BaO	Ossido di Bario (Ba +2)
Al ₂ O ₃	Ossido di Alluminio (Al +3)
TiO ₂	Ossido di Titanio (Ti +4)
Cu ₂ O	Ossido Rameoso (Cu +1)
CuO	Ossido Rameico (Cu +2)
FeO	Ossido Ferroso (Fe +2)
Fe ₂ O ₃	Ossido Ferrico (Fe +3)
SnO	Ossido Stannoso (Sn +2)
SnO ₂	Ossido Stannico (Sn +4)
MnO	Ossido Manganoso (Mn +2)
MnO ₂	Ossido Manganico (Mn +4)
Cr ₂ O ₃	Ossido Cromico (Cr +3)

*no può essere nominato
 O₂ più basso
 CO₂ più alto*

NOTA (T)
Per differenziare i composti in cui lo stesso elemento presenta diverse M.O., si usano i suffissi -OSO e -ICO, rispettivamente, per lo stato di ossidazione più basso e più alto.

Esempi di ossidi acidi

CO ₂	Anidride Carbonica (C +4)
B ₂ O ₃	Anidride Borica (B +3)
SO ₂	Anidride Solforosa (S +4)
SO ₃	Anidride Solforica (S +6)
N ₂ O ₃	Anidride Nitrosa (N +3)
N ₂ O ₅	Anidride Nitrica (N +5)
P ₂ O ₃	Anidride Fosforosa (P +3)
P ₂ O ₅	Anidride Fosforica (P +5)
Cl ₂ O	Anidride Ipoclorosa (Cl +1)
Cl ₂ O ₃	Anidride Clorosa (Cl +3)
Cl ₂ O ₅	Anidride Clorica (Cl +5)
Cl ₂ O ₇	Anidride Perclorica (Cl +7)
CrO ₃	Anidride Cromica (Cr +6)
MnO ₃	Anidride Manganica (Mn +6)
Mn ₂ O ₇	Anidride Permanganica (Mn +7)

(M)

(NOMENCLATURA MODERNA)

NOMENCLATURA I.U.P.A.C.

ClO ₂	<u>D</u> iossido di Cloro (Cl +4)
ClO ₃	<u>T</u> riossido di Cloro (Cl +6)
N ₂ O	Ossido di <u>di</u> Azoto (N +1)
NO	Ossido di Azoto (N +2)
NO ₂	<u>D</u> iossido di Azoto (N +4)
Cu ₂ O	Ossido di <u>di</u> Rame (Cu +1)
CuO	Ossido di Rame (Cu +2)
CrO	Ossido di Cromo (Cr +2)
Cr ₂ O ₃	<u>T</u> riossido di <u>di</u> Cromo (Cr +3)
CrO ₂	<u>D</u> iossido di Cromo (Cr +4)
MnO	Ossido di Manganese (Mn +2)
MnO ₂	<u>D</u> iossido di Manganese (Mn +4)
CrO ₃	<u>T</u> riossido di Cromo (Cr +6)
MnO ₃	<u>T</u> riossido di Manganese (Mn +6)
Mn ₂ O ₇	<u>E</u> ptossido di <u>di</u> Manganese (Mn +7)

(M) prefissi MONO-
DI- + ossido de +
TRI-
+ elemento metallo
Co e
non metallico

↳ composti in cui esiste un legame covalente tra due atomi di ossigeno.

PEROSSIDI X_mO_n (-O-O-)

↳ è presente un forte ossigeno 1 gruppo PEROSSICO

X = METALLO

non viene utilizzato perché forma la parte PEROSSICO, più di 2 e il nome del metallo.

Esempi di perossidi

- H₂O₂ Perossido di Idrogeno (H +1) (ACQUA OSSIGENATA)
- Na₂O₂ Perossido di Sodio (Na +1)
- BaO₂ Perossido di Bario (Ba +2)

IDROSSIDI o BASI $X(OH)_m$

el numero di gruppi ossidrilici presenti nell'idrossido corrisponde alla valenza del metallo
composti ternari costituiti dall'elemento ossidabile + elemento metallico

X = METALLO

OH = OSSIDRILE (n.o.-1) GRUPPO OSSIDRILE

si scrive prima l'elemento e poi lo si fa seguito dal gruppo ossidrilico

OSSIDO BASICO + H₂O → IDROSSIDO

↳ si possono formare idrossidi (riscaldando con acqua) gli ossidi metallici (basici) sono costituiti da ioni metallici positivi e ioni ossidrilici OH⁻ (ioni idrossido).

Esempi di idrossidi

- KOH Idrossido di Potassio (K +1)
- Ca(OH)₂ Idrossido di Calcio (Ca +2)
- NH₄OH Idrossido di Ammonio (NH₄⁺)
- Al(OH)₃ Idrossido di Alluminio (Al +3)
- Fe(OH)₂ Idrossido Ferroso (Fe +2)
- Fe(OH)₃ Idrossido Ferrico (Fe +3)
- Cr(OH)₃ Idrossido Cromico (Cr +3)
- Mn(OH)₂ Idrossido Manganoso (Mn +2)

Idrossido: 14 + elemento (x) + ossidrilico (n.o. -1)
Idrossido: + c.s.o. - 100 / (2 - 10 metallo) in base di 1000
Composti ternari: ossido + elemento metallico.
IONE AMMONIO

↳ sostanze che in soluzione acquosa liberano ioni H⁺ (def. più generale).
dona quindi contengono due H

ACIDI

acidi che liberano un solo H⁺ → acidi monoprotici
acidi che liberano più H⁺ → acidi poliprotici

a) IDRACIDI H_mX_n

b) OSSIACIDI $H_mX_nO_z$ (acidi ossigenati)

↳ composti ternari costituiti da idrogeno, ossigeno + elemento non metallico

X = non metallo

m = 1 acido monoprotico

m > 1 acido poliprotico

se tutti gli H sono sostituibili da metalli

IDRACIDI → denominazione: ACIDI + non metallo con suffisso IDRICO.

derivano dagli acidi - per sostituzione degli atomi di H acido con atomi di metallo
 si ottengono sostituendo uno o più atomi di idrogeno degli OSSIDIACIDI o da
 IDRACIDI con atomi di elementi metallici



SALI DERIVATI DA IDRACIDI SALI DERIVATI DA OSSIDIACIDI

- a) NEUTRI
- b) ACIDI (contenenti nella formula atomi di H acido)
- c) BASICI (contenenti nella formula gruppi OH)
- d) DOPPI (contenenti nella formula più di un Me)
- e) IDRATI (contenenti nella formula molecole di H₂O)

2 o più gruppi OH
 monacido, bicacido, triacido
 ↓
 secondo decimo
 12 o 3 atomi di
 idrogeno

* Suffisso ACIDO

* Suffisso SALE

-OSO } OSSIDIACIDI
 -ICO }
 -IDRICO } IDRACIDI

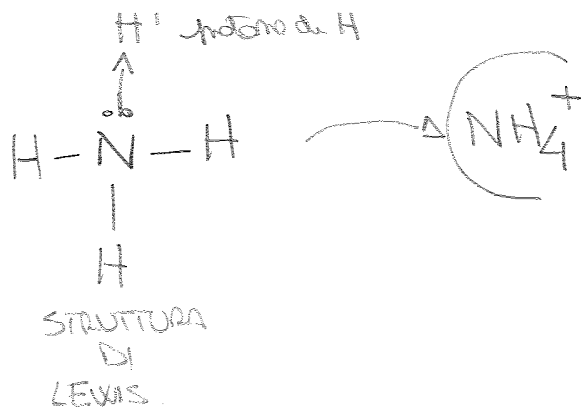
-ITO
 -ATO
 -URO

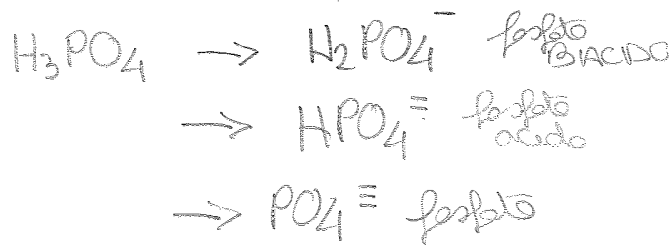
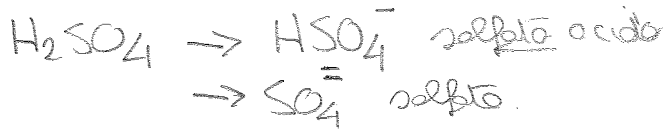
Esempi di sali neutri

(HClO)	KClO	<u>Ipoclorito</u> di Potassio (Cl +1)
(H ₂ SO ₃)	CaSO ₃	<u>Solfito</u> di Calcio (S +4)
(HClO ₃)	Ba(ClO ₃) ₂	<u>Clorato</u> di Bario (Cl +5)
(H ₂ SO ₄)	Na ₂ SO ₄	<u>Solfato</u> di Sodio (S +6)
(HNO ₃)	Fe(NO ₃) ₃	<u>Nitrato Ferrico</u> (N +5, Fe +3)
(H ₃ PO ₄)	AlPO ₄	<u>Fosfato</u> di Alluminio (P +5)
(H ₂ CO ₃)	Cu ₂ CO ₃	<u>Carbonato Rameoso</u> (C +4, Cu +1)
(H ₃ BO ₃)	Li ₃ BO ₃	<u>Borato</u> di Litio (B +3)
(HClO ₂)	Fe(ClO ₂) ₂	<u>Clorito Ferroso</u> (Cl +3, Fe +2)
(HCl)	NaCl	<u>Cloruro</u> di Sodio (Cl -1)
(HBr)	SnBr ₂	<u>Bromuro Stannoso</u> (Br -1, Sn +2)
(HCN)	Cu(CN) ₂	<u>Cianuro Rameico</u> (CN ⁻ , Cu +2)
(H ₂ S)	ZnS	<u>Solfuro</u> di Zinco (S -2)
(HF)	NH ₄ F	<u>Fluoruro</u> di Ammonio (F -1)
(H ₂ S) ₂	Fe ₂ S ₃	<u>Solfuro Ferrico</u> (S -2, Fe +3)
	Na ₂ MnO ₄	<u>Manganato</u> di Sodio (Mn +6)
	KMnO ₄	<u>Permanganato</u> di Potassio (Mn +7)
	K ₂ CrO ₄	<u>Cromato</u> di Potassio (Cr +6)
	Na ₂ Cr ₂ O ₇	<u>Dicromato</u> di Sodio (Cr +6)

ACIDO PERMANGANICO





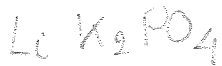


di nome dai nomi
 agli anioni
 che ne seguono.



(nella formulazione di una cosa può accadere)

FOSFATO DI LI e K



NON
 ne sono molto usate in quanto
 quantità del fosforo derivato dal
 compostamento, molto raramente, del
 punto di vista del debincamento
 dello stesso minerale.

VALLE D'AGOSTINO LE
 FORME DEL PUNTO DI
 VISTA DEL RILASCIAMENTO
 LEVE CARICHE



Nomenclatura e stati di ossidazione

Cr e Mn presentano quei stati di ossidazione, i composti più importanti che formano e che incontreremo sono i seguenti:

= Cromo +2, +3, +6

m.o. = +2 INSTABILE

+2 CrO ossido cromoso (instabile)

m.o. = +3 Comportamento AMFOTERO

** Comportamento metallico:*

+3 Cr₂O₃ ossido cromatico

Cr(OH)₃ idrossido cromatico

Sali con Cr³⁺ Cr₂(SO₄)₃ solfato cromatico

*** Comportamento non metallico**

HCrO₂ acido cromoso

CrO₂⁻ cromiti KCrO₂ cromato di potassio

m.o. +6

** Comportamento non metallico:*

+6 CrO₃ anidride cromica

H₂CrO₄ acido cromatico

CrO₄²⁻ cromati K₂CrO₄ cromato di potassio

H₂Cr₂O₇ acido dicromatico

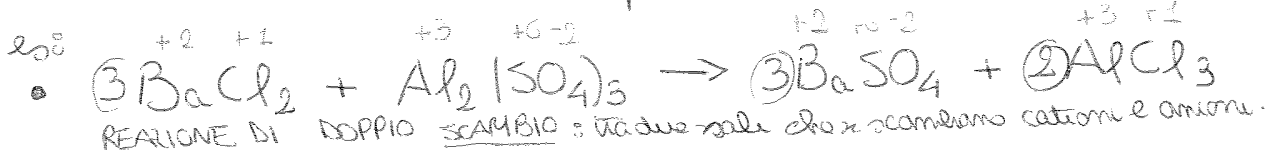
Cr₂O₇²⁻ dicromati K₂Cr₂O₇ dicromato di potassio

18/10/2012

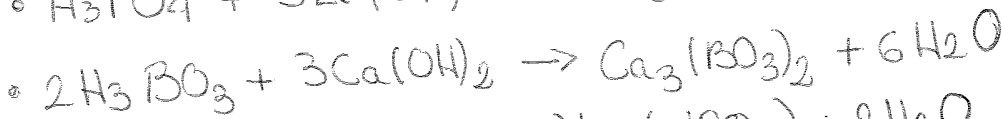
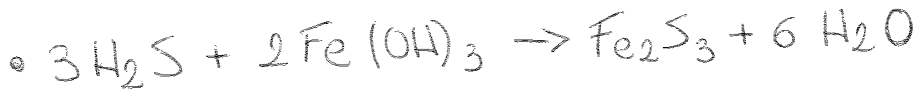
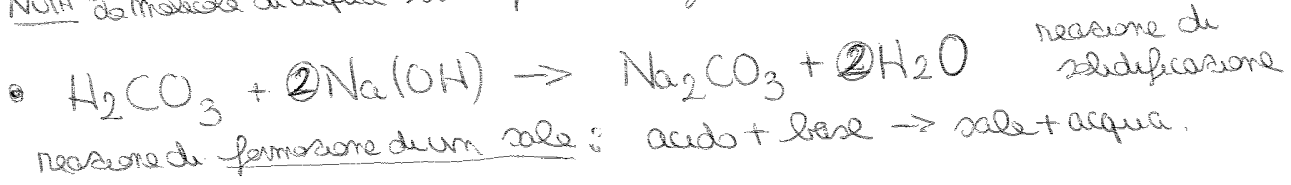
BILANCIAMENTO REAZIONI (NON REDOX)

Classificazione:

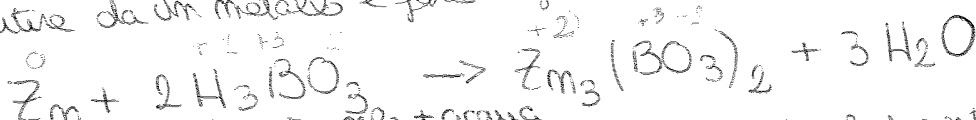
reazioni:
 → redox: ossido-riduzioni, avviene un cambiamento di n.o. di elementi tra reagenti e prodotti, quindi si bilanciano e si bilanciano prima gli elettroni e poi le masse.
 → non redox: semplicemente bilanciamento tra le masse.



NOTA: 2 molecole di acqua servono per bilanciare gli idrogeni.



La formazione di un sale può avvenire non solo per reazione acido-base ma anche a partire da un metallo e forte reagire con un acido.



Metallo + acido → sale + acqua
 E' UNA REDOX SEMPLICE: infatti Zm parte da stato fondamentale a legto per formare l'acido da n.o = 0 a n.o = +2.

Pero in questa semplifica non vedo a bilanciare gli elettroni, ma bilanco solo le masse, per questo vengono dette redox semplifica. (le tratto come non-redox tenendo conto del cambio di n.o. del metallo).

Altre reazioni per la formazione di un sale:



non avendo O nei prodotti non può formare molecola d'acqua H₂O!

sale OSSIGENATO, per formare acqua forma anche un sale ossigenato.

NOTA: faccio sempre reagire un composto basico (metallo, ossido basico o base) con un composto acido (ossido, idruido, amidruo) per la formazione di un sale.
 REAGISCE SEMPRE COMPOSTO ACIDO E COMPOSTO BASICO

RAPPORTI STECHIOMETRICI

Stechiometria: rapporti quantitativi di reazione di una specie chimica.



Nella reazione, entra in gioco anche lo stato di aggregazione.

28g

6g

34g

Reazione omogenea e i coeff. stechiometrici esprimono i rapporti di reazione.

Hp: reagiscono completamente (resa del 100%), questo non si verifica quasi mai in vari misurati.

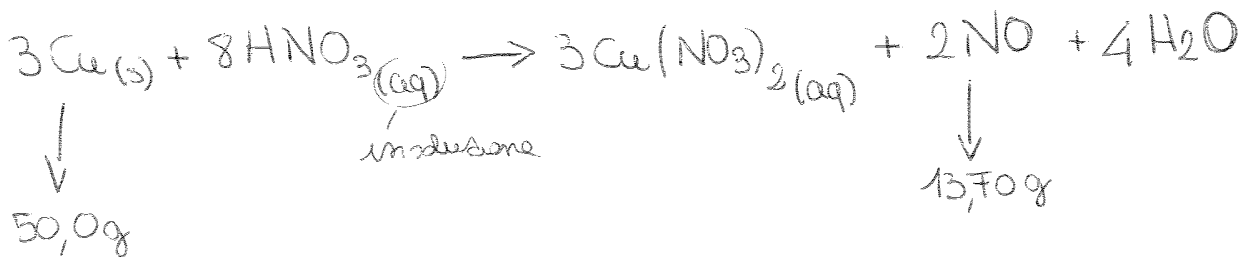
RENTA TEORICA: è la max quantità che può ottenersi dai coeff. stechiometrici, quella reale è sempre minore.

$$\text{resa \%} = \frac{\text{resa reale}}{\text{resa teorica}} \cdot 100$$

la resa, derivando dalla stechiometria della reazione, è la quantità max di prodotto che può ottenersi dalla reazione.

acido ossidante: acido nitrico HNO_3

3. ettere:



metallo + acido ossidante → sale + ossido + acqua.

Voglio conoscere la resa percentuale relativamente al monossido di N.

$$\text{mol Cu} = 50\text{g} / M(\text{Cu}) = 50\text{g} / 63,546 = 0,787 \text{ mol}$$

RAGIONAMENTO DA grammi g a MOL mol.

dalla stechiometria so che: $3 \text{ mol Cu} : 2 \text{ mol NO} = 0,787 : x$

↓
determino da questo rapporto la quantità teorica di NO.

$$\Rightarrow x = 0,525 \text{ mol NO}$$

$$g \text{ NO} = 0,525 \cdot M(\text{NO}) = 0,525 \cdot 30\text{g/mol} = 15,753 \text{ g}$$

$$\text{resa \%} = \frac{\text{resa reale}}{\text{resa teorica}} \cdot 100 = \frac{13,70}{15,753} \cdot 100 = 87\%$$

resa teorica, se tutti i 50g avessero reagito avrei ottenuto questa quantità di NO, invece so dai dati sperimentali che ce ne sono di meno.

quindi da questo risultato so che non tutto il rame è reagito per formare NO.

⇒ reagente limitante: CaC_2 .

2. La quantità di prodotto C_2H_2 la forma il reagente limitante.

$\text{mol C}_2\text{H}_2 \equiv \text{mol CaC}_2$ perché reagisce completamente

$$\text{mol C}_2\text{H}_2 = 1,56 \text{ mol}$$

$$\text{g C}_2\text{H}_2 = 1,56 \text{ mol} \times 26 \text{ g/mol} = \text{40,6 g} \quad \text{massima resa teorica}$$

3. quantità di reagente in eccesso.

in eccesso è H_2O

$$\text{mol H}_2\text{O} \text{ eccesso} = 5,55 - 3,12 = 2,43 \text{ mol H}_2\text{O}$$

$$\text{g H}_2\text{O} \text{ eccesso} = \text{mol H}_2\text{O} \text{ ecc.} \cdot M(\text{H}_2\text{O}) = 2,43 \text{ mol} \cdot 18 \text{ g/mol} = 43,7 \text{ g H}_2\text{O} \text{ che non ha reagito.}$$

4. calcolo resa % riferito a C_2H_2 . con resa reale = 36,8 g C_2H_2

$$\text{resa \%} = \frac{\text{resa reale}}{\text{resa teorica}} \cdot 100 = \frac{36,8}{40,6} \cdot 100 = 91 \%$$

ESERCIZIO:

28g di biossido di azoto reagisce con 18g di H_2O per formare 22g di acido nitrico HNO_3 e monossido di azoto.

Determinare:

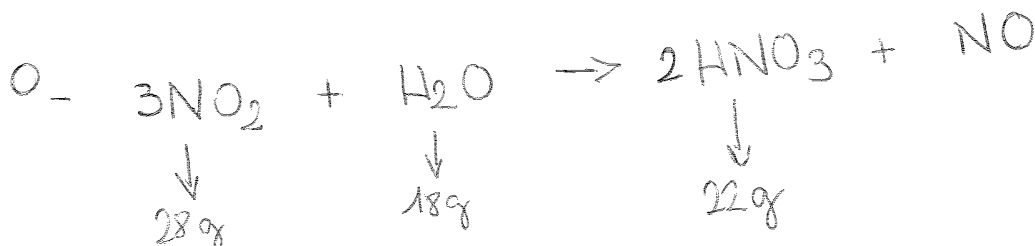
0. scrivere la reazione e bilanciarla.

1. Determinare il reagente limitante. (NO_2)

2. g NO che si formano. (6,09 g NO)

3. Quantità di reagente in eccesso. (14,35 g H_2O eccesso)

4. resa % riferita a HNO_3 acido nitrico. (86%)



$$1 - \text{mol NO}_2 = 28\text{g} / 46\text{g/mol} = 0,608 \text{ mol NO}_2$$

$$\text{mol H}_2\text{O} = 18\text{g} / 18\text{g/mol} = 1 \text{ mol H}_2\text{O}$$

PROBLEMI DI CALCOLO PER I GAS (1)

- formule utilizzate (eq. di stato dei gas scritte in forme diverse)

$$PV = nRT$$

\downarrow atm \downarrow mol \downarrow atm/molK \downarrow K

gas puri

$$PV = \frac{g}{PM} RT$$

utile quando sono richieste di calcolare la formula molecolare.

$$d = \frac{g}{V} = \frac{P \cdot M}{RT}$$

$P = P_1 + P_2 + P_3$ miscela di gas (legge di DALTON)
 \downarrow pressione parziale

$P_1 = P \cdot X_1$ FRAZIONE MOLARE, e' uno dei modi per esprimere la composizione della miscela gassosa.

$$X_1 = \frac{X_1}{X_1 + X_2 + \dots + X_M}$$

miscela gassosa composta da M elementi

esempio: %Vol 30% N₂
 40% O₂
 30% Ar

NOTA
 per i gas si può passare in modo automatico da %Vol. a frazione molare semplicemente dividendo per 100 la % Vol., in virtù della LEGGE DI AVOGADRO

30% N₂ → $X_{N_2} = 0,3$

40% O₂ → $X_{O_2} = 0,4$

30% Ar → $X_{Ar} = 0,3$

$$P\bar{V} = (m_1 + m_2 + m_3) RT = \frac{g}{\bar{M}} RT$$

$\underbrace{\hspace{10em}}$
 moli totali

⇒ $d = \frac{P \cdot \bar{M}}{RT}$ - massa molare media

valido per una miscela gassosa introducendo il concetto di massa molare.

$$\bar{M} = (X_{N_2} \cdot M_{N_2}) + (X_{O_2} \cdot M_{O_2}) + (X_{Ar} \cdot M_{Ar})$$

$$P_1 = \frac{m_1 RT}{V}$$

pressione parziale!

$$56/28 = 2 \text{ mol N}_2$$

$$15/2 = 7,5 \text{ mol H}_2$$

$$29/28 = 1,04 \text{ mol CO}$$

per calcolare le frazioni molari e la \bar{M} densità:

$$\bar{M} = \left(\frac{2}{(2+7,5+1,04)} \cdot 28 \right) + \left(\frac{7,5}{10,54} \cdot 2 \right) + \left(\frac{1,04}{10,54} \cdot 28 \right) = 9,54 \text{ g/mol}$$

\downarrow
 (n° moli totali)
 M_{TOT}
 \downarrow
 10,54 mol

$$d = 3,33 \text{ g/l} = \frac{8,4 \cdot 9,54}{0,082 \cdot T} \Rightarrow T = 293 \text{ K}$$

\downarrow
 $t = 20^\circ\text{C}$

③ Quanti litri di O_2 otteniamo dalla decomposizione di 50g di perossido di bario (BaO_2) alla $t = 150^\circ\text{C}$ e alla p di 760 mmHg?

l(O_2)?

50g BaO_2

$$t = 150^\circ\text{C} \Rightarrow 150 + 273 = 423 \text{ K}$$

$$p = 760 \text{ mmHg} \rightarrow 1 \text{ atm}$$

scrivere la relazione di decomposizione:



scrivere la relazione, la BILANCIO, e per RAGIONO IN MOLTI.

$$\text{mol BaO}_2 = \frac{50 \text{ g}}{169,34 \text{ g/mol}} = 0,295 \text{ mol}$$

dai RAPPORTI STECHIOMETRICI so che:

$$\text{mol O}_2 = \frac{0,295}{2} \text{ rapporto } 2:1 \text{ con il BaO}_2 \text{ nella reazione}$$

Hp: faccio l'ipotesi che tutto il perossido di bario reagisce, oppure COMPLETAMENTE!

$$\Rightarrow V = \frac{M_{\text{O}_2} RT}{p} = \frac{0,1475 \cdot 0,082 \cdot 423}{1} = 5,12 \text{ l.}$$

③

$$(m_i - m_f) = m_{\text{gas usata}} = 469,1 \text{ mol } \text{CH}_4$$

$$g \text{CH}_4_{\text{usata}} = 469,1 \text{ mol} \cdot 16 \text{ g/mol} = 7506 \text{ g} = 7,5 \text{ Kg}$$

⑥ 180 ml di una soluzione acquosa al 23% in peso di HCl

23% peso di HCl $d = 1,13 \text{ g/cm}^3$

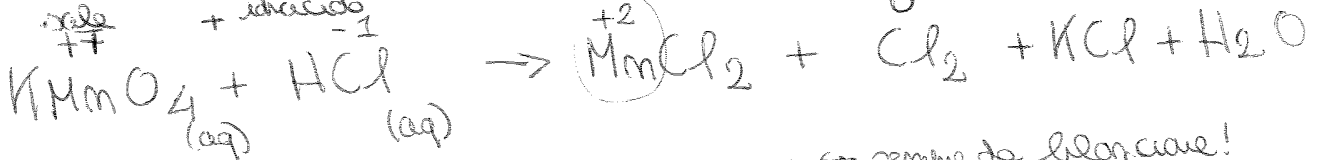
180 ml di soluzione sono pesati e messi in un reattore di:

$$V = 25 \text{ l}$$

$$t = 48^\circ\text{C} \rightarrow 321 \text{ K}$$

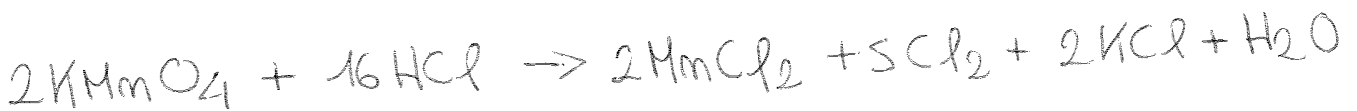
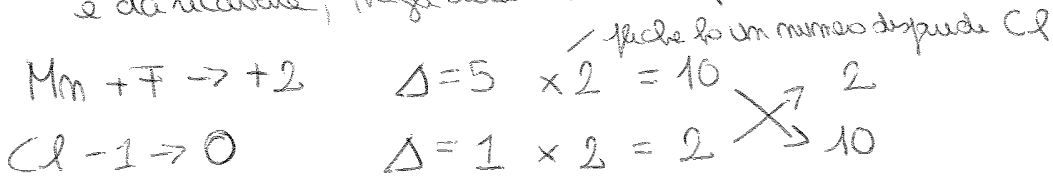
contenente in eccesso KMnO_4 (tutto HCl reagisce).

reazione che si viene a generare:



NOTA

in qualunque caso zero con sempre da bilanciare!
 Meccose più semplice e quella volte la reazione non viene data per sculto ma e da ricavare, negli altri casi come questo viene data dal testo.



bilanciata elettronicamente e in massa.

NOTA

quando abb. permanganato l'acqua serve per bilanciare gli ossigeni!

determinare la pressione parziale P_{Cl_2}

una volta avvenuta la reazione.

1 l soluzione pesa = 1130 g
 di questa soluzione ne ho presi 180 ml

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

$$1,13 \text{ g/cm}^3 \rightarrow 1130 \text{ g/dm}^3 = \text{g/l}$$

$$1130 \text{ g/l} \cdot 0,180 \text{ l} = 203,4 \text{ g di soluzione}$$

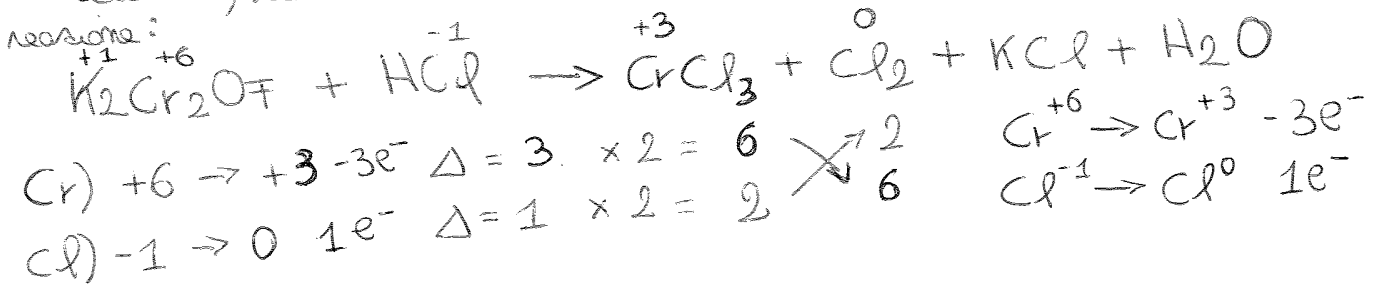
grammi di soluzione che ho preso.

NOTA

di densità ma si parte dai volume utilizzati o grammi utilizzati (utilizzo della densità per ricavare i grammi che reagiscono).

ESERCIZI SU PROBLEMI DI CALCOLO SUI GAS

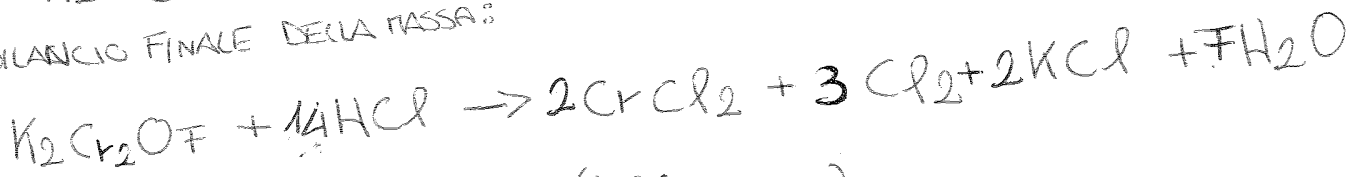
- ① Calcolare quante litri di Cl_2 otteniamo a $27^\circ C$ e 684 mmHg quando si fanno reagire 100g di dicromato di potassio $K_2Cr_2O_7$ con HCl in eccesso, secondo la relazione (da ricavare).



BILANC. ELETTRONICO:



BILANCIO FINALE DELLA MASSA:



- $K_2Cr_2O_7$ reagisce completamente (HCl in eccesso).

$$t = 27^\circ C \rightarrow T = 300 \text{ K}$$

$$P = 684 \text{ mmHg} \rightarrow 684/760 = 0,9 \text{ atm}$$

$$100 \text{g} / M(K_2Cr_2O_7) = 100 \text{g} / 294 \text{g/mol} = 0,340 \text{ mol}$$

dal rapporto stechiometrico si ha:

$$1 : 3 = 0,340 : x \Rightarrow \text{mol } Cl_2 = 1,02 \text{ mol } Cl_2$$

$$PV = n_{Cl_2} RT \Rightarrow V_{Cl_2} = \frac{n_{Cl_2} \cdot R \cdot T}{P} = \frac{1,02 \cdot 0,082 \cdot 300}{0,9} \approx 27,28$$

$$V_{Cl_2} \approx 28 \text{ l}$$

- ② In un recipiente cm. miscela gassosa di azoto, ossigeno, metano alla $P = 1 \text{ atm}$. Le % peso sono: 56% N_2 , 32% O_2 , complemento a 100 di CH_4 (resto è metano). Calcolare la P parziale di O_2 all'interno della miscela gassosa.

$$\text{mol } N_2 = 56/28 = 2 = m_1$$

$$\text{mol } O_2 = 32/32 = 1 = m_2$$

$$\text{mol } CH_4 = 12/16 = 0,75 = m_3$$

21/11/2012

PROBLEMI DI CALCOLO SUI GAS (2)

- Un volume indeformabile (volume costante) di 150 l mantenuto a t cost di 850 °C vengono introdotti 15g N₂, 30g di CO, 240g di MnO₂.
Calcolare la pressione totale finale della specie gassosa e la % V_{O₂}, sapendo che avvengono le due reazioni una di seguito all'altra:

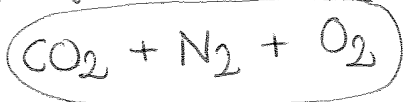


NOTA

Mn₃O₄ analogo compiutamente alla magnetite Fe₃O₄, e' un ossido misto, ha due m.o. e' una redox semplice.



Le specie gassose formate a fine reazione:



mol MnO₂ = 240 / 86,95 = 2,76 mol

mol CO = 30 / 28 = 1,25 mol

mol N₂ = 15 / 28 = 0,536 mol

1: 3 = x : 2,76 ⇒ mol O₂ = 0,92 mol moli di O₂ che si formano dalla prima reazione.

dal rapporto stechiometrico della seconda reazione ricavare le moli di O₂ che reagiscono
mol O₂ (reagiscono) = 1,25 / 2 = 0,625 mol moli di O₂ che reagiscono nella seconda reazione

mol O₂ non reagite = 0,92 - 0,625 = 0,295 mol moli di O₂ che non reagiscono.

analogamente ricavare che: mol CO₂ = 1,25 (mol CO) essendo CO il reagente limitante mi permette di determinare dai rapporti stechiometrici le moli dei prodotti formati.

$PV = n_{TOT}RT \Rightarrow P = \frac{n_{TOT} \cdot R \cdot T}{V} = \frac{2,081 \cdot 0,082 \cdot 1123}{150} = 1,28 \text{ atm}$
 $n_{TOT} = m_{CO_2} + m_{N_2} + m_{O_2}$

$n_{TOT} = 0,295 + 1,25 + 0,536 = 2,081$
(mol CO) (mol CO₂) (mol N₂)

$T = t + 273 = 850 + 273 = 1123$

$X_{O_2} = \frac{m_{O_2}}{n_{TOT}} = \frac{0,295}{2,081} = 0,142$

$$P_{Ce_2} = \frac{m_{Ce_2} \cdot R \cdot T}{V} = \frac{0,40 \cdot 0,082 \cdot 321}{V} = \textcircled{0,42 \text{ atm}}$$

2. $V = 80 \text{ l}$ miscela introdotta $1,5 \text{ l H}_2\text{O}_2$ in 12% peso.

$$V_1 = 1,5 \text{ l}$$

$$V_2 = 80 \text{ l}$$

$$d = 1,04 \text{ g/ml}$$

$$\left[\begin{array}{l} R = \\ 32,2 \text{ atm} \end{array} \right]$$

$$P_{\text{finale}} = ?$$

Calcolo della pressione finale una volta che è avvenuta la reazione di decomposizione del perossido di idrogeno:



reazione di decomposizione del perossido di idrogeno (in questo modo produce acqua allo stato gassoso).

il perossido riscaldato si decompone in ossido e acqua (in questo avviene a $t = 100^\circ\text{C}$)

$$g \text{ soluzione} = 1,04 \text{ g/ml} \cdot 1500 \text{ ml} = 1560 \text{ g di soluzione}$$

$$12/100 \cdot 1560 = 187,2 \text{ g di soluto (H}_2\text{O}_2)$$

$$\text{mol H}_2\text{O}_2 = 187,2 / 34 = 5,506 \text{ mol}$$

$$\left. \begin{array}{l} \text{mol H}_2\text{O} = 5,506 \text{ mol} \\ \text{mol O}_2 = 2,75 \text{ mol} \end{array} \right\} \text{ ricavato dai rapporti stechiometrici}$$

NOTA siccome la reazione avviene a $t = 100^\circ\text{C}$, deve tener conto anche dell'acqua del solvente che evapora per lo studio dello stato gassoso e non solo quello formato dalla reazione di decomposizione.

$$1560 \text{ g} - 187,2 = 1372,8 \text{ g di solvente}$$

$$\text{mol H}_2\text{O}_{\text{solv}} = 1372,8 / 18 = 76,27 \text{ mol}$$

applico l'eq. di stato dei gas ideali:

$$P = \frac{M_{\text{TOT}} \cdot R \cdot T}{V} = \frac{(5,506 + 2,75 + 76,27) \cdot 0,082 \cdot 373}{80} = 32,2 \text{ atm}$$

- Una soluzione di NH_4NO_3 (nitrato di ammonio) è preparata sciogliendo 16 g di sale in 184 g di acqua, determinare la molarità di questa soluzione sapendo che la d finale della soluzione vale 1,05 g/ml [1,087 mol/l]

16g NH_4NO_3 sono disciolti in 184g di H_2O

$$d = 1,05 \text{ g/ml}$$

Determinare la molarità della soluzione: $[\text{NH}_4\text{NO}_3] = ?$

$$\text{mol } \text{NH}_4\text{NO}_3 = 16 \text{ g} / 80 \text{ g/mol} = 0,2 \text{ mol } \text{NH}_4\text{NO}_3 \text{ in } 184 \text{ g di acqua.}$$

Suppondo di non conoscere la d della soluzione, supponiamo che è essa sia costante a 1,00 g/ml:

$$d = \frac{g}{V} \Rightarrow V = g/d = 184 \text{ g} / 1000 \text{ g/l} = 0,184 \text{ l.}$$

$$\Rightarrow [\text{NH}_4\text{NO}_3] = \frac{0,2}{0,184} = 1,087 \text{ mol/l}$$

suppondo che la densità della soluzione è costante a 1,00 g/ml

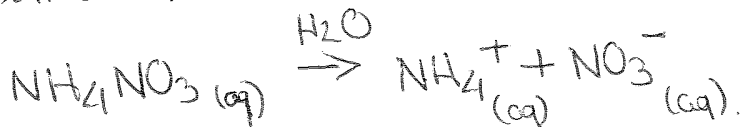
oppure: se conosco la densità posso procedere così:

$$V' = g/d = 184 \text{ g} / 1050 = 0,175 \text{ l}$$

$$\Rightarrow [\text{NH}_4\text{NO}_3]' = 0,2 / 0,175 = 1,142 \text{ mol/l}$$

NOTA

per vedere che il risultato non è molto diverso da un caso all'altro, noto che la densità non si discosta molto dal valore costante, pertanto è accettabile come approssimazione.



\Rightarrow la densità non ma non la molarità M della soluzione!

- Quale volume di HNO_3

$$V(\text{ml}) = ?$$

$$\text{HNO}_3 \text{ 19\% p.p.s. } d = 1,105 \text{ g/ml}$$

per contenere 2,1 g HNO_3

meglio calcolare $[\text{HNO}_3]$ e $m(\text{HNO}_3)$
 (M)
 [g/ml].

$$1 \text{ ml soluzione} = 1,105 \text{ g}$$

$$19/100 \cdot 1,105 = 0,21 \text{ g HNO}_3 \text{ in 1 ml.}$$

$$0,21 \text{ g} : 1 \text{ ml} = 2,1 \text{ g} : X \text{ ml} \Rightarrow X = 10 \text{ ml}$$

determinare la M di questa soluzione:

210 g in un 1 l soluzione della proporzione precedente usata.

quindi

$$210 \text{ g} / 63 \text{ g/mol} = 3,33 \text{ numero di mole di soluto in 1 l di soluzione.}$$

$$\Rightarrow M = 3,33 \text{ mol/l}$$

NOTA

quando calcolo M molarità e' importante conoscere d per dividere soluto e solvente, e' importante conoscere d. la densità.

$$\text{mol HNO}_3 = 3,33 \text{ mol } 1 \text{ l soluzione} \rightarrow 1103 \text{ g}$$

$$1105 - 210 = 895 \text{ g di solvente H}_2\text{O}$$

$$m = 3,33 / 0,895 = 3,72 \text{ mol/kg.}$$

- soluzione $C_6H_{12}O_6$ $1 \text{ m} = \frac{1 \text{ mole di zucchero}}{1 \text{ Kg}(H_2O)}$
 \downarrow
 zucchero

voglia determinare P_{A+B} tensione di vapore della soluzione.

$$P_{A_0} = 1 \text{ atm}$$

$$X_A = \frac{\text{mol } H_2O}{\text{mol } H_2O + \text{mol zucchero}}$$

so che ho 1000 g di H_2O con 1 m, quindi neces mol H_2O

$$\text{mol } H_2O = 1000 \text{ g} / 18 \text{ g/mol} = 5,556 \text{ mol}$$

$$X_A = 55,556 / 55,556 + 1 = 0,982$$

$$P_{A+B} = P_{A_0} \cdot X_A = 1 \cdot 0,982 = 0,982 \text{ atm} \approx P_{A_0} \text{ solvente puro}$$

$$P_{A_0} - P_{A+B} = 1 - 0,982 = 0,018 \text{ atm abbassamento tensione di vapore rispetto al solvente puro della soluzione}$$

- Determinare l'abbassamento della tensione di vapore in Pa.

$$P_0 - P = ?$$

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

0,1 M soluzione di un composto organico X con $M = 248,5$

$CHCl_3$ solvente della soluzione $d = 1,519 \text{ g/ml}$.

sapredo che:

$$P_0(CHCl_3) = 6460 \text{ Pa}$$

Composto organico non elettrolita, quindi applico Raoult in questo modo:

$$P_0 - P / P_0 = m / m + N$$

$$1 \text{ l soluzione} = 1519 \text{ g}$$

$$\text{g soluto} = 248,5 \cdot 0,1 = 24,85 \text{ g}$$

$$\text{g } CHCl_3 = 1519 - 24,85 = 1494,15 \text{ g}$$

$$\text{mol } CHCl_3 = 1494,15 / 119,5 = 12,5 \text{ mol}$$

$$\frac{m}{m+N} = \frac{0,1}{0,1 + 12,5} = 7,94 \cdot 10^{-3} \Rightarrow P_0 - P / P_0 = 7,94 \cdot 10^{-3}$$

$$P_0 - P = 7,94 \cdot 10^{-3} \cdot 6460 \text{ Pa} = 51 \text{ Pa}$$

(2)

$$m = 0,083 \text{ mol} / 0,5 \text{ Kg.} = 0,166 \text{ mol/Kg}$$

500 ml soluzione \rightarrow 500 g soluzione ($d = 1,00 \text{ g/ml}$).

$$\Delta T_e = 0,51 \cdot 0,166 = 0,085 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$T_e = 100,085 \text{ }^\circ\text{C}$$

- Calcolare la concentrazione di una soluzione di glicole-etilenico $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ che a $18 \text{ }^\circ\text{C}$ presenta P_{osmotica} di $10,8 \text{ atm}$.

$$[\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6] = ? \quad t = 18 \text{ }^\circ\text{C}$$

↳ non è un elettrolita, si usa la formula senza coeff. di Van't Hoff.

$$\pi = 10,8 \text{ atm}$$

$$[\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6] = \text{mol/l solus.}$$

$$\pi V = nRT$$

$$\pi = \frac{n}{V} RT$$

$$\frac{\pi}{RT} = \frac{n}{V} = \frac{10,8}{0,082 \cdot 291} = 0,452 \text{ mol/l.}$$

(18 + 273)

$t_e = ?$

500 ml H_2O

1,5 g Na_2SO_4

6,0 g KI

caso più solute: si studiano in modo separato come dissociazione e poi modo a considerare il numero totale di particelle

$$\Delta T_e = i m K_e$$

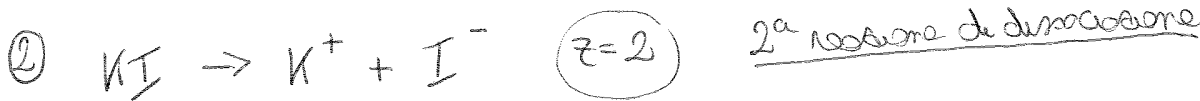


mol $Na_2SO_4 = 1,5 / 142,1 g/mol = 0,01056 mol$

mol part. ionizz. (Na_2SO_4) = $0,01056 \cdot 3 = 0,0317$

↓ numero di particelle totali di soluto a dissociazione avvenuta, reazione di dissociazione di Na_2SO_4 .

↘ $i \equiv 7$ per questo moltiplico per 3 per trovare il numero di particelle totali ottenute dopo la dissociazione



mol $KI = 6,0 g / 166 g/mol = 0,03615 mol$

mol part. ionizz. (KI) = $0,03615 \cdot 2 = 0,0723$

↑ numero di particelle totali ottenute dalla seconda dissociazione elettrolitica

particelle totali a dissociazione avvenuta.

mol part. Tot = $0,0317 + 0,0723 = 0,1040$

$\Delta T_e = i m K_e = \frac{0,1040}{0,500} \cdot 0,51 = 0,11 \text{ } ^\circ C$

$K_e = 0,51 \text{ Kg K} / \text{mol}$

$\Rightarrow t_{e \text{ soluzione}} = t_{e H_2O} + \Delta T_e = 100,11 \text{ } ^\circ C$

- KNO_3 17,5% p.p.

solle ionizzato ad una certa percentuale 87% $\rightarrow \alpha = 0,87$

$\alpha = 0,87$

$t = 25 \text{ } ^\circ C$

$d = 1,06 g/ml$

$P_{H_2O} = 19,8 \text{ mmHg}$

② determinare $P_{\text{soluzione}}$? e la sua pressione osmotica Π ?

$$\pi = \frac{nRT}{V} = \frac{1,87 \cdot 1,83 \cdot 0,082 \cdot 298}{1} = 83,6 \text{ atm.}$$

①

non viene detto nulla viene
represso 1 l come volume V

RICORDA:

ACIDI FORTI: cloridrico, perclorico
nitrico
solfidrico in 1^a dissociazione

} il resto sono
considerati deboli

BASI FORTI: tutte quelle nate tramite idrossido di ammonio
 $\text{NH}_4\text{(OH)}$ che è debole.

- $[\text{NH}_4\text{Cl}] = ?$ $d = 1,03 \text{ g/ml}$ soluzione 1 ①

$[\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3] = 0,15 \text{ mol/l}$ $d = 1,05 \text{ g/ml}$ soluzione 2 ②

le due soluzioni hanno la stessa temperatura di ebollizione: $T_{e1} = T_{e2}$

$$T_{e1} = T_{e2}$$



$$\Delta T_{e1} = \Delta T_{e2}$$

$$K_e \cdot i_1 \cdot m_1 = K_e \cdot i_2 \cdot m_2$$

sali completamente dissociati $\alpha = 1 \rightarrow i = z$
(sono sali forti e non due niente).



reazione di dissociazione 1

reazione di dissociazione 2.

$$2 \cdot m_1 = 5 m_2 \Rightarrow m_1 = \frac{5}{2} m_2$$

soluzione ②: $0,15 \text{ mol}$ in 1 l soluzione $M(\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3)$

$$g \text{ soluto} = 0,15 \text{ mol} \cdot (400 \text{ g/mol}) = 60,0 \text{ g di soluto}$$

$$g \text{ solvente} = 1050 - 60 = 990 \text{ g solvente puro.}$$

$$m_2 = \frac{0,15}{0,990} = 0,15 \text{ mol/kg}$$

$$\Rightarrow m_1 = \frac{5}{2} m_2 = \frac{5}{2} \cdot 0,15 = 0,375 \text{ mol/kg}$$

④

$$\text{mol AgNO}_3 = 0,5 \text{ mol/l} \cdot 1,5 \text{ l} = 0,75 \text{ mol}$$

$$\text{mol Na}_2\text{S} = 0,1 \text{ mol/l} \cdot 2,5 \text{ l} = 0,25 \text{ mol}$$

dal confronto delle moli reazioni con i coeff stechiometrici determino il reagente limitante:

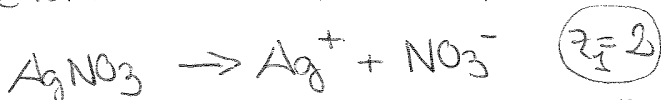
$$1:2 = 0,75 : x \Rightarrow x = 0,75/2 = 0,375 \text{ mol Na}_2\text{S}$$

⇒ Na₂S è il reagente limitante, da questo posso calcolare il numero di moli dei prodotti.

$$\text{mol NaNO}_3 = 2 \cdot \text{mol Na}_2\text{S} = 0,50 \text{ mol}$$

$$\text{mol AgNO}_3 \text{ in eccesso} = \underbrace{0,75}_{\text{moli di AgNO}_3 \text{ inziali}} - \underbrace{0,5}_{\text{moli che di AgNO}_3 \text{ reagiscono con } 0,25 \text{ mol Na}_2\text{S}} = 0,25 \text{ mol AgNO}_3 \text{ in eccesso, che non reagiscono.}$$

Se come π è una proprietà collettiva dipende dal numero totale di particelle disciolte e non dalla loro natura, a π partecipa non solo NaNO₃(aq) ma anche AgNO₃(aq) in eccesso.



reazione di dissociazione delle due soluzioni.

$$\pi \bar{V}_{\text{fm}} = (m_1 \bar{V}_1 + m_2 \bar{V}_2) R T \Rightarrow \pi = \frac{i (m_1 + m_2) R T}{V}$$

\downarrow mol NaNO₃(aq) \downarrow $i = z = 2$ \downarrow mol AgNO₃(aq) in eccesso della reazione
 particelle

Ag₂S non partecipa a π essendo insolubile!

$$\pi = \frac{i (m_1 + m_2) R T}{V} = \frac{2 \cdot (0,50 + 0,25) \cdot 0,022 \cdot 308}{4} = 9,47 \text{ atm.} = 9,5 \text{ atm.}$$

$\pi = 9,5 \text{ atm.}$

6

K_c adimensionata perché $\Delta n = 0$

non c'è variazione di numero di moli gassose, non è influenzata da variazioni di volume e pressione.

quindi $K_c = K_p$

$$K_c = 0,31 = \frac{[3+x] \cdot [x]}{[5-x] \cdot [4-x]}$$

$$\Rightarrow x = 0,96$$

ho ricavato la variazione, poi ricavare le moli all'equilibrio chimico

$$X_{H_2} = \frac{4-x}{12} = \frac{4-0,96}{12} = 0,253$$

$$\% \text{ mol } H_2 = 0,253 \cdot 100 = 25,3\%$$

analogo si ricava le % V per i reagenti.

% V H_2

NOTA

Se non ci vengono date le moli dei reagenti e prodotti nelle condizioni iniziali, prendo quelle dei rapporti stechiometrici

- Abbiamo il seguente equilibrio:



$$t = 250^\circ C$$

$$K_p = 1,78 \text{ atm}$$

$$P = 2 \text{ atm} \quad \% \text{ mol di } Cl_2 \text{ all'equilibrio} = ?$$

$$\% V Cl_2$$

Nulla mi viene detto delle quantità che reagiscono, quindi prendo i rapporti stechiometrici:

	I	E
PCl_5	1	1-x
PCl_3	/	x
Cl_2	/	x

TABELLA DELL'EQUILIBRIO

$$1+x = \text{mol}_{TOT}$$

numero di mole totale all'equilibrio

$$K_p = \frac{(X_{Cl_2}) \cdot P \cdot (X_{PCl_3}) \cdot P}{P \cdot (X_{PCl_5})} = 1,78 \text{ atm}$$

$$K_p = \frac{P_{\text{NO}_2}^2}{P_{\text{N}_2\text{O}_4}} = \frac{P_{\text{TOT}}^2 \cdot X_{\text{NO}_2}^2}{P_{\text{TOT}} \cdot X_{\text{N}_2\text{O}_4}} = \frac{P_{\text{TOT}} \cdot \left(\frac{2x}{1+x}\right)^2}{\left(\frac{1-x}{1+x}\right)} = 1,71$$

$$\frac{1,71}{P_{\text{TOT}}} = \left(\frac{2x}{1+x}\right)^2 \cdot \frac{1+x}{1-x}$$

$$2,63 = \frac{(2x)^2}{1+x} \cdot \frac{1}{(1-x)}$$

$$2,63 = \frac{4x^2}{1-x^2} \quad \rightarrow \quad 2,63 \cdot (1-x^2) = 4x^2$$

$$4x^2 + 2,63x^2 - 2,63 = 0 \quad 6,63x^2 - 2,63 = 0$$

$$X_{1,2} = \frac{0 \pm \sqrt{0 + 4 \cdot (6,63 \cdot 2,63)}}{2 \cdot 6,63} = \frac{\pm 8,35}{2 \cdot (6,63)} = 0,63$$

$$d = \frac{P_{\text{TOT}} \cdot PM_{\text{medio}}}{RT}$$

↓
 se un risultato ha
 xms, l'altro è negativo
 e non avrebbe alcun
 significato!

$$P_{\text{TOT}} \cdot V = nRT \quad \rightarrow \quad \frac{n}{V} = \frac{P_{\text{TOT}}}{RT} \quad \left[\frac{\text{mol}}{\text{l}} \right] \quad \text{moltiplico per il } PM_{\text{medio}} \text{ e cerco la densità } d. \quad \left[\frac{\text{g}}{\text{l}} \right]$$

essendo un miscuglio gassoso all'equilibrio, deve considerarne il peso molecolare medio.

Calcolo del peso molecolare medio del miscuglio gassoso PM_{medio}

$$PM_{\text{medio}} = (PM_{\text{NO}_2} \cdot X_{\text{NO}_2} + PM_{\text{N}_2\text{O}_4} \cdot X_{\text{N}_2\text{O}_4})$$

$$X_{\text{NO}_2} = \frac{2x}{1+x} = 0,773$$

$$X_{\text{N}_2\text{O}_4} = \frac{1-x}{1+x} = 0,227$$

$$PM_{\text{medio}} = (0,227 \cdot 92 + 0,773 \cdot 46) = 56,442 \text{ g/mol}$$

$$d = \frac{P_{\text{TOT}} \cdot PM_{\text{medio}}}{RT} = \frac{0,65 \cdot (0,227 \cdot 92 + 0,773 \cdot 46)}{0,082 \cdot 348} = 1,29 \text{ g/l}$$

NOTA

Bisogna sommare anche la P_{H_2} e P_{I_2} a P_{HI} e la somma $P_{HI} + P_{I_2} + P_{H_2} = P$ deve essere uguale a quello totale!

- $V = 25 \text{ l}$

$t = 450^\circ\text{C}$

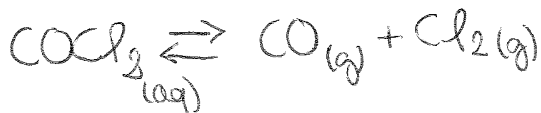
54,45 g $\text{COCl}_2(\text{g})$ (Piano di carbonile).

18,48 g $\text{CO}(\text{g})$

$P_{\text{TOT}} = 3,55 \text{ atm (P}_{\text{eq}})$.

↓ all'equilibrio

determinare la K_P all'equilibrio $K_P = ?$



→ mol $\text{COCl}_2 = 54,45 / 99 = 0,55 \text{ mol}$ } moli mischiati all'equilibrio.
 → mol $\text{CO} = 18,48 / 28 = 0,66 \text{ mol}$

il numero di moli all'equilibrio lo possiamo ricavare dall'espressione di stato dei gas ideali:

$$PV = nRT \rightarrow n_{\text{eq}} = \frac{PV}{RT} = \frac{3,55 \cdot 25}{0,0821 \cdot 723} = 1,50 \text{ mol.}$$

però adesso fare la tabella all'equilibrio:

	I	E
COCl_2	0,55	0,55 - x
CO	0,66	0,66 + x
Cl_2	/	x

$n_{\text{TOT}} = 1,21 + x$

ma noi conosciamo già il n_{TOT} all'equilibrio! Quindi ricavare la X: valore che introduce moli costanti.

$1,21 + x = 1,50 \Rightarrow x = 0,29$

$$K_c = \frac{\frac{x}{25} \cdot \frac{0,66+x}{25}}{\frac{0,55-x}{25}} = 0,0424 \text{ mol/l}$$

NOTA Questo nella concentrazione molar sono rapportate a 25 l come volume V perché è specificato il volume del reattore!

... è il 5% del 65% consegnato dal primo fornitore più il 10% del 25% del secondo fornitore più ...

$$P[A] = 0.65 \times 0.05 + 0.25 \times 0.10 + 0.10 \times 0.25 = 0.0825$$

Quindi i dati del problema sono esprimibili come:

$$P[B_1] = 0.65; P[B_2] = 0.25; P[B_3] = 0.10$$

$$P[A|B_1] = 0.05; P[A|B_2] = 0.10; P[A|B_3] = 0.25$$

e il risultato intuitivamente raggiunto è la **formula delle probabilità totali**

Law of Total Probability

If A_1, \dots, A_n are mutually exclusive and exhaustive events, and B is any event, then

$$P(B) = P[A_1 \cap B] + \dots + P[A_n \cap B]$$

Equivalently, if $P[A_i] \neq 0$ for each A_i ,

$$P[B] = P[B|A_1]P[A_1] + \dots + P[B|A_n]P[A_n].$$

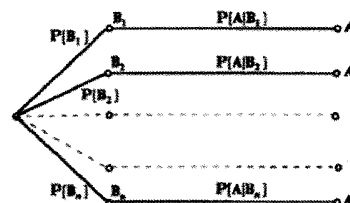


Figura 1.11 Illustrazione mediante diagramma ad albero del teorema delle probabilità totali.

EQUILIBRI ETEROGENI

Cosa che ricordarsi:

solidi + gas \rightleftharpoons ...
 (solidi non compaiono mai nell'eq di stato!)



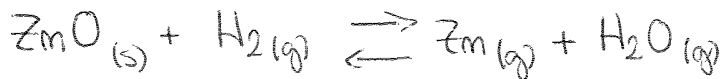
$$K_c = \frac{[C]}{[B]}$$

$$K_p = \frac{P_C}{P_B}$$

solo funzioni
delle specie gassose!

nella tabella dell'equilibrio compaiono solo quelle gassose.

- Abbiamo questo equilibrio:



$$t = 1180^\circ C$$

$$P = 2 \text{ atm.}$$

la composizione della fase gassosa di equilibrio è la seguente:

35% V Zn	} COMPOSIZIONE ALL' EQUILIBRIO
25% V H ₂	
40% V H ₂ O	

partendo da:

$$122,1 \text{ g ZnO}$$

$$2 \text{ mol H}_2$$

determinare i grammi ZnO = ? a P = 1,5 atm.

poiché K_p è funzione solo di t, voglio vedere come cambia, quanti g ZnO a P = 1,5 atm

$$X_{Zn} = 0,35$$

$$X_{H_2} = 0,25$$

$$X_{H_2O} = 0,40$$

a P = 2 atm.

condizione di equilibrio a 2 atm.

$$K_p = \frac{(0,35 \cdot P) \cdot (0,40 \cdot P)}{(0,25 \cdot P)} = 1,12 \text{ atm.}$$

↓

$$(0,25 \cdot P)$$

determino K_p a 1180°C e siccome dipende solo da t non cambia se varia P, P con la
 pressione nella seconda condizione di equilibrio

NOTA

O₂ serve solo per la pressione totale all'equilibrio, non compare nella reazione ma dà solo il suo contributo alla P_{TOT}.

Notiamo che:

$$K_p = p_{CO_2} \quad K_c = [CO_2]$$

Calcolo le moli:

$$\text{mol } CO_2 = 32,1 / 44 = 0,73 \text{ mol}$$

$$\text{mol } O_2 = 36,8 / 32 = 1,15 \text{ mol.}$$

$$K_c = K_p \cdot (RT)^{-\Delta n} = 1,85 \cdot (0,082 \cdot 1113)^{-1} = 0,0203 \text{ mol/l.}$$

$K_c = [CO_2]$ in questo equilibrio!

	I	E
CO ₂	0,73	0,73 + x

TABELLA
ALL' EQUILIBRIO

$$0,73 + x = n_{TOT}$$

$$\frac{0,73 + x}{75} = 0,0203 \Rightarrow x = 0,79$$

$$\text{mol } CO_2 \text{ all' equilibrio} = 0,79 + 0,73 = 1,52 \text{ mol.}$$

$$\text{mol gas all' eq.} = n_{O_2} + n_{CO_2} = 1,15 + (0,73 + 0,79) = 2,67 \text{ mol}$$

$$P = \frac{nRT}{V} = \frac{2,67 \cdot 0,082 \cdot 1113}{75} \Rightarrow P_{eq} = 3,25 \text{ atm.}$$

quantità di MgCO₃ che rimane indecomposto:

$$\frac{0,79 \text{ mol } MgCO_3 \text{ reagite}}{n_{MgCO_3 \text{ reagite}}}$$

$$g_{MgCO_3 \text{ eq. indecomposto}} = 113,8 - (0,79 \cdot 84,3) = 47,2 \text{ g.}$$

↓
g_{MgCO₃ reagite} ↑
PM(MgCO₃)

↓
quantità di MgCO₃ indecomposto all' equilibrio.

quanto ossido di magnesio MgO a forma?! Sempre la quantità X, anche se non è presente nella tabella di equilibrio essa reagisce nelle stesse quantità.



$$K_c = 30,0 \quad t = 1200 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$g_{\text{Ni eq}} = ?$$

condizioni iniziali reagenti e prodotti:

$$\begin{cases} 130,2 \text{ g CO} \\ 55 \text{ g di Ni} \\ 700,5 \text{ g di NiO} \\ 11,9 \text{ g di CO}_2 \end{cases}$$

$$\text{mol CO} = 130,2 / 28 = 4,65 \text{ mol}$$

$$\text{mol CO}_2 = 11,9 / 44 = 0,270 \text{ mol}$$

$$\text{mol Ni} = 55 / 58,7 = 0,937 \text{ mol}$$

$$K_c = \frac{[\text{CO}_2]}{[\text{CO}]}$$

	I	E
CO	4,65	4,65 - x
CO ₂	0,270	0,270 + x
	4,92 M _{TOT}	

$$K_c = K_p \cdot (RT)^{-\Delta m} \Rightarrow K_p = K_c \cdot (RT)^{\Delta m} = 30,0 \cdot (0,082 \cdot 1473)^0 = 30,0$$

$K_c \equiv K_p$ essendo $\Delta m = 0$!

$$K_p = \frac{P \cdot [X_{\text{CO}_2}]}{P \cdot [X_{\text{CO}}]} = \frac{\left[\frac{0,270 + x}{4,92} \right]}{\left[\frac{4,65 - x}{4,92} \right]} = 30,0$$

non dipende né da P né da V

$$\frac{0,270 + x}{4,92} \cdot \frac{4,92}{4,65 - x} = 30,0$$

$$0,270 + x = 30,0 \cdot (4,65 - x)$$

$$0,270 + x = 139,5 - 30,0x$$

$$31x = 139,23$$

$$x = 4,491 \text{ mol}$$

~~$g_{\text{Ni}} = 4,491 \cdot 58,7 = 263,84 \text{ g}$~~

~~$g_{\text{Ni}} = 263,84 \text{ g}$~~

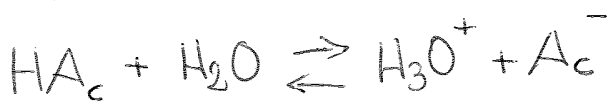
$$X = 4,491 \text{ mol} \quad \text{mol Ni} \quad \uparrow \text{PM(Ni)}$$
$$g_{\text{Ni}} = (0,937 + 4,491) \cdot 58,7 = 318,6 \text{ g}$$

\downarrow mol Ni miscela \downarrow mol Ni formate all'eq. (x)

EQUILIBRI IN SOLUZIONE

Gli elettroliti deboli quando si dissociano danno vita ad un equilibrio chimico.

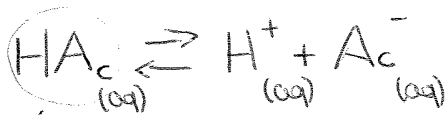
CH_3COOH acido acetico



$$K_a = 1 \cdot 10^{-5} \text{ mol/l}$$

↓ qui è alto il valore

Soluzione acquosa di acido acetico di concentrazione 1,2 M.



↳ composto/acido organico

$$[\text{HA}_c] = 1,2 \text{ mol/l}$$

$$K_a = K_d = 1,8 \cdot 10^{-5} \text{ mol/l}$$

Nota: DETERMINARE IL pH della SOLUZIONE:

$$\text{pH} = -\log_{10} [\text{H}^+] \quad \text{all'equilibrio}$$

	I	E
HA_c	1,2	1,2 - x
Ac^-	/	x
H^+	/	x

$$K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

$$K_a = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{Ac}^-]}{[\text{HA}_c]} \quad \text{all'equilibrio}$$

$$K_a = 1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{x^2}{1,2 - x} \Rightarrow x = 4,64 \cdot 10^{-3}$$

questo valore coincide già con il numero di moli all'equilibrio degli ioni H^+

$$x = 4,64 \cdot 10^{-3} \equiv [\text{H}^+]$$

$$\Rightarrow \text{pH} = -\log_{10} 4,64 \cdot 10^{-3} = 2,33$$

NOTA

K_d nell'equazione in soluzione sono sempre espresse in mol/l, non ha senso parlare di K_p in una soluzione!

- HCOOH acido formico



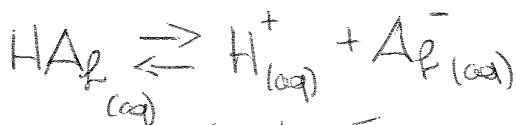
46 g di HA_f in un volume di 1 l.

$$K_d = 1,76 \cdot 10^{-4} \text{ mol/l.}$$

calcolo del pH della soluzione.

$$\text{mol } HA_f = 46 \text{ g} / \text{PM}(\text{COOH}) = 46 \text{ g} / 45 = 1,022 \text{ mol}$$

$$[HA_f] = 1,022 \text{ mol/l} \quad (\text{essendo } V = 1 \text{ l}).$$



	I	E
HA_f	1,022	1,022 - x
H^+	-	x
A_f^-	-	x

$$K_d = \frac{[H^+] \cdot [A_f^-]}{[HA_f]} = \frac{x^2}{1,022 - x} = 1,76 \cdot 10^{-4}$$

$$\frac{x^2}{1,022 - x} = 1,76 \cdot 10^{-4}$$

$$x^2 = 1,76 \cdot 10^{-4} \cdot (1,022 - x)$$

$$x^2 = 1,799 \cdot 10^{-4} - 1,76 \cdot 10^{-4} x$$

$$x^2 + 1,76 \cdot 10^{-4} x - 1,799 \cdot 10^{-4} = 0$$

$$x = 0,0133 \text{ mol}$$

$$[H^+] = 0,0133 \text{ mol/l} \Rightarrow \text{pH} = -\log_{10} [H^+] = -\log_{10} [0,0133] = 1,38$$

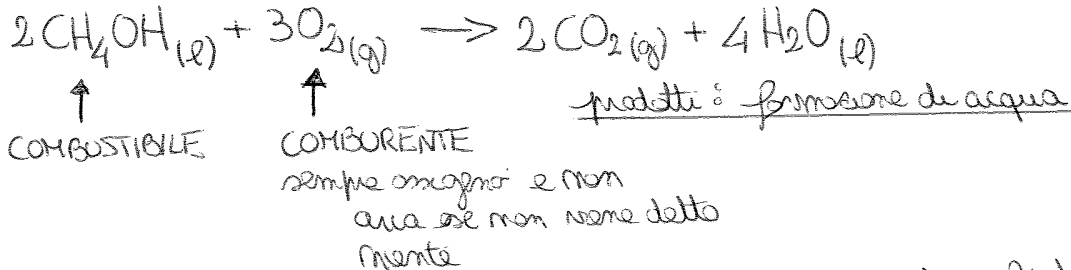
$$x_{1,2} = \frac{-1,76 \cdot 10^{-4} \pm \sqrt{(1,76 \cdot 10^{-4})^2 + 4 \cdot 1,799 \cdot 10^{-4}}}{2} = 0,0133$$

PROBLEMI DI CALCOLO TERMOCHIMICA

- Calcolare il calore prodotto a V_{cont} dalla combustione, a $25^\circ C$ di $0,51$ l di $CH_4OH_{(l)}$ (metanolo) ($d = 0,79 \text{ g/cm}^3$), con formazione di $H_2O_{(l)}$.

SOLUZIONE:

reazione di combustione bilanciata:



Calcolo del ΔH di questa reazione e' relativo al numero di moli del combustibile.

$$T = 298 \text{ K}$$

$$d = 0,79 \text{ g/cm}^3 \rightarrow 790 \text{ g/dm}^3 \Rightarrow 790 \text{ g/l} \cdot 0,51 \text{ l} = 402,9 \text{ g}$$

$$402,9 / 32 = 12,6 \text{ moli di } CH_4OH$$

$$\Delta H_{reaz} = (2 \cdot (-393,48) + 4 \cdot (-285,90)) - (2 \cdot (-238,90)) = -1453,36 \text{ kJ}$$

\uparrow \uparrow \uparrow
 $\Delta H_{form}^{CO_2}$ $\Delta H_{form}^{H_2O(l)}$ $\Delta H_f^{CH_4OH}$

Se come e' stato chiesto di calcolarlo a V_{cont} devo calcolare il ΔE :

$$\Delta E = \Delta H - (\Delta n)RT$$

\uparrow e' relativo alla variazione del numero di moli gassose della reazione di cui ho calcolato il ΔH_{reaz} .

$$\Delta n = \underbrace{(2)}_{m \text{ prodotte gassose}} - \underbrace{(3)}_{m \text{ reagente gassose}} = -1 \text{ solo specie gassose}$$

NOTA

$\Delta n \rightarrow$ variazioni di moli gassose tra reagenti e prodotti (perche' solo esse hanno effetto per la variazione di volume).

$$\Delta E = -1493,36 + (8,31 \cdot 10^{-3}) \cdot 298 = -1450,88 \text{ kJ}$$

\uparrow
espresso in kJ

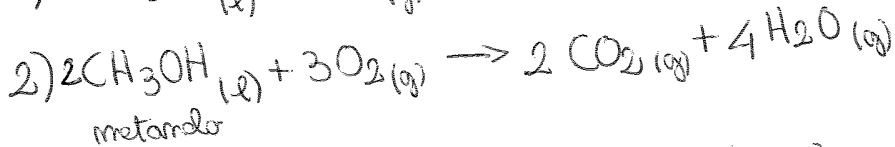
proporzione finale:

$$2 : (-1450,88 \text{ kJ}) = 12,6 \text{ mol} : (X) \Rightarrow X = -9140,5 \text{ kJ}$$

\uparrow \uparrow
 moli da reazione moli effettive

- Un combustibile liquido è costituito da una miscela al 27% m-peso di C_2H_5OH ($d = 0,75 \text{ g/cm}^3$) ed al 73% di CH_3OH ($d = 0,80 \text{ g/cm}^3$).
Calcolare il calore sviluppato a $25^\circ C$ ed a P cost nella combustione di 100 g e di 100 ml di tale miscela, con formazione di H_2O (g).

reazioni di combustione:



• Calore svolto per una mole di $C_2H_5OH_{(l)}$ (46 g)

$1 \text{ mol} \cdot PM(C_2H_5OH) = 46 \text{ g}$
 46 g/mol

$\Delta H = [3 \cdot (-241,95) + 2 \cdot (-393,48)] - [1 \cdot (-277,95)] = -1234,86 \text{ kJ}$
(H₂O(g) and CO₂(g) are indicated under the products)

• Calore svolto per 2 mol di $CH_3OH_{(l)}$ (64 g)

$2 \text{ mol} \cdot PM(CH_3OH) = 64 \text{ g}$
 32 g/mol

$\Delta H = [4 \cdot (-241,95) + 2 \cdot (-393,48)] - [2 \cdot (-238,60)] = -1277,56 \text{ kJ}$
(H₂O(g) and CO₂(g) are indicated under the products)

In 100 g di miscela 27g sono di C_2H_5OH e 73g sono di CH_3OH , fare le seguenti proporzioni:

1) $46 : (-1234,86) = 27 : x$

2) $64 : (-1277,56) = 73 : y$

$\Rightarrow x = -724,81 \text{ kJ}$
 $y = -1457,22 \text{ kJ}$

$\Delta H_{\text{reag}} = -2182,03 \text{ kJ}$

Calore svolto bruciando 100 g di questa miscela liquida.

NOTA Nelle proporzioni posso anche ragionare in moli, ma da un processo m-peso la proporzione verrebbe:

1) $1 \text{ mol} : (-1234,86) = 27 \text{ g} / 46 \text{ g/mol} : x$

2) $2 \text{ mol} : (-1277,56) = 73 \text{ g} / 32 \text{ g/mol} : y$

$\Rightarrow x = -724,81 \text{ kJ}$
 $y = -1457,22 \text{ kJ}$

Il ΔH_{reaz} ricavato vale per una mole di etanolo. Ripetiamo alle quantità che reagiscono:

$$d_{\text{etanolo}} = 0,7893 \text{ g/ml} \rightarrow 0,7893 \text{ g ogni ml.}$$

2,43 ml di $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$.

$$\text{quantità in grammi di etanolo: } 0,7893 \text{ g/ml} \cdot 2,43 \text{ ml} = 1,92 \text{ g}$$

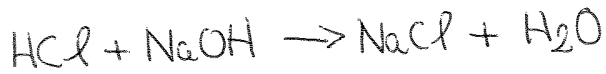
$$\text{mol } \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} = \frac{1,92}{46 \text{ g/mol}} = 0,0417 \text{ mol}$$

$$1 \text{ mol} : -496,9 = 0,0417 : X \Rightarrow X = -20,72 \text{ kJ}$$

20/12/2012

DETERMINAZIONE DEL PH:

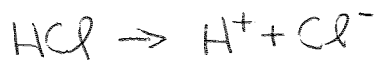
- Calcolo del pH di una soluzione acquosa realizzata aggiungendo 0,5 l di HCl a 0,1 M a 0,2 l di NaOH 0,1 M.



Determiniamo le mole di H^+ e OH^- che reagiscono:

$$\Rightarrow 0,5 \text{ l} \cdot 0,1 \text{ mol/l} = 0,05 \text{ mol di HCl. } (\text{H}^+)$$

che essendo un acido forte si dissocia completamente:



e quindi, dai rapporti stechiometrici, da 1 mol di HCl si ha 1 mol di H^+ .

$$\Rightarrow 1:1 = 0,05 : x \Rightarrow x = 0,05 \text{ mol di H}^+$$

Analogamente:

$$0,2 \text{ l} \cdot 0,1 \text{ mol/l} = 0,02 \text{ mol di NaOH} \quad \begin{matrix} \text{BASE} \\ \text{DEBOLE} \end{matrix} (\text{OH}^-)$$



$$\Rightarrow n(\text{OH}^-) = 0,02 \text{ mol}$$

Quindi di H^+ in eccesso restano:

$$0,05 \text{ mol H}^+ - 0,02 \text{ mol OH}^- = 0,03 \text{ mol H}^+$$

Il volume totale sarà:

$$0,5 \text{ l} + 0,2 \text{ l} = 0,7 \text{ l}$$

$$[\text{H}^+] = \frac{0,03 \text{ mol}}{0,7 \text{ l}} = 0,043 \text{ mol/l}$$

$$\text{pH} = -\log_{10}(0,043) = 1,37 < 7 \Rightarrow \text{SOLUZIONE ACIDA.}$$

formula inversa del pH per ricavare $[\text{H}^+]$:

$$\boxed{[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}}}$$

- Stavolta consideriamo: $\begin{cases} 0,5 \text{ l di NaOH } 0,1 \text{ M} \\ 0,2 \text{ l di HCl } 0,1 \text{ M.} \end{cases}$

$$\Rightarrow \begin{cases} 0,5 \text{ l} \cdot 0,1 \text{ mol/l} = 0,05 \text{ mol OH}^- \\ 0,2 \text{ l} \cdot 0,1 \text{ mol/l} = 0,02 \text{ mol H}^+ \end{cases}$$

mole OH^- in eccesso: 0,03 mol OH^-

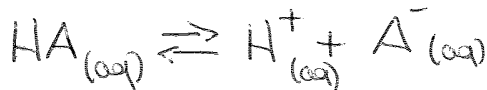
ESERCITAZIONE 20/12/2012. SOLUZIONI ELETTROLITICHE

• Determinare il pH di una soluzione acquosa di ACIDO DEBOLE

↓
per essere data la costante di dissociazione K_d (K_1, K_2).

- Determinare il pH di una soluzione acquosa di acido debole HA, la cui $[HA] = 1,2$ (mol/l) con una $K_d = 1,8 \cdot 10^{-5}$ (mol/l)

La reazione di dissociazione dell'acido debole sarà:



$pH = -\log_{10} [H^+]$ dove $[H^+]$ è quella all'equilibrio:

TABELLA ALL'EQUILIBRIO SOLUZIONI DI ELETTROLITI:

	I	E
HA	1,2	1,2 - X
H ⁺	/	X
A ⁻	/	X

$[HA] = 1,2$ mol/l

↓
rispetto ad 1 l soluzione.

$$K_d = \frac{[H^+] \cdot [A^-]}{[HA]} = \frac{X^2}{1,2 - X} = 1,8 \cdot 10^{-5} \Rightarrow X = 4,64 \cdot 10^{-3} \text{ mol/l}$$

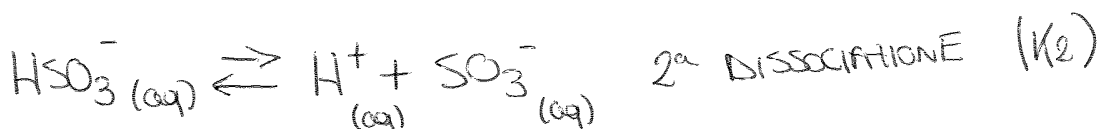
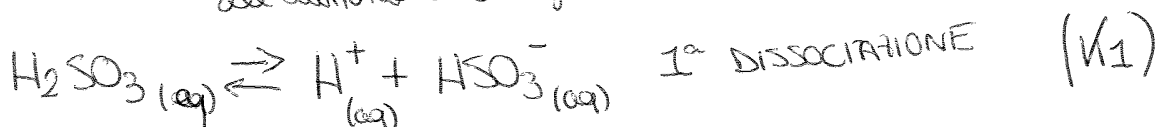
dove X è quella $[H^+] \Rightarrow [H^+] = 4,64 \cdot 10^{-3} \text{ mol/l}$

$\Rightarrow pH = -\log_{10} [H^+] = -\log_{10} (4,64 \cdot 10^{-3}) = 2,33 < 7 \Rightarrow$ SOLUZIONE ACIDA.

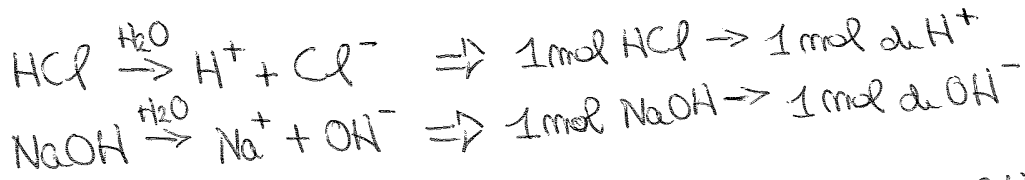
- Per gli acidi DIPROTICI

per l' H_2SO_3 la $K_1 = 1,54 \cdot 10^{-2}$ mol/l ; $K_2 = 1,0 \cdot 10^{-7}$ mol/l.

↳ ACIDI POLIPROTICI sono acidi deboli che aumentano la loro debolezza all'aumentare del grado di dissociazione.



NOTA Si fa il calcolo solo per la prima dissociazione, essendo di molti ordini di grandezza più grande della seconda, la quale viene trascurata.



$$\Rightarrow 1:1 = 0,0875 : X \Rightarrow X = 0,0875 \text{ mol di OH}^-$$

$$1:1 = 0,065 : X \Rightarrow X = 0,065 \text{ mol di H}^+$$

$$V_{\text{TOT}} = (0,250 + 0,130 + \underbrace{1,5}_{\text{acqua}}) = 1,88 \text{ l}$$

essendo fue soluzioni me sommo el volume p[er] trovare quello totale.

$$\text{mol}(\text{OH}^-) = 0,0875 - 0,065 = 0,0225 \text{ mol OH}^-$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{0,0225}{1,88} \text{ (mol/l)} = 0,01197 = 1,197 \cdot 10^{-2} \text{ mol/l}$$

$$\text{pOH} = -\log_{10}(1,197 \cdot 10^{-2}) = 1,92 \quad \text{SOLUZIONE BASICA.}$$