



Corso Luigi Einaudi, 55 - Torino

Appunti universitari

Tesi di laurea

Cartoleria e cancelleria

Stampa file e fotocopie

Print on demand

Rilegature

NUMERO: 1393A -

ANNO: 2015

A P P U N T I

STUDENTE: Arcidiacono

MATERIA: Chimica Esercitazioni + Esercizi. Prof. Onida

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

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

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

2 OTTOBRE 2014

Esercitazione 1

OSSIDI: tutti i composti formati da O ed un elemento diverso dall'ossigeno.

- **METALLI**: sono spesso composti ionici formati da anione O^{2-} e cationi metallici con legame di natura elettrostatica governata dalla legge di Coulomb.

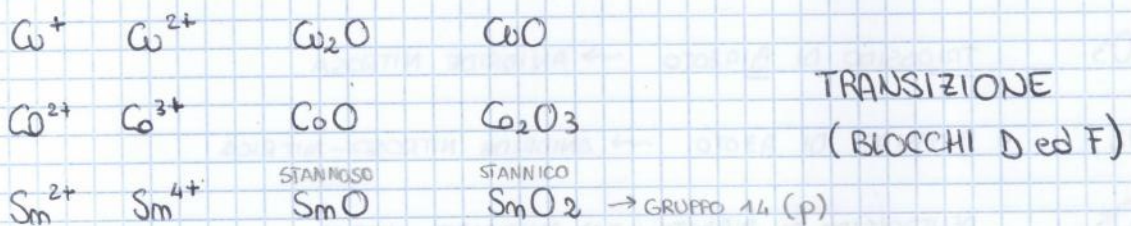
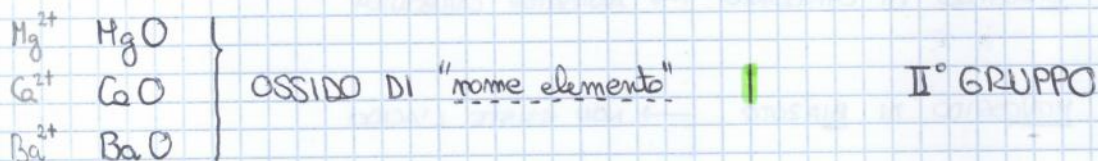
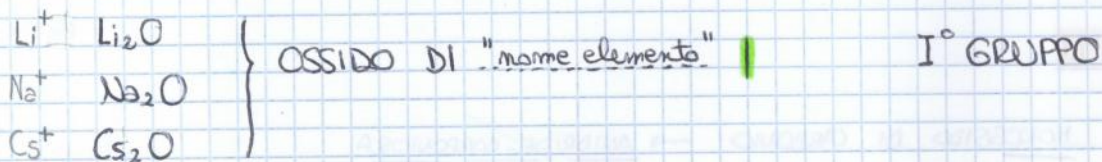
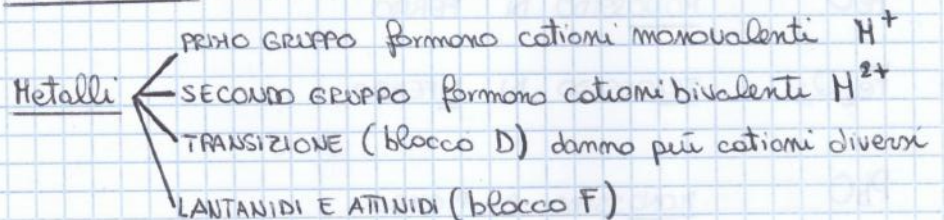
→ legame intermedio tra ionico e covalente.

- Considero cationi monovalenti M^+ → M_2O composto neutro

- Catione bivalente M^{2+} → MO

- Catione trivalente M^{3+} → M_2O_3

- Catione M^{4+} → MO_2



-OSO carica più bassa del catione | SUFFISSO

-ICO carica più alta del catione

FLUORO → alogeno (non consideriamo come ossido)

P_2O_3 TRIOSSIDO DI BIFOSFORO → ANIDRIDE FOSFOROSA (H_3PO_3)

P_2O_5 PENTAOSSIDO DI BIFOSFORO → ANIDRIDE FOSFORICA (H_3PO_4)

SO_2 BIOSSIDO DI ZOLFO → ANIDRIDE SOLFOROSA m.o = -2 NON E'

ANIDRIDE

SO_3 TRIOSSIDO DI ZOLFO → ANIDRIDE SOLFORICA

OSSIDI
 { METALLI → OSSIDI BASICI
 { NON METALLI → SPESSE OSSIDI ACIDI

- OSSIDO BASICO: messo in contatto con H_2O forma un IDROSSIDO che contiene e libera ioni OH^- (ioni idrossidi)
 10 elettroni

$$1H + 8O + 1e^- = 10$$

↓
 forma una BASE

- OSSIDO ACIDO: in ambiente acquoso forma un OSSIACIDO che libera ioni H^+ (è un protone)

↓
 sempre ossidi di non metalli. Ma non tutti i non metalli sono acidi (es. CO in H_2O rimane CO e non crea acidità, anche N_2O)

↓
 forma un ACIDO

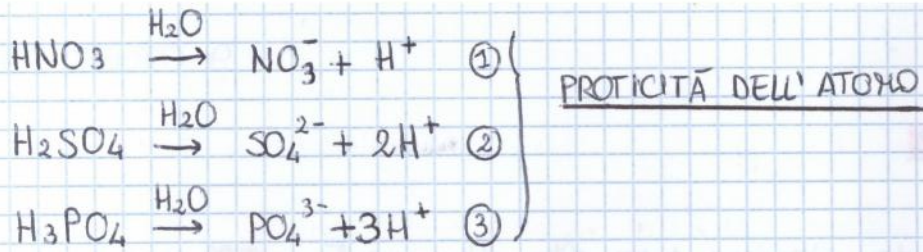
ANIDRIDI: composti che reagendo con acqua formano ossiacidi.

(ossidi di non metalli) ⊗

ANIDRINI: combinate con ossigeno

Quindi se esiste l'acido posso chiamare l'ossido ANIDRIDE.

Per il gruppo 15 le anidridi sono formate solo da m.o = +3 e +5.

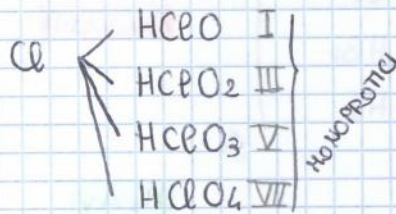


① MONOPROTICO

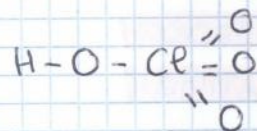
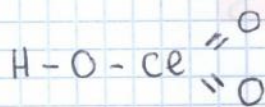
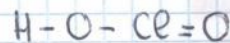
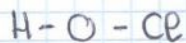
② BIPROTICO

③ TRIPROTICO

ALOGENI (17° GRUPPO) NON METALLI \rightarrow OSSIAACIDI (se fa 4 m. di O)



ACIDO IPOCLOROSO	- IPO - OSO
ACIDO CLOROSO	- OSO
ACIDO CLORICO	- ICO
ACIDO PERCLORICO	- PER - ICO



Nel caso degli alogenuri i 4 m.o. sono +1, +3, +5, +7

F₂O fa eccezione ossidride fluoridrico pur non essendo una vero ossidride perché M.O. = -1

m.o. = -1 non si verifica nelle ossidride

"SE IL METALLO HA 1 SOLO N. di O LO SI CONSIDERA COME QUELLO MAGGIORE (-ico) MA IN GENERE SI USA LA NOMENCLATURA SISTEMATICA" (STOCK O IUPAC)

ES. Na₂O è l'ossido di sodio oppure raramente ossido sodico

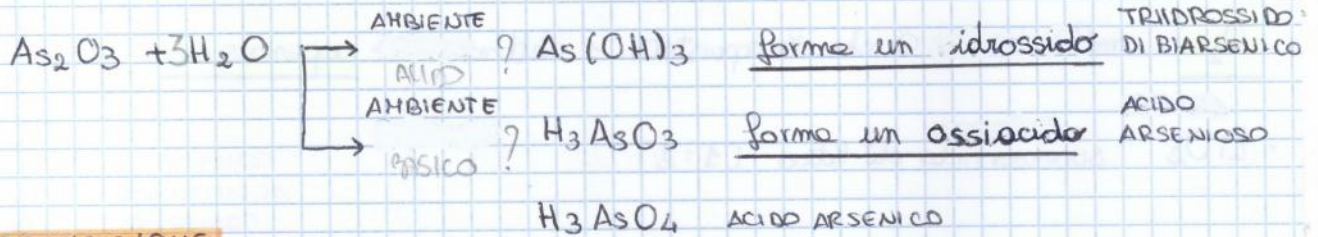
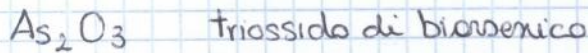


questo vale anche per i non metalli e gli acidi

ES. B₂O₃ ossidride borico



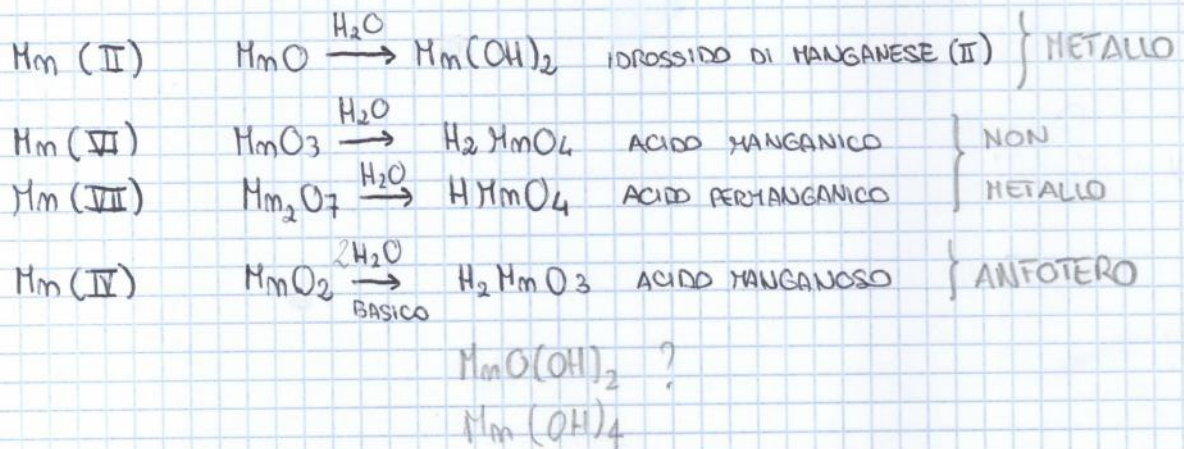
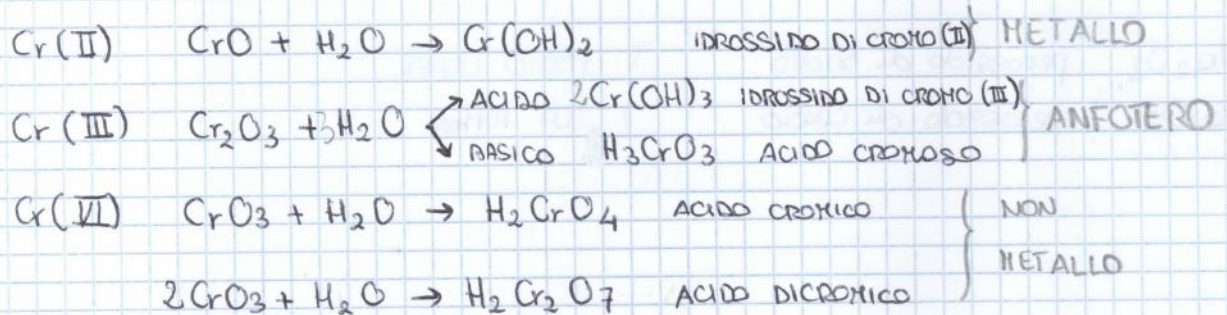
ELEMENTI ANFOTERI: elementi il cui ossido può avere sia carattere acido che basico a seconda dell'ambiente in cui si trova
SEMIMETALLI (As, Sb, ...)



TRANSIZIONE

GUARDO LA CARICA:

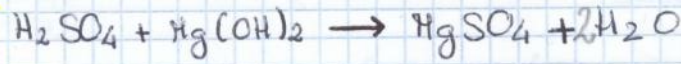
- PER BASSI VALORI → metalli
- PER MEDI VALORI → anfoteri
- PER ALTI VALORI → non metalli [VI e VII]



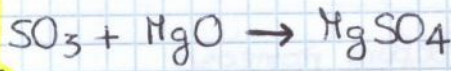
SALI: acido + base → sale + H₂O

SALI NEUTRI

OSIACIDO IDROSSIDO

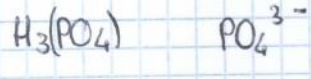
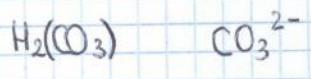
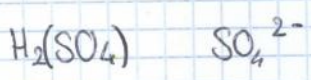
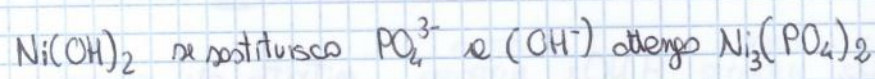
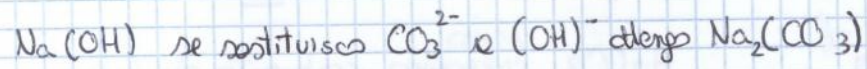
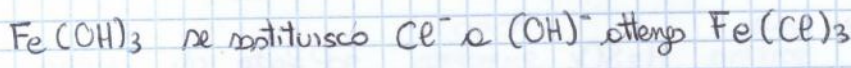


*

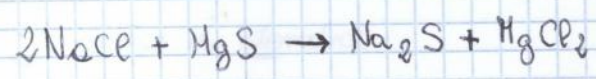


Se parto dagli ossidi trovo il SALE senza H₂O

ACIDO ↓		SALE ↓
H ₃ PO ₄	se sostituisco Li ⁺ a H ⁺ ottengo	Li ₃ PO ₄
H ₂ S	se sostituisco Ca(II) a H ⁺ ottengo	CaS
HCl	se sostituisco Mg ²⁺ a H ⁺ ottengo	MgCl ₂



ANIONE

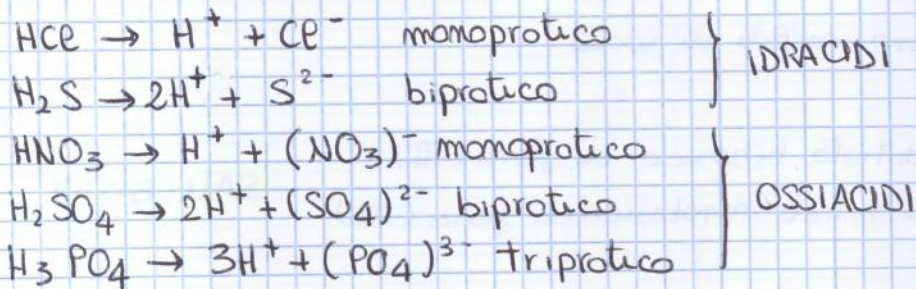
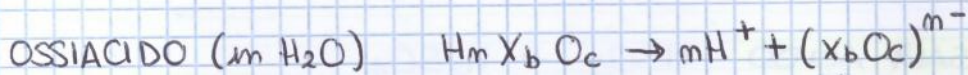
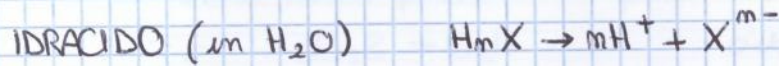


SALI BINARI: formati da un metallo e da un non metallo.

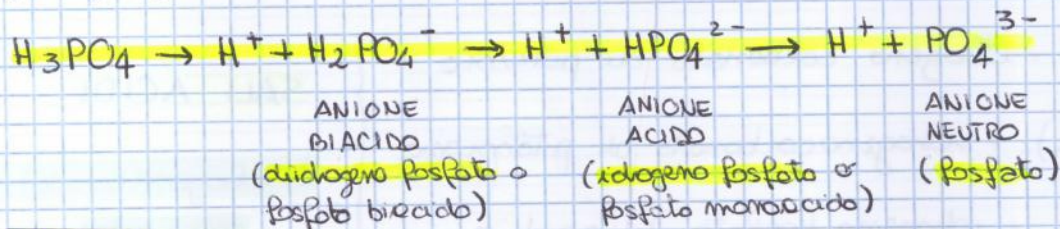
Il simbolo del metallo si scrive prima di quello del non metallo.

Possono essere ottenuti per reazione tra un idracido e un idrossido oppure per reazione tra un metallo e un non metallo (vedi sali da idracidi).

DISSOCIAZIONE ACIDI IN ACQUA



per giungere alla dissociazione completa



ANIONI

nome + prefisso numerico + radice elemento + ione

- | | |
|----------------------------------|----------------------------------|
| Al^{3-} ione alluminio | O^{2-} ione ossido |
| B^{3-} ione boro | O_2^{2-} ione perossido |
| C^{4-} ione carbonio | O_2^- ione superossido |
| I^- ione ioduro | |
| N^{3-} ione nitruro | |
| S_2^{2-} ione disolfuro | |

CATIONI

- | | |
|-------------------------------------|-----------------|
| Cu^+ ione rameoso | } MONOCATIONICI |
| Cu^{2+} ione rameico | |
| Au^{3+} ione aurico | |
| H^+ ione idrogeno | |
| Zn^{2+} ione zinco | |
| H_3O^+ ione ossonio | } POLICATIONICI |
| NH_4^+ ione ammonio | |

Ossiacidi

CO ₂	→	H ₂ CO ₃	(C +4)	A. Carbonico
N ₂ O ₃	→	HNO ₂	(N +3)	A. Nitroso
N ₂ O ₅	→	HNO ₃	(N +5)	A. Nitrico
SO ₂	→	H ₂ SO ₃	(S +4)	A. Solforoso
SO ₃	→	H ₂ SO ₄	(S +6)	A. Solforico
Cl ₂ O	→	HClO	(Cl +1)	A. Ipocloroso
Cl ₂ O ₃	→	HClO ₂	(Cl +3)	A. Cloroso
Cl ₂ O ₅	→	HClO ₃	(Cl +5)	A. Clorico
Cl ₂ O ₇	→	HClO ₄	(Cl +7)	A. Perclorico
B ₂ O ₃	→	H ₃ BO ₃	(B +3)	A. Borico ←
P ₂ O ₅	→	H ₃ PO ₄	(P +5)	A. Fosforico ←
CrO ₃	→	H ₂ CrO ₄	(Cr +6)	A. Cromico
CrO ₃	→	H ₂ Cr ₂ O ₇	(Cr +6)	A. Dicromico
MnO ₃	→	H ₂ MnO ₄	(Mn +6)	A. Manganico
Mn ₂ O ₇	→	HMnO ₄	(Mn +7)	A. Permanganico

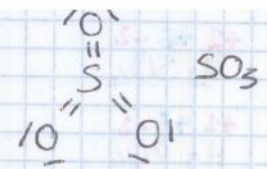
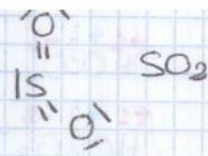
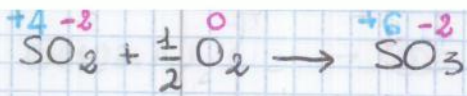
MA SONO
METALLI!!

↓
ANIDRIDI POICHÉ ESISTE L'ACIDO

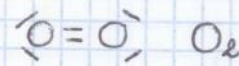
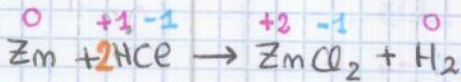
↓
OSSIDIACIDI

Idracidi (GRUPPO 17 + S)

HF	Acido Fluoridrico (F -1)
HCl	Acido Cloridrico (Cl -1)
HBr	Acido Bromidrico (Br -1)
HI	Acido Iodidrico (I -1)
H ₂ S	Acido Solfidrico (S -2)
HCN	Acido Cianidrico (CN)

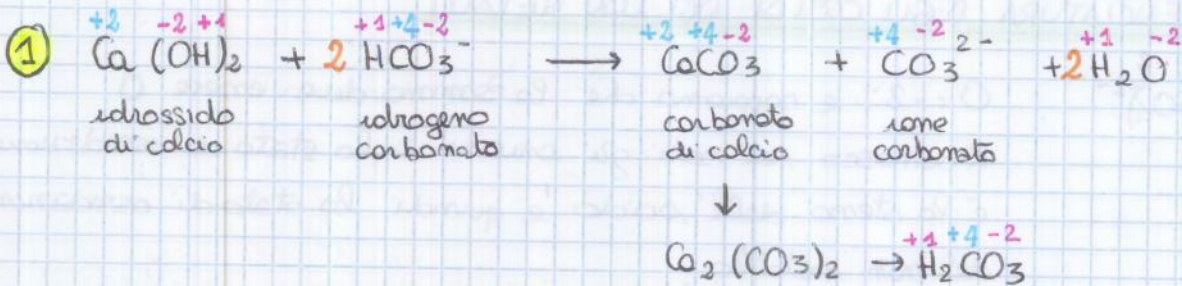


OSSIDO - RIDUZIONE



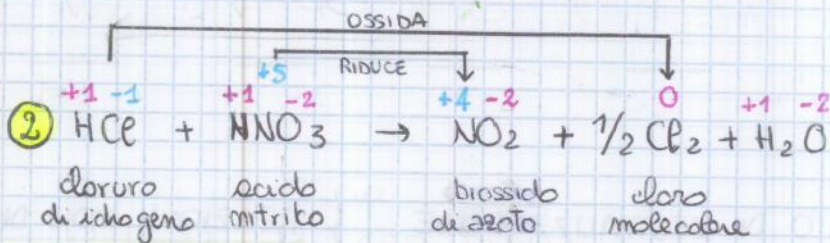
OSSIDO-RIDUZIONE

ESEMPI



NON È UNA REAZIONE DI OSSIDO-RIDUZIONE

- bilancio le masse mettendo numeri davanti alle formule
- bilancio le cariche (tante cariche + o - a dx quante a sx)



REAZIONE DI OSSIDO RIDUZIONE (REDOX)

Cl si ossida passa da -1 a 0

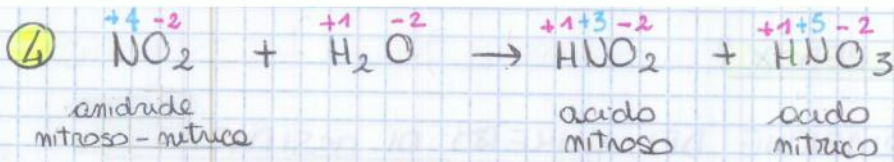
N si riduce passa da +5 a +4

La specie chimica che si ossida è **RIDUCENTE**

La specie chimica che si riduce è **OSSIDANTE**

HCl riducente

HNO₃ ossidante



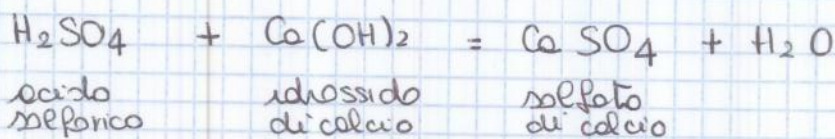
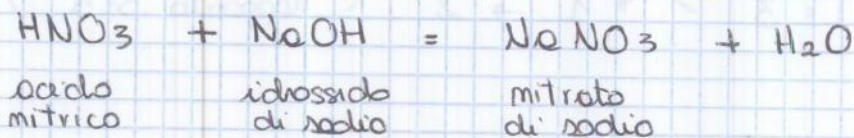
REAZIONE DI DISMUTAZIONE: lo stesso elemento si ossida e si riduce contemporaneamente.

DISPROPORZIONAMENTO

REAZIONI CHIMICHE: equazioni che mettono in relazione le sostanze che reagiscono (reagenti) e quelle che si formano (prodotti). Si impone la conservazione del n° di atomi durante il processo.

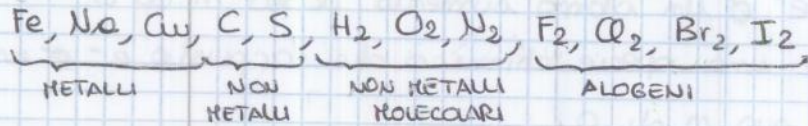
- 1) Reazioni che non comportano la variazione del numero di ossidazione degli atomi presenti nelle sostanze che vi prendono parte
 - REAZIONI ACIDO - BASE
 - REAZIONI DI SCAMBIO
- 2) Reazioni che comportano la variazione del numero di ossidazione degli atomi presenti nelle sostanze che vi prendono parte
 - REAZIONI DI OSSIDO - RIDUZIONE o REDOX

- REAZIONI ACIDO - BASE o reazioni di solificazione, avvengono tra una sostanza a carattere acido e una a carattere basico con formazione di sali.



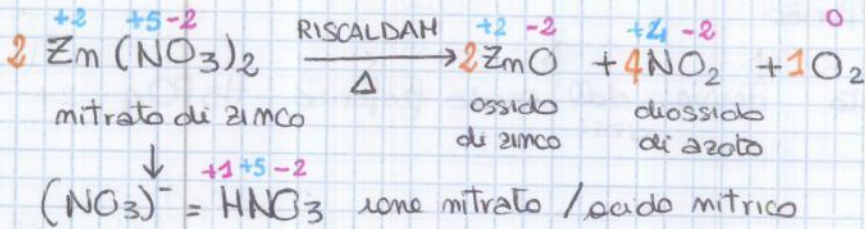
OSSIACIDO IDRACIDO

30 OTTOBRE 2014

ESERCITAZIONE 4**REAZIONI DI OSSIDO RIDUZIONE** → Trasferimento di e^- **NUMERO DI OSSIDAZIONE**- **SOSTANZE ELEMENTARI** → $m.o. = 0$ 

- **METALLI ALCALINI ALLO STATO COMBINATO** → $m.o. = +1$
- **METALLI ALCALINO-TERROSI ALLO STATO COMBINATO** → $m.o. = +2$
- **H COMBINATO CON ALTRI ELEMENTI IN COMPOSTI** → $m.o. = +1$
- **H NEGLI IDRURI DEI METALLI ALCALINI O ALCALINO TERROSI** → $m.o. = -1$
- **O COMBINATO CON ALTRI ELEMENTI IN COMPOSTI** → $m.o. = -2$
- **O NEI PEROSSIDI** [Li₂O₂ e H₂O₂] → $m.o. = -1$
- **O NEI SUPEROSSIDI** [KO₂] → $m.o. = -1/2$
- **O NEL DIFLUORURO DI OSSIGENO OF₂** → $m.o. = +2$
- **GLI ALOGENI NEGLI ALOGENURI** → $m.o. = -1$
- **GLI IONI** → $m.o. =$ carica dello ione [Na⁺ e S²⁻]
- **Al** stato combinato → $m.o. = +3$
- **Zn** stato combinato → $m.o. = +2$
- **Fe** stato combinato → $m.o. = +2$ o $+3$
- **Cu** stato combinato → $m.o. = +1$ o $+2$

3



O IN PARTE SI
 OSSIDA E IN
 PARTE RIMANE
 INVARIATO E
 RIDUCENTE E
 OSSIDANTE SONO
 NELLO STESSO COMPOSTO

O in parte si ossida $-2 \rightarrow -2$ e 0

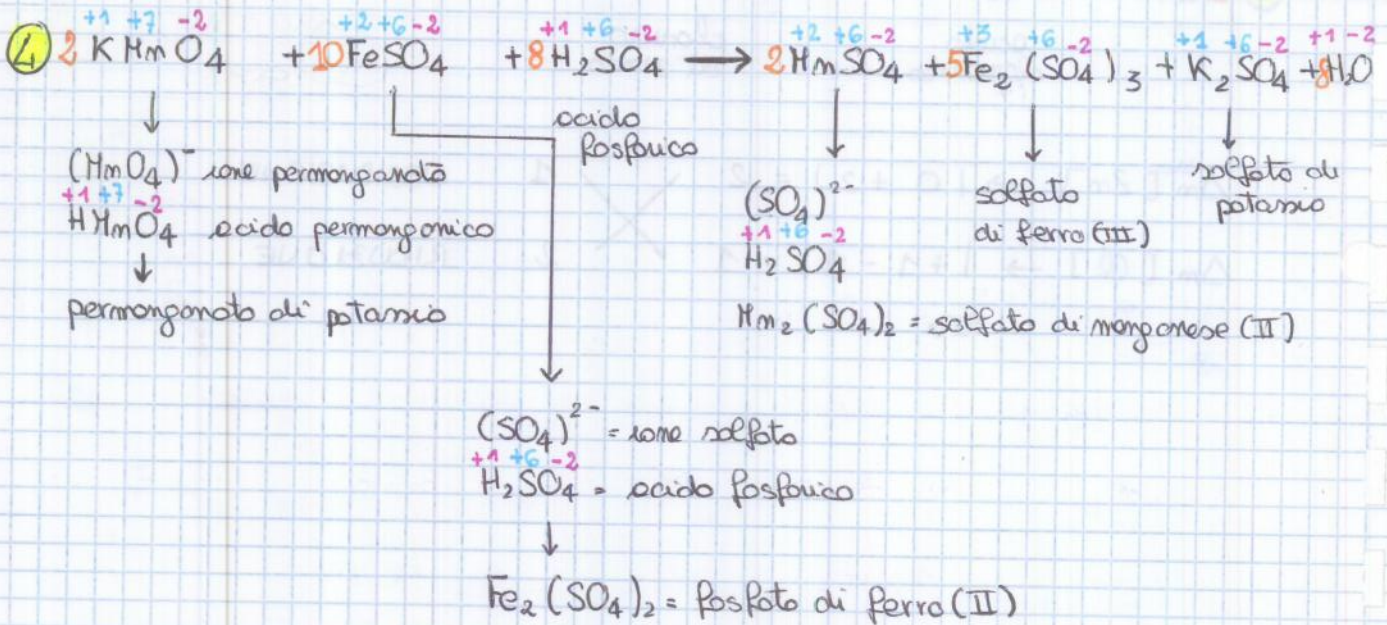
Risolve l'equazione nel verso opposto \rightarrow REAZIONE DI DISMUTAZIONE



$$\Delta m(\text{N}) = | +4 + 5 | = +1 \text{ cede un } e^- \quad \times \quad 4$$

$$\Delta m(\text{O}) = | 0 - 2 | = +2 \times 2 = 4 \quad \times \quad 1$$

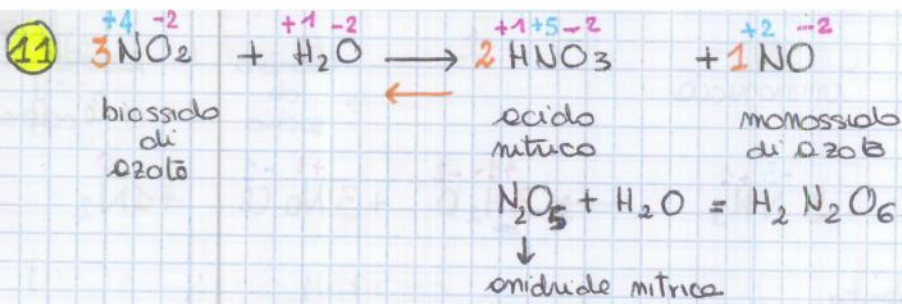
\downarrow
 reagente con
 pedice 2 (2 atomi di O)



$$\Delta m[\text{Mn}] \rightarrow | +7 + 2 | = 5 \quad \times \quad 1 \times 2 = 2$$

$$\Delta m[\text{Fe}] \rightarrow | +2 + 3 | = 1 \quad \times \quad 5 \times 2 = 10$$

\uparrow
 MOLTIPLICO X 2
 PER COMODITÀ,
 HO NUMERI
 PARI

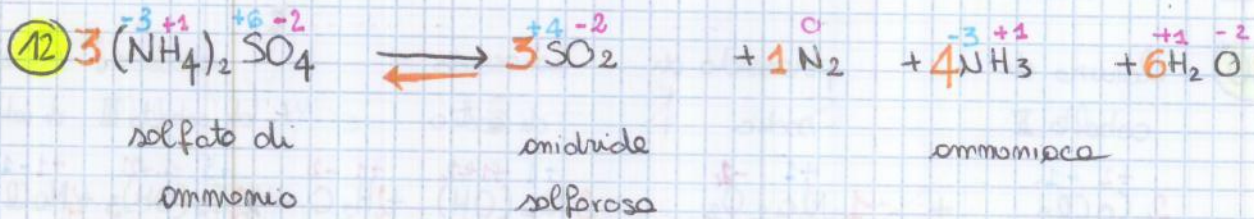


$\Delta_m [\text{HNO}_3] = |1+5+4| = 1$ 2

$\Delta_m [\text{NO}] = |1+2+4| = 2$ 1

N SI OSSIDA E SI RIDUCE

In questo caso, risulterebbe preferibile vedere la reazione al contrario



$(\text{SO}_4)^{2-}$ = ione solfato
 $\overset{+1}{\text{H}_2}\overset{+6}{\text{S}}\overset{-2}{\text{O}_4}$ = acido solforico
 $(\text{NH}_4)^+$ = ione ammonio

$\Delta_m [\text{N}] = |-3+0| = 3 \times 2 = 6$ 1

$\Delta_m [\text{S}] = |1+6+4| = 2$ 3

**N IN PARTE SI OSSIDA E IN PARTE RIMANE INVARIATA
 RIDUCENTE E OSSIDANTE SOLO NELLO STESSO COMPOSTO**

Più conveniente fare il procedimento al contrario.

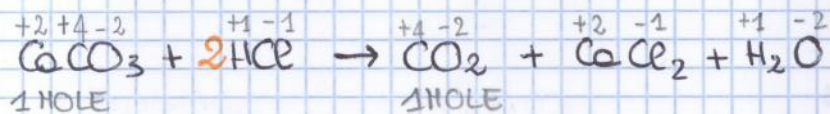
6 NOVEMBRE 2014

ESERCITAZIONE 5

STECCHIOMETRIA

- ④ Calcolare il volume di CO_2 misurato ad 1 atmosfera e a 25°C che si sviluppa facendo reagire 10g di carbonato di calcio CaCO_3 con acido cloridrico HCl in eccesso.

So che la soluzione si arresta quando ho terminato CaCO_3
(reagente non in eccesso) → REAGENTE LIMITANTE DELLA REAZIONE



È una reazione di decomposizione e non di ossido riduzione

$$PV = nRT$$

ep. dei gas perfetti perché ho benissimo P

$$V_{\text{CO}_2} = \frac{nRT}{P}$$

- Trasformo i grammi del reagente in moli:

$$PM_{\text{CaCO}_3} = (40 + 12 + 3 \times 16) \text{ g/mole} = 100 \text{ g/mole}$$

$$mole_{\text{CaCO}_3} = \frac{10 \text{ g}}{100 \text{ g/mole}} = 0,1 \text{ moli di } \text{CO}_2 \text{ prodotte}$$

$$V_{\text{CO}_2} = \frac{0,1 \text{ mol} \times 0,0821 \frac{\text{l} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \times (25 + 273) \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 2,4 \text{ l}$$

$$R = 0,0821 \frac{\text{l} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

LIMITANTE
 . Per consumare tutto l'HNO₃ sono necessarie

$$\text{mmoli HNO}_3 = 0,941 \text{ moli}$$

$$\text{mmoli Bi} \text{ necessarie} = \frac{0,941}{4} = 0,235 \text{ moli}$$

$0,235 < 0,476$ il Bi è in eccesso

mmoli NO 4 m moli di HNO₃

$$\text{moli NO} = \frac{0,941}{4} = 0,235 \text{ moli}$$

$$\text{PM NO} = 14 + 16 = 30 \text{ g/mole}$$

$$\text{g NO} = 30 \times 0,235 = 7,05 \text{ g}$$

C Calcolare la quantità in grammi di Cl₂ necessaria per produrre con eccesso di Na(OH) 30,8 g di NaClO₃ sapendo che la resa % della reazione è del 71,7%.



DISPUTAZIONE

$$\Delta m [\text{NaClO}_3] = |1 + 5 + 0| = +5 \quad \times \quad 1$$

$$\Delta m [\text{NaCl}] = |-1 + 0| = +1 \quad \times \quad 5$$

$$\text{PM NaClO}_3 = 106 \text{ g/mole}$$

$$\text{moli NaClO}_3 = 30,8 / 106 = 0,290 \text{ moli}$$

$$\text{moli Cl}_2 = 3 \times 0,290 = 0,870 \text{ moli}$$

$$\underline{0,870 : X = 71,7 : 100}$$

$$\underline{X = 1,21 \text{ moli}}$$

$$\text{g Cl}_2 = 1,21 \times 70,9 = 86 \text{ g}$$

20 NOVEMBRE 2014

ESERCITAZIONE 6**ESERCIZI SUI GAS**

- A) Una certa quantità di gas occupa in condizioni normali un V di 0,530 l. Calcolare il V occupato a -125°C e 12,8 atm dalla stessa quantità di gas.

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

$$P_1 = 1 \text{ atm}$$

$$T_1 = 273,15 \text{ K}$$

$$P_2 = 12,8 \text{ atm}$$

$$T_2 = -125^{\circ}\text{C} + 273,15 = 148,15 \text{ K}$$

$$V_1 = 0,530 \text{ l}$$

$$V_2 = \frac{P_1 V_1}{T_1} \cdot \frac{T_2}{P_2} = \frac{1 \text{ atm} \cdot 0,530 \text{ l} \cdot (273,15 - 125) \text{ K}}{273,15 \text{ K} \cdot 12,8 \text{ atm}} = 0,0224 \text{ l}$$

- B) 3,945g di un gas incognito occupano un V di 4,136 ml alla T di 75°C e alla P di 722 Torr. Determinare la massa molecolare del gas.

$$PV = nRT \quad n = \frac{g_{\text{gas}}}{PM} \quad PV = \frac{g}{PM} RT \quad PM = \frac{gRT}{PV}$$

$$V = 4,136 \text{ l}$$

$$P = 722/760 \text{ atm} = 0,950 \text{ atm}$$

$$T = (75 + 273) \text{ K} = 348 \text{ K}$$

$$PM = \frac{3,945 \text{ g} \cdot 0,0821 \frac{\text{l} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 348 \text{ K}}{0,950 \text{ atm} \cdot 4,136 \text{ l}} = 28,7 \text{ g/mole}$$

28,7 una perché è richiesta la massa molecolare

1 ① Calcolare la P in atmosfere a cui si deve sottoporre una data quantità di gas, che occupa un V di $1,30 \times 10^2$ l alla T di $85,6^\circ\text{C}$ e alla P di $2,10 \times 10^4$ Pa, affinché occupi un volume di 105 l alla T di 341°C

② Calcolare la quantità in g di Cl_2 che occupa un volume di 682 ml alla T di $38,2^\circ\text{C}$ e alla P di 435 torr

③ 2,926 g di un gas incognito occupano un V di 1,00 l in condizioni normali. Calcolare il PM del gas.

①

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

$$V_1 = 1,30 \times 10^2 \text{ l}$$

$$T_1 = 85,6 + 273,15 = 358,75 \text{ K}$$

$$P_1 = \frac{2,10 \times 10^4}{101325} = 0,207 \text{ atm}$$

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

$$V_2 = 105 \text{ l}$$

$$T_2 = 341 + 273,15 = 614,15 \text{ K}$$

$$P_2 = \frac{P_1 V_1}{T_1} \cdot \frac{T_2}{V_2} = \frac{0,207 \text{ atm} \times 1,30 \times 10^2 \times 614,15 \text{ K}}{358,75 \text{ K} \times 105 \text{ l}}$$

$$P_2 = 0,448 \text{ atm} = 4,48 \times 10^{-1} \text{ atm}$$

②

$$PV = nRT \quad n = \frac{PV}{RT} \quad g = \frac{PV}{RT} \cdot PM$$

$$P = 435 \text{ torr} / 760 = 0,572 \text{ atm}$$

$$T = 38,2 + 273,15 = 311,35 \text{ K}$$

$$V = 0,682 \text{ l}$$

$$n = \frac{0,572 \text{ atm} \times 0,682 \text{ l}}{0,0821 \times 311,35 \text{ K}} = 0,015 \text{ moli}$$

$$PM_{\text{Cl}_2} = 70,91 \text{ g/mole}$$

$$g_{\text{Cl}_2} = 70,91 \times 0,015 = 1,08 \text{ g}$$

HISCELE DI GAS

A) Una miscela gassosa ha la seguente composizione percentuale in V

$$N_2 = 30\% \quad CO = 50\% \quad O_2 = 20\%$$

100 g di miscela sono posti in un recipiente di 10 l alla T di 27°C. Calcolare le P parziali di gas

$$X_{N_2} = 0,30 \quad X_{CO} = 0,50 \quad X_{O_2} = 0,20 \times N_A \text{ MOLECOLE DI } O_2$$

$$X = 30/100$$

1 MOLE DI MISCELA

$$\left. \begin{aligned} 0,30 \text{ mole di } N_2 \times (14 \times 2) &= g_{N_2} = 8,4 \text{ g } N_2 \\ 0,50 \text{ mole di } CO \times (12+16) &= g_{CO} = 14 \text{ g } CO \\ 0,20 \text{ mole di } O_2 \times (16 \times 2) &= g_{O_2} = 6,4 \text{ g } O_2 \end{aligned} \right\} \begin{array}{l} 28,8 \text{ g/mole} \\ \bar{M} \text{ medio} \\ \text{della miscela} \end{array}$$

$$n_{\text{mole miscela}} = \frac{100 \text{ g}}{28,8 \text{ g/mole}} = 3,47 \text{ mole}$$

$$\boxed{PV = nRT} \quad P_{\text{TOT}} = \frac{nRT}{V} = \frac{3,47 \text{ mole} \times 0,821 \frac{\text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \times (273+27) \text{ K}}{10 \text{ l}}$$

$$P_{\text{TOT}} = 8,55 \text{ atm}$$

LEGGE DI DALTON

$$\boxed{P_i = X_i \cdot P_{\text{TOT}}}$$

$$P_{N_2} = 0,30 \times 8,55 = 2,56 \text{ atm}$$

$$P_{CO} = 0,50 \times 8,55 = 4,27 \text{ atm}$$

$$P_{O_2} = 0,20 \times 8,55 = 1,71 \text{ atm}$$

- Calcolo le p_i (A)

$$p_i = X_i \cdot P_{TOT}$$

$$P_{H_2} = 0,93 \times 0,947 = 0,88 \text{ atm}$$

$$P_{CH_4} = 0,038 \times 0,947 = 0,036 \text{ atm}$$

$$P_{CO} = 0,032 \times 0,947 = 0,030 \text{ atm}$$

$$P_{CO_2} = 0,005 \times 0,947 = 0,005 \text{ atm}$$

- Calcolo la densità (B)

$$d = \frac{P \cdot \bar{M}}{R \cdot T} = \frac{0,947 \times 3,59}{0,0821 \times 293} = 0,14 \text{ g/l}$$

B Calcolare la molalità di una soluzione ottenuta mescolando V uguali di una soluzione al 30% in peso di H_2SO_4 con $d = 1,218 \text{ g/ml}$ e di una soluzione al 70% in peso di H_2SO_4 con $d = 1,610 \text{ g/ml}$.
Se la d della soluzione ottenuta vale $1,425 \text{ g/ml}$, calcolare:

- la M molalità di H_2SO_4
- $X_{H_2SO_4}$

ipotesi $V = 100 \text{ ml}$ $d = \frac{m}{V}$

SOLUZIONE (A)

$$V_{H_2SO_4} = 100 \times (30 \div 100) = 30 \text{ ml}$$

$$g_{H_2SO_4(A)} = 36,54 \text{ g}$$

$$g_{\text{SOLUZIONE(A)}} = 100 \times 1,218 = 121,8 \text{ g}$$

$$g_{H_2O(A)} = 121,8 - 36,54 = 85,26 \text{ g}$$

SOLUZIONE (B)

$$V_{H_2SO_4} = 100 \times (70 \div 100) = 70 \text{ ml}$$

$$g_{H_2SO_4(B)} = d \cdot V = 112,7 \text{ g}$$

$$g_{\text{SOLUZIONE(B)}} = 100 \times 1,610 = 161 \text{ g}$$

$$g_{H_2O(B)} = 161 - 112,7 \text{ g} = 48,3 \text{ g}$$

$$g_{H_2SO_4} = 36,54 + 112,7 = 149 \text{ g} \quad \underline{\text{SOLUTO}}$$

$$g_{H_2O} = 85,26 + 48,3 = 134 \text{ g} \quad \underline{\text{SOLVENTE}}$$

$$\text{moli } H_2SO_4 = \frac{149 \text{ g}}{98 \text{ g/mole}} = 1,52 \text{ moli}$$

$$\underline{\text{molalità}} = \frac{\text{moli soluto}}{\text{Kg solvente}} = \frac{1,52 \text{ moli}}{0,134 \text{ Kg}} = 11,34 \frac{\text{mol}}{\text{Kg}}$$

$$g_{\text{SOLUZIONE}} = g_{H_2SO_4} + g_{H_2O} = 283 \text{ g}$$

$$V_{\text{SOLUZIONE}} = \frac{283 \text{ g}}{1,425 \text{ g/ml}} = 199 \text{ ml} \quad (\text{i volumi non sono additivi})$$

$$\underline{M_{H_2SO_4}} = \frac{\text{moli soluto}}{V_{\text{SOLUZIONE}}} = \frac{1,52 \text{ moli}}{0,199 \text{ l}} = 7,64 \frac{\text{mol}}{\text{l}}$$

$$\underline{X_{H_2SO_4}} = \frac{1,52 \text{ moli}}{1,52 + (134/18)} = 0,17$$

1 l di soluzione corrisponde a 1100 g $d = \frac{m}{V} \rightarrow 1100 \times 1$

$$g_{\text{soluto}}(1 \text{ L di soluzione}) = \frac{9,75 \times 1100}{100} = 107 \text{ g AB}_2$$

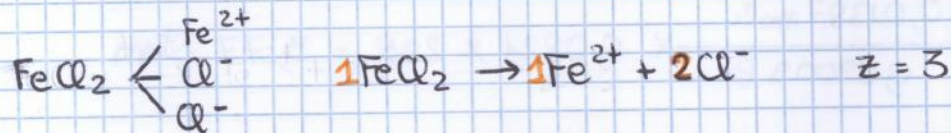
$$g_{\text{H}_2\text{O}}(1 \text{ L di soluzione}) = 1100 - 107 = 993 \text{ g}$$

$$0,228 : 100 \text{ g di solvente} = X \text{ moli AB}_2 : 993$$

$$X \text{ moli AB}_2 (1 \text{ L di soluzione}) = 0,226 \text{ moli} \rightarrow \text{è la MOLARITÀ perché è già 1 litro}$$

$$\Pi = 3 \times \frac{0,226 \text{ moli}}{1 \text{ l}} \times 0,0821 \times 298 = 16,6 \text{ atm}$$

- ① Calcolare la concentrazione molare di Cl^- (cloruro) in una soluzione espresa al 4% in peso di cloruro ferroso con $d = 1,01 \text{ g/cm}^3$



Ipotesi 100 g \rightarrow 4 g FeCl_2 e 96 g H_2O

$$\text{moli FeCl}_2 = \frac{4 \text{ g}}{126,84} = 0,03154 \text{ moli}$$

$$\text{moli Cl}^- = 0,063072 \text{ moli}$$

$$M = \frac{\text{moli Cl}^-}{\text{l soluzione}}$$

$$d = \frac{m}{V} \quad V_{\text{soluz}} = \frac{m}{d} = \frac{100 \text{ g}}{1,010} = 0,099 \text{ l}$$

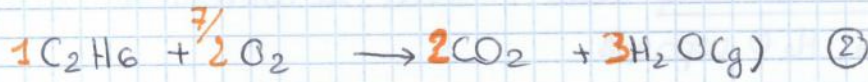
$$M = \frac{0,063072}{0,099} = 0,64 \frac{\text{mol}}{\text{l}}$$

$$0,91 = 1,86 \times \frac{0,30 \text{ l}}{\left(\frac{1080,7 - 22,22}{1000}\right) \text{ kg}} \times (1 + 2\alpha)$$

$$0,91 = 0,5272 (1 + 2\alpha)$$

$$\alpha = 0,363$$

ARIA $O_2 = 21\%$ $N_2 = 78\%$ $Ar = 1\%$



$$\Delta H_{\text{reaz}①} = [1 \times (-94 \text{ Kcal/mol}) + 2 \times (-57,8 \text{ Kcal/mol}) - (-17,9 \text{ Kcal/mol})]$$

$$\Delta H_{\text{reaz}①} = -191,7 \text{ Kcal}$$

$$\Delta H_{\text{reaz}②} = [2 \times (-94,0 \text{ Kcal/mol}) + 3 \times (-57,8 \text{ Kcal/mol}) - (-20,2 \text{ Kcal/mol})]$$

$$\Delta H_{\text{reaz}②} = -341,2 \text{ Kcal}$$

$$1 \text{ m}^3 = 1000 \text{ l}$$

$$V_{CH_4} = 400 \text{ l}$$

$$V_{C_2H_6} = 600 \text{ l}$$

$$\underline{\underline{\text{moli } CH_4 = \frac{PV}{RT} = \frac{1 \times 400}{0,0821 \times 273} = 17,8 \text{ moli}}}$$

$$\underline{\underline{\text{moli } C_2H_6 = \frac{PV}{RT} = \frac{1 \times 600}{0,0821 \times 273} = 26,8 \text{ moli}}}$$

$$\Delta H_{\text{TOT}①} = -191,7 \times 17,8 = -3412,26 \text{ Kcal}$$

$$\Delta H_{\text{TOT}②} = -341,2 \times 26,8 = -9144,16 \text{ Kcal}$$

$$\underline{\underline{\Delta H_{\text{TOT}} = \Delta H_{\text{TOT}①} + \Delta H_{\text{TOT}②} = -12556 \text{ Kcal}}}$$

$$- \underline{\underline{\text{moli } O_2 \text{ necessaria} = (17,8 \times 2) + (26,8 \times \frac{7}{2}) = 129,4 \text{ moli}}}$$

$$\underline{\underline{V_{O_2} = \frac{nRT}{P} = \frac{129,4 \times 0,0821 \times 273}{1} = 2900 \text{ l}}}$$

$$2900 : 21 = x : 100$$

$$V_{\text{ARIA}} = 13,8 \text{ m}^3$$

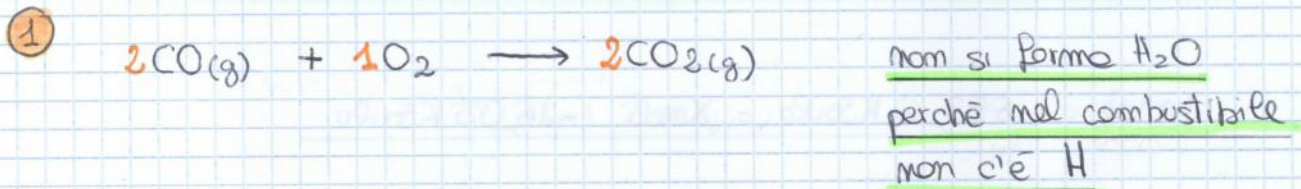
51

① Calcolare il calore prodotto a Pcost dalla combustione di 1 m^3 di miscela costituita da CO 6% in vol He 10% vol N_2 84% vol. (bruciate con la quantità d'aria stechiometrica). $T = 25^\circ\text{C}$.

② Calcolare quanti grammi di $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s})$ sviluppano un calore di $-16,05 \text{ KJ}$ per reazione con Al in eccesso



③ Calcolare il calore in KJ sviluppato nella combustione a Pcost di 20 cm^3 di benzene C_6H_6 liquido ($d = 0,78 \text{ g/ml}$) con formazione di H_2O vapore. $T = 25^\circ\text{C}$



He e N_2 non bruciano → danno combustione a composti che contengono C o H₂

$$\Delta H^\circ_{\text{form}}(\text{CO}(\text{g})) = -110,5 \text{ KJ/mol}$$

$$\Delta H^\circ_{\text{form}}(\text{CO}_2(\text{g})) = -393,5 \text{ KJ/mol}$$

$$\Delta H_{\text{reaz}} = [2 \times (-393,5) - 2 \times (-110,5)] = -566 \text{ KJ}$$

$$\underline{1 \text{ m}^3 = 1000 \text{ l}}$$

$$V_{\text{CO}} = 60 \text{ l}$$

$$\underline{\text{mol CO}} = \frac{PV}{RT} = \frac{1 \times 60}{0,0821 \times 298} = 2,45 \text{ mol}$$

$$\Delta H_{\text{TOT}} = -566 \times \frac{2,45}{2} = -693,3 \text{ KJ} \quad 2 : -566 = 2,45 : X$$

11 DICEMBRE 2014

ESERCITAZIONE 9

EQUILIBRI OMOGENEI IN FASE GAS

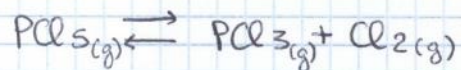
A) In un reattore mantenuto alla T di 290°C e alla P di $3,70\text{ atm}$ vengono introdotti 39 g di $\text{Cl}_2(\text{g})$ e 355 g $\text{PCl}_5(\text{e})$ pentacloruro di fosforo. Sapendo che a questa T la K_c dell'equilibrio

$\text{PCl}_5(\text{g}) \rightleftharpoons \text{PCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$ vale $0,050$, calcolare la composizione % in volume della miscela in equilibrio.

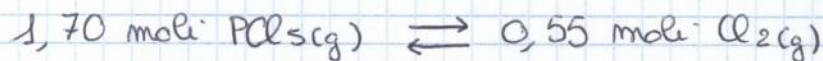
$$\text{moli Cl}_2 = \frac{39\text{ g}}{71\text{ g/mole}} = 0,55\text{ moli}$$

$$\text{moli PCl}_5 = \frac{355\text{ g}}{208\text{ g/mole}} = 1,70\text{ moli}$$

} quantità
iniziali

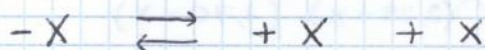


+ Immagino uno stato iniziale non in equilibrio



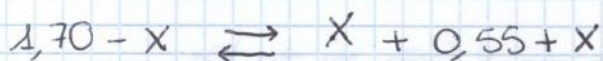
+ Mi manca un prodotto, la reazione va da dx verso dx.

Impongo questa variazione che è la mia incognita



i rapporti stechiometrici
sono tutti 1:1 quindi
ho tutte X (moli che si
sono formate)

+ Scrivo la reazione in equilibrio



$$k_p = 0,050 \cdot (0,0821 \cdot (290 + 273))^1 = 2,31$$

$$2,31 = \frac{0,55X + X^2}{(2,25 \cdot 1,70) - 2,25X + 1,70X - X^2} \cdot 3,70$$

$$0,63 = \frac{(0,55 + X)X}{3,83 - 0,55X - X^2}$$

$$2,42 - 0,35X - 0,63X^2 - 0,55X - X^2 = 0$$

$$+1,63X^2 + 0,9X - 2,42 = 0$$

$$X_{1,2} = \frac{-0,9 \pm \sqrt{0,9^2 - 4 \cdot 1,63 \cdot (-2,42)}}{2 \cdot 1,63}$$

trao 2 soluzioni ma solo una delle due è accettabile ed è l'unica che sostituita nelle moli all'equilibrio mi dà sempre un valore positivo

$$X_1 = 0,97$$

$$X_2 = -1,52$$

X_1 e X_2 potrebbero essere entrambe positive.

In questo problema X_2 non è accettabile poiché sostituendola nell' X di P_{Cl_3} ottengo un valore negativo e quindi non accettabile.

Il numero negativo non è mai accettabile se ho all'equilibrio un numero = X

+ La soluzione è $X_1 = 0,97$ quindi sostituisco

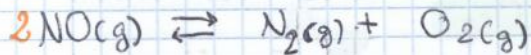
$$1,70 - 0,97 \Leftrightarrow 0,97 + (0,55 + 0,97)$$

$$\%V_{Cl_2} = X_{Cl_2} \cdot 100 = 0,47 \cdot 100 = 47\%$$

$$\%V_{P_{Cl_3}} = X_{P_{Cl_3}} \cdot 100 = 0,30 \cdot 100 = 30\%$$

$$\%V_{P_{Cl_5}} = X_{P_{Cl_5}} \cdot 100 = 0,23 \cdot 100 = 23\%$$

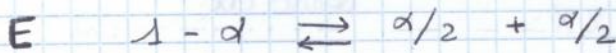
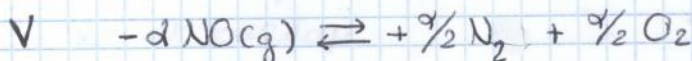
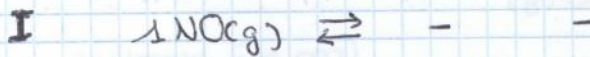
B) Calcolare il grado di dissociazione di NO a 300°C sapendo che a questa T il valore di Kc è 116



NON È DETTO CHE LA T HI SERVA
NEI CALCOLI MA È SEMPRE FORNITA

Il bilanciamento è sempre fornito poiché il valore della T e Kc è riferito a quella reazione

+ Scelgo uno stato iniziale a priori (REAZ. DA SX A DX)



α = grado di dissociazione

↳ HOI CHE SI DISSOCIANO, È LA MIA X

+ Uom fo me' P e me' V

$$K_c = \frac{[\text{N}_2] \cdot [\text{O}_2]}{[\text{NO}]^2} = \frac{\left(\frac{d/2}{V}\right) \cdot \left(\frac{d/2}{V}\right)}{\left(\frac{1-d}{V}\right)^2} = \frac{\left(\frac{d}{2}\right)^2}{(1-d)^2}$$

$\Delta V = 0 \rightarrow$ non c'è variazione del n° di moli di gas

$K_c = K_p$ ←

$$116 = \frac{d^2}{4(1-d)^2}$$

$$464 + 464d^2 - 928d - d^2 = 0$$

$$643d^2 - 928d + 464 = 0$$

$$d = \frac{928 \pm \sqrt{928^2 - 4 \cdot 643 \cdot 464}}{2 \cdot 643} = \begin{cases} d_1 = 0,956 \\ d_2 = 1,04 \end{cases}$$

$$d_1 = 0,956 > 0$$

L'unica soluzione accettabile è quella positiva poiché fo i 2 $\frac{d}{2}$, in questo caso ho 2 soluzioni positive, le verifico. d_2 non va bene perché mi dà un valore negativo nei reagenti

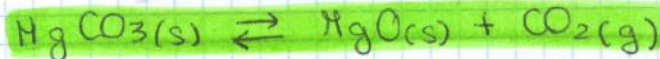
$$0,85 - 4,85x^2 = 0$$

$$x = \frac{\pm \sqrt{-4 \cdot 0,85 \cdot (-4,85)}}{2 \cdot (-4,85)} \begin{cases} -0,42 \\ +0,42 \end{cases} \rightarrow \text{accettabile perché ha } 2x \text{ e quindi non è ammesso un valore negativo}$$

$$x_{CO_2} = \frac{1 - 0,42}{1 + 0,42} = 0,41$$

$$p_{CO_2} = x_{CO_2} \cdot p_{TOT} = 0,41 \cdot 7,5 \text{ atm} = 3,1 \text{ atm}$$

- ① 113,8 g $MgCO_3(s)$ carbonato di magnesio vengono introdotti in un $V = 75 \text{ l}$ a $T = 840^\circ C$ con 32,1 g di CO_2 e 36,8 g di O_2 . Calcolare i g di sale non decomposto e la p_{TOT} di equilibrio sapendo che la K_p dell'equilibrio



vale 1,85 atm

$$K_p = p_{CO_2} = x_{CO_2} \cdot p_{TOT}$$

$$K_c = [CO_2] = \frac{\text{moli } CO_2}{V}$$

$$x_{CO_2} = \frac{\text{moli } CO_2}{\text{moli }_{TOT}}$$

$$\text{moli } CO_2 = \frac{32,1}{44} = 0,73 \text{ moli}$$

$$\text{moli } MgCO_3 = \frac{113,8}{84,3} = 1,35 \text{ moli}$$

$$\text{moli } O_2 = \frac{36,8}{32} = 1,15 \text{ moli}$$

$$K_c = K_p (RT)^{-\Delta v} = 1,85 \cdot (0,0821 \cdot 1113)^{-1} = 0,0203$$

$$\Delta v = 2 - 1 = +1 \quad 1 - 0 = 1$$

$$CO_2 \quad 0,73 \quad 0,73 + X$$

$$O_2 \quad 1,15 \quad (1,15) \text{ NON PARTECIPA}$$

$$MgCO_3 \quad 1,35 \quad 1,35 - X$$

I E

$X = \text{moli } CO_2 \text{ prodotte e moli di } MgCO_3 \text{ consumate}$

$$K_b \leq 10^{-5} \text{ e } C_B \geq 10^{-2} \frac{\text{mol}}{\text{l}}$$

posso quindi trascurare $[\text{OH}^-]$ in denominatore

$$1,79 \times 10^{-5} = \frac{[\text{OH}^-]^2}{C_{\text{HB}}}$$

$$x^2 = [\text{OH}^-]^2 = 1,79 \times 10^{-5} \cdot 0,2$$

$$[\text{OH}^-] = 1,89 \cdot 10^{-3}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = \frac{1,000 \times 10^{-14}}{1,89 \cdot 10^{-3}} = 5,29 \times 10^{-12}$$

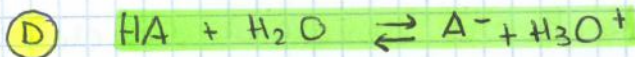
oppure calcolo
direttamente il pH
da qui

$$\text{pOH} = -\log_{10}([\text{OH}^-])$$

$$\text{pOH} + \text{pH} = 14 \quad \text{pH} = 14 - \text{pOH}$$

$$\text{pOH} = -\log_{10}(1,89 \cdot 10^{-3}) = 2,72$$

$$\text{pH} = 14 - 2,72 = 11,27 \quad \text{MOLTO BASICA}$$



M_{HA} = mol/l di HA

α = grado di dissociazione

K_A = costante



I M_{HA}

V $-\alpha M_{\text{HA}} \quad +\alpha M_{\text{HA}} \quad +\alpha M_{\text{HA}}$

E $M_{\text{HA}}(1-\alpha) \quad +\alpha M_{\text{HA}} \quad +\alpha M_{\text{HA}}$

α dipende dalla
concentrazione
All'aumentare della
diluizione α aumenta
Elettrolita più debole.
quanto più è diluito
la soluzione



II pH è dovuto all'eccesso di idrossido o di acido

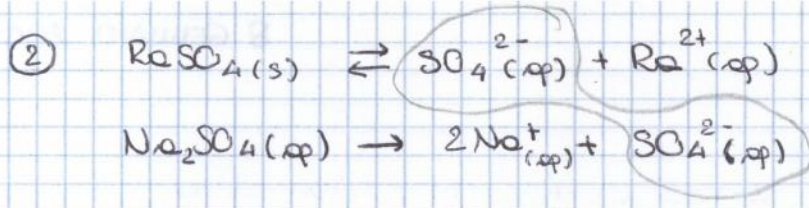
Se voglio consumare tutto l'idrossido mi servono $0,0015/2$ moli di acido.

Quindi $0,0015$ moli di NaOH neutralizzano $0,00075$ moli di H_2SO_4 . Restano perciò moli di H_2SO_4 residue e sono $0,00325$ (H_2SO_4 reagente in eccesso)

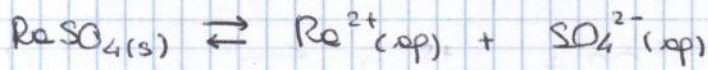
$$[\text{H}_2\text{SO}_4] = \frac{0,00325}{0,0035} = 0,93 \text{ mol/l}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 2 \cdot [\text{H}_2\text{SO}_4] = 1,86 \text{ mol/l}$$

$$\text{pH} = -\log(1,86) = 0,23$$



è aumentata la concentrazione di ioni SO_4^{2-} che determinano lo spostamento della reazione verso sx



I	-		0,1
U	-	S	S
E	-	S	S+0,1

$$K_s = 4 \times 10^{-11} = S \cdot (S + 0,1)$$

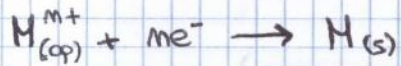
→ è più piccola di $6,3 \times 10^{-6}$ perché sto diluendo

$$S = \frac{4 \times 10^{-11}}{0,1} = 4 \times 10^{-11} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$\underline{f.e.m = E_c - E_a = -0,185 + 0,461 = 0,276 \text{ V}}$$

$\Delta E > 0 \rightarrow$ REAZIONE SPONTANEA (Pila)

- (B) Calcolare la f.e.m a 25°C di una pila nella quale un semielemento è costituito da una lamina di Sn immersa in una soluzione 1 M di Sn^{2+} e l'altro semielemento da una lamina di Pb immersa in una soluzione $1 \cdot 10^{-3}$ M di Pb^{2+} .



$$[\text{Sn}^{2+}] = 1 \text{ M}$$

$$[\text{Pb}^{2+}] = 1 \times 10^{-3} \text{ M}$$

è già standard perché 1 M

$$E^\circ_{\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}} = -0,140 \text{ V}$$

$$E^\circ_{\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}} = -0,126 \text{ V} \text{ CATODO}$$

$$E_{\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}} = -0,126 + \frac{0,0591}{2} \cdot \log_{10}(1 \times 10^{-3}) = -0,215$$

DIVENTA ANODO

$$E_{\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}} = -0,140 \text{ V} \text{ DIVENTA CATODO}$$

Avendo E° molto simili ma la differenza di concentrazione che fa la differenza; infatti anodo e catodo si invertano

$$\underline{f.e.m = E_c - E_a = -0,140 + 0,215 = 0,0750 \text{ V}}$$

$$\underline{1F = 96500 \text{ C}}$$

Sono passati quimoli $\frac{546}{96500} = 5,66 \times 10^{-3} \text{ (F) moli di } e^{-}$

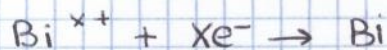
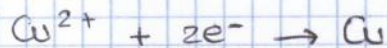
$$PE_{Al} = \frac{27 \text{ g/mole}}{3} = 9,00$$

$$1 \text{ mole Al: } 3 = X: 5,66 \times 10^{-3}$$

$$g = X \cdot PM$$

$$g_{Al \text{ DEPOSITATI}} = 5,66 \times 10^{-3} \cdot 9 = 5,09 \times 10^{-2} \text{ g}$$

- (B) Facendo passare per 30 min una certa quantità di corrente di 2 celle elettrolitiche in serie; una contenente un sale rameico (Cu^{2+}) e l'altra un sale di bismuto, si ottengono rispettivamente al catodo della prima 3 g di rame e al catodo della seconda 6,58 g di bismuto. Calcolare l'intensità di corrente della cella e il numero di ossidazione di Bi nel sale.



$$t = 30 \text{ min} \times 60 \text{ sec} = 1800 \text{ sec}$$

$$g_{Cu} = 3 \text{ g}$$

$$\text{moli Cu} = \frac{3 \text{ g}}{63,5 \text{ g/mole}} = 0,047 \text{ moli}$$

$$PE_{Cu} = \frac{PM_{Cu}}{2} = \frac{63,5}{2} = 31,77 \text{ g} \quad 1 \text{ mole: } 2e^{-} = 0,047: \text{ (X)}$$

$$\frac{3 \text{ g}}{31,77 \text{ g/EQUIVALENTI}} = 0,0944 \text{ (F) moli di } e^{-}$$

Quimoli sono passati $(0,0944 \times 96500) = 9110 \text{ C}$ nelle 2 celle

$$i = \frac{9110}{1800} = 5,06 \text{ A [INTENSITÀ DI CORRENTE]}$$

OSSIDI + IDROSSIDI

Corso di Chimica, a.a. 2014-2015, Prof. Barbara Onida

CdO ossido di cadmio o monossido di cadmio o ossido di cadmio (II)
 $CdO + H_2O \rightarrow Cd(OH)_2$ idrossido di cadmio

Cu_2O ossido di rame (I) o monossido di rame o ossido rameoso
 $Cu_2O + H_2O \rightarrow 2 Cu(OH)$ idrossido di rame (I) o idrossido rameoso

CuO ossido di rame (II) o monossido di rame o ossido rameico
 $CuO + H_2O \rightarrow Cu(OH)_2$ idrossido di rame (II) o idrossido rameico

TiO_2 biossido di titanio o ossido di titanio (IV)
 $TiO_2 + 2H_2O \rightarrow Ti(OH)_4$ idrossido di titanio (IV) o tetraidrossido di titanio

Dare il nome ai seguenti composti

- BaO OSSIDO DI BARIO - OSSIDO DI BARIO (II) - MONOSSIDO DI BARIO
- CoO OSSIDO COBALTOSO - OSSIDO DI COBALTO (II) - MONOSSIDO DI COBALTO
- Co_2O_3 OSSIDO COBALTICO - OSSIDO DI COBALTO (III) - TRIOSSIDO DI COBALTO
- V_2O_3 OSSIDO VANADIOSO - OSSIDO DI VANADIO (III) - TRIOSSIDO DI DIVANADIO
- VO_2 OSSIDO VANADICO - OSSIDO DI VANADIO (IV) - BISSIDO DI VANADIO
- V_2O_5 OSSIDO PERNANADICO - OSSIDO DI VANADIO (V) - PENTAOSSIDO DI DIVANADIO
- SnO OSSIDO STANNOSO - OSSIDO DI STAGNO (II) - MONOSSIDO DI STAGNO
- SnO_2 OSSIDO STANNICO - OSSIDO DI STAGNO (IV) - DIOSSIDO DI STAGNO
- PbO OSSIDO PIOMBOSO - OSSIDO DI PIOMBO (II) - MONOSSIDO DI PIOMBO
- PbO_2 OSSIDO PIOMBICO - OSSIDO DI PIOMBO (IV) - BISSIDO DI PIOMBO
- $Fe(OH)_2$ IDROSSIDO FERROSO - IDROSSIDO DI FERRO (II) - DIIDROSSIDO DI FERRO
- $Fe_2O_3 + 3H_2O \rightarrow Fe(OH)_3$ IDROSSIDO FERRICO - IDROSSIDO DI FERRO (III) - TRIIDROSSIDO DI FERRO
- $Al(OH)_3$ IDROSSIDO DI ALLUMINIO - IDROSSIDO DI ALLUMINIO (III) - TRIIDROSSIDO DI ALLUMINIO
- $Ag(OH)$ IDROSSIDO DI ARGENTO - IDROSSIDO DI ARGENTO (I) - MONOIDROSSIDO DI ARGENTO
- Mn_2O_7 OSSIDO PERMANGANICO - OSSIDO DI MANGANESE (VII) - EPTAOSSIDO DI DIMANGANESE
- SiO_2 OSSIDO DI SILICIO - OSSIDO DI SILICIO (IV) - BISSIDO DI SILICIO
- Cl_2O_5 OSSIDO CLORICO - OSSIDO DI CLORO (V) - PENTAOSSIDO DI DICLORO - ANIDRIDE CLORICA
- ZnO OSSIDO DI ZINCO - OSSIDO DI ZINCO (II) - MONOSSIDO DI ZINCO
- CeO_2 OSSIDO CERICO - OSSIDO DI CERO (IV) - BISSIDO DI CERO
- P_2O_3 OSSIDO FOSFOROSO - OSSIDO DI FOSFORO (III) - TRIOSSIDO DI DIFOSFORO - ANIDRIDE FOSFOROSA
- Al_2O_3 OSSIDO DI ALLUMINIO - OSSIDO DI ALLUMINIO (III) - TRIOSSIDO DI DIAALLUMINIO

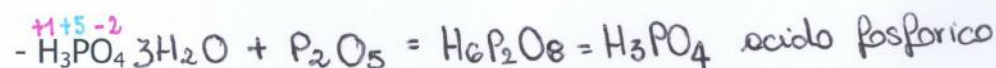
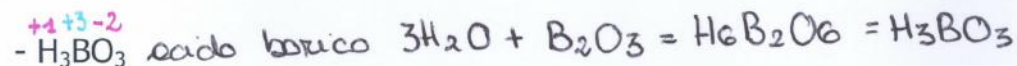
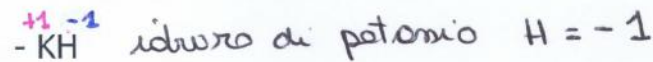
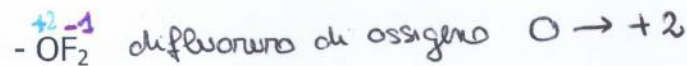
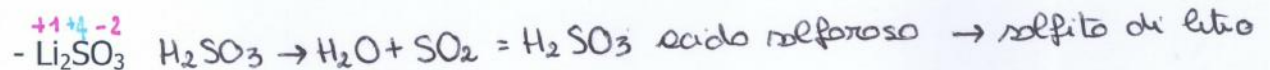
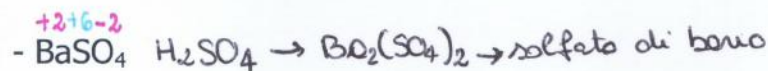
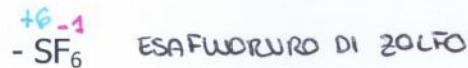
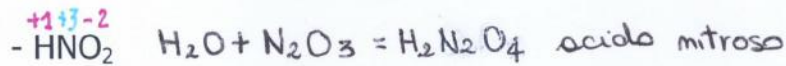


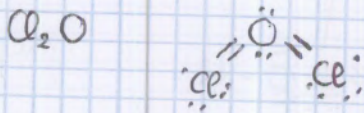
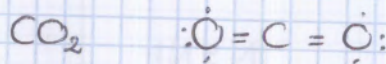
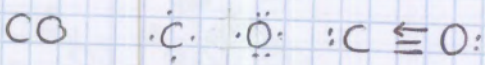
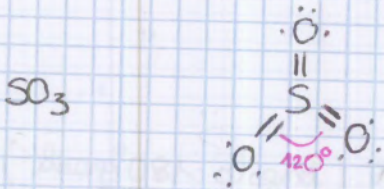
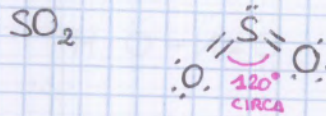
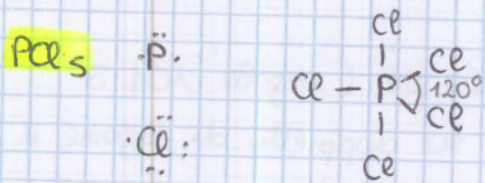
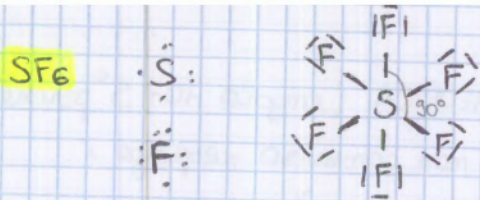
Corso di Chimica, a.a 2014-2015, Prof. Barbara Onida

Scrivere la formula di Lewis (con eventuali doppietti liberi) dei seguenti composti e elementi

- NH₃
- H₂S
- HNO₂
- CO₂
- N₂
- HI
- H₂S
- O₂
- HBrO
- HBrO₂
- HBrO₃
- HBrO₄
- SF₆
- PCl₅

Calcolare lo stato di ossidazione degli elementi nei seguenti composti:





REGOLE BASE ESERCIZI STECHIOMETRIA

ES) 0,7 moli di H_2SO_4 quanti grammi di H_2SO_4 ?

$$P.H_{H_2SO_4} = (2 \times 1 + 32 + 4 \times 16) = 98 \text{ g/mole}$$

$$g = 0,7 \times 98 = 68,6 \text{ g}$$

ES) 25 g Fe_2O_3 (ossido ferrico) quanti moli?

$$P.H_{Fe_2O_3} = (2 \times 56 + 3 \times 16) = 160 \text{ g/mole}$$

$$\text{moli } Fe_2O_3 = \frac{25 \text{ g}}{160 \text{ g/mole}} = 0,16 \text{ moli}$$

ES) H_2O una mole 18 g = $(2 \times 1 + 16)$
una molecola 18 una

Per 50 g di H_2O quanti moli ho?

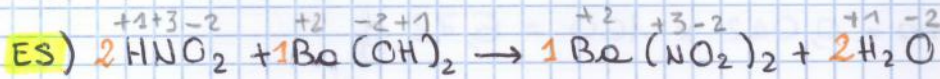
$$1 \text{ mole} : 18 \text{ g} = x \text{ moli} : 50 \text{ g}$$

$$n_{\text{moli } H_2O} = \frac{50 \text{ g}}{18 \text{ g}} = 2,77 \text{ moli}$$

RESA DELLA REAZIONE È DEL 100%

$$\text{numero moli} = \frac{\text{massa (g)}}{P.H. (\text{g/mole})}$$

$$g_{\text{OTTENUTI}} = 34,1 \text{ g} \times 0,82 = 27,98 \text{ g}$$



g_{HNO_2} ? per 110 g di $\text{Ba(NO}_2)_2$

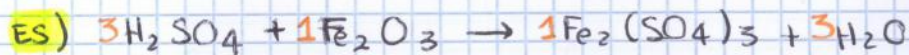
$$PM_{\text{Ba(NO}_2)_2} = 137,34 + 2 \times 14 + 4 \times 16 = 229,34 \text{ g/mole}$$

$$m_{\text{moli Ba(NO}_2)_2} = 110 \text{ g} / 229,34 = 0,48 \text{ moli}$$

$$m_{\text{moli HNO}_2} = 2 \times 0,48 = 0,96 \text{ moli}$$

$$PM_{\text{HNO}_2} = 1 + 14 + 2 \times 16 = 47 \text{ g/mole}$$

$$g_{\text{HNO}_2} = 47 \times 0,96 = 45,12 \text{ g}$$



$$g_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 89,0 \text{ g}$$

$$g_{\text{Fe}_2\text{O}_3} = 55,0 \text{ g}$$

$$g_{\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3} = ? \quad g_{\text{Fe}_2\text{O}_3} \text{ in eccesso?}$$

CERCO IL LIMITANTE E IL COMPONENTE IN ECCESSO

$$PM_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 98 \text{ g/mole}$$

$$m_{\text{moli H}_2\text{SO}_4} = 89 / 98 = 0,907 \text{ moli}$$

$$PM_{\text{Fe}_2\text{O}_3} = 160 \text{ g/mole}$$

$$m_{\text{moli Fe}_2\text{O}_3} = 55 / 160 = 0,344 \text{ moli}$$

$$3 : 1 = 0,907 : X \quad X = 0,302 < 0,344$$

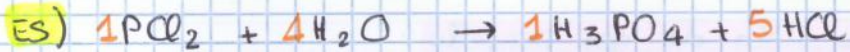
$$3 : 1 = Y : 0,344 \quad Y = 1,032 > 0,907$$

$\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ LIMITANTE $\text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow$ ECCESSO

$$m_{\text{moli Fe}_2(\text{SO}_4)_3} = \frac{0,907}{3} = 0,302 \text{ moli}$$

$$PM_{\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3} = 399,9 \text{ g/mole}$$

$$g_{\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3} = 0,302 \times 399,9 = 120,8 \text{ g}$$



$$g\text{PCl}_2 = 410\text{ g}$$

$$g\text{H}_2\text{O} = 150\text{ g}$$

$$g\text{HCl} = ?$$

g reagente in eccesso che non hanno reagito

$$n\text{moli PCl}_2 = 410\text{ g} / 208,22\text{ g/mole} = 1,97\text{ moli}$$

$$n\text{moli H}_2\text{O} = 150\text{ g} / 18\text{ g/mole} = 8,33\text{ moli}$$

$$1:4 = 1,97 : X$$

$$X = 7,88 < 8,33$$

$$1:4 = Y : 8,33$$

$$Y = 2,08 > 1,97$$

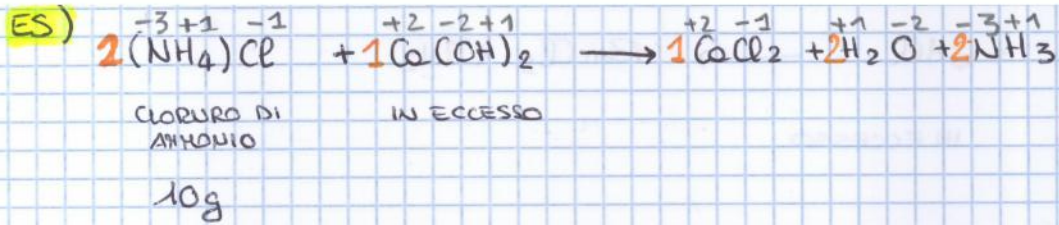
$\text{PCl}_2 \rightarrow$ LIMITANTE

$\text{H}_2\text{O} \rightarrow$ REAGENTE

$$n\text{moli HCl} = 1,97 \times 5 = 9,85\text{ moli}$$

$$g\text{HCl} = 9,85\text{ moli} \times 36,45\text{ g/mole} = 359,03\text{ g}$$

$$g\text{H}_2\text{O in eccesso} = (18 \times 8,33) - (18 \times 7,88) = 8,1\text{ g}$$



$V_{\text{NH}_3} = ?$ a 1 atm e 25°C

$P = 1 \text{ atm}$

$T = 25^\circ\text{C} + 273,15 = 298,15 \text{ K}$

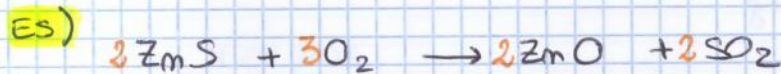
$R = 0,0821 \frac{\text{l} \cdot \text{atm}}{\text{moli} \cdot \text{K}}$

$PM_{\text{(NH}_4\text{)Cl}} = 53,45 \text{ g/mole}$

$n_{\text{moli (NH}_4\text{)Cl}} = 10 / 53,45 = 0,187 \text{ moli}$

$n_{\text{moli NH}_3} = 0,187 \text{ moli}$

$$V = \frac{0,187 \text{ moli} \times 0,0821 \frac{\text{l} \cdot \text{atm}}{\text{moli} \cdot \text{K}} \times 298,15 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 4,57 \text{ l}$$



140g

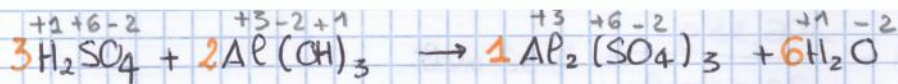
quantità di O₂ che occupa 50 l a 10°C e 3 atm. Moli di O₂ rimaste a fine reazione?

$$n_{\text{moli O}_2} = \frac{3 \text{ atm} \times 50 \text{ l}}{0,082 \frac{\text{l} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \times 283,15 \text{ K}} = 6,46 \text{ moli}$$

$n_{\text{moli ZnS}} = 140 / 97,46 = 1,44 \text{ moli}$

$2 : 3 = 1,44 : X \quad X = 2,16 \text{ moli}$

$n_{\text{moli O}_2 \text{ a fine reazione}} = 6,46 - 2,16 = 4,30 \text{ moli}$



NO OSSIDO RIDUZIONE

68,6 g di H_2SO_4
 $\text{Al}(\text{OH})_3$ è in eccesso
 g $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 = ?$

$$PM_{\text{H}_2\text{SO}_4} = (2 \times 1 + 32 + 4 \times 16) = 98 \text{ g/mole}$$

$$m_{\text{moli}} \text{H}_2\text{SO}_4 = 68,6 \text{ g} / 98 \text{ g/mole} = 0,7 \text{ moli}$$

$$3 : 1 = 0,7 : X \rightarrow X = m_{\text{moli}} \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 = 0,23 \text{ moli}$$

$$g \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 = 0,23 \times (2 \times 27 + 32 \times 3 + 16 \times 12) = 78,66 \text{ g}$$

342 g/mole

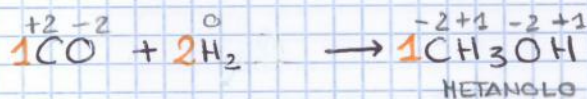
↓
resa del 100%

$$\text{RESA} = \frac{g_{\text{OTENUTI}}}{g_{\text{TEORICI}}} \times 100$$

$$g_{\text{OTENUTI}} = g_{\text{TEORICI}} \times \text{RESA} = 78,66 \text{ g} \times 0,85 = 66,92 \text{ g}$$

Se ottengo 69,2 g la Resa sarà dell' 88%.

ES)



OSSIDO RIDUZIONE

$$\Delta_m[\text{H}] = |0| + |1| = 1 \times 2 = 2$$

g $\text{CO} = ?$

100 g $\text{CH}_3\text{OH} \rightarrow$ g OTENUTI

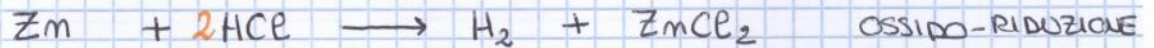
$$R = 94\%$$

H_2 in eccesso

$$g_{\text{TEORICI}} = 100 / 0,94 = 106,38 \text{ g}$$

$$PM_{\text{CH}_3\text{OH}} = (12 + 4 \times 1 + 16) = 32 \text{ g/mole}$$

- 1) 200 g di Zn (al 95%), reagiscono con HCl(aq) in eccesso. Quanto H₂ si svolge a 30°C ed a 611 mmHg?



$$T = 30^\circ + 273,15 = 303,15 \text{ K}$$

$$P = 611 \text{ mmHg} = 0,80 \text{ atm}$$

$$R = 0,0821 \frac{\text{l} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

$$\text{g OTTENUTI} = \text{g TEORICI} \times \text{RESA} = 200 \text{ g} \times 0,95 = 190 \text{ g}$$

$$P_{\text{H Zn}} = 65,37 \text{ g/mole}$$

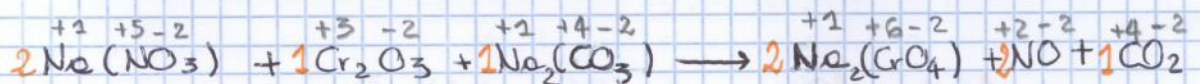
$$n \text{ moli Zn} = 190 \text{ g} / 65,37 \text{ g/mole} = 2,90 \text{ moli}$$

$$n \text{ moli H}_2 = 2,90 \text{ moli}$$

$$PV = nRT$$

$$V = \frac{2,90 \text{ moli} \times 0,0821 \frac{\text{l} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \times 303,15 \text{ K}}{0,80 \text{ atm}} = 90 \text{ l}$$

- 2) Il cromato di sodio si può ottenere facendo reagire in un forno nitrato di sodio, triossido di dicromo e carbonato di sodio, con formazione di NO e CO₂. Avendo a disposizione una tonnellata di triossido di dicromo calcolare la quantità massima di cromato di sodio ottenibile.



$$\Delta_m [\text{N}] = |1 + 5 + 2| = 3$$

$$\Delta_m [\text{Cr}] = |1 + 3 + 6| = 3 \times 2 \quad \begin{matrix} \times & 2 \\ & 1 \end{matrix}$$

$$\text{g Cr}_2\text{O}_3 = 1 \text{ tonna} = 1000000 \text{ g}$$

$$P_{\text{H Cr}_2\text{O}_3} = (2 \times 52 + 3 \times 16) = 152 \text{ g/mole}$$

$$n \text{ moli Cr}_2\text{O}_3 = 1000000 / 152 = 6578,94 \text{ moli}$$

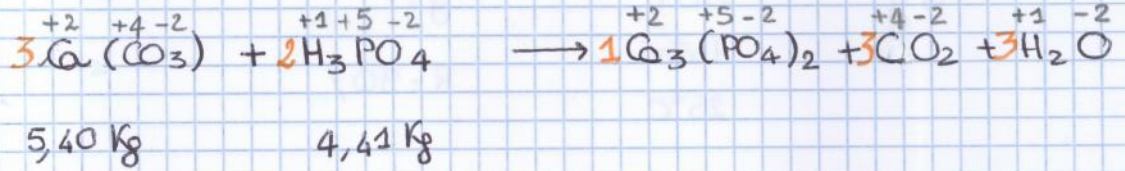
$$n \text{ moli Na}_2\text{(CrO}_4) = 2 \times 6578,94 = 13157,89 \text{ moli}$$

$$\text{g Na}_2\text{(CrO}_4) = 13157,89 \text{ moli} \times (1 \times 52 + 4 \times 16 + 2 \times 23) \\ = 2131578,95 / 1000000 = 2,13 \text{ tonna}$$

5

In un recipiente indeformabile del volume di 50,0 litri, in cui è stato fatto inizialmente il vuoto, vengono introdotti 5,40 Kg di carbonato di calcio e 4,41 Kg di acido fosforico. Nel recipiente chiuso avviene la reazione che porta alla formazione di fosfato di calcio, biossido di carbonio e acqua. Calcolare la pressione esercitata biossido di carbonio a 33 °C, assumendo che il volume occupato dalle specie non gassose sia di 3,5 litri.

[R: 29 atm]



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

$$\begin{aligned}
 V &= 50 \text{ l} - 3,5 \text{ l} = 46,5 \text{ l} \\
 R &= 0,0821 \frac{\text{l} \cdot \text{atm}}{\text{mole} \cdot \text{K}}
 \end{aligned}$$

$$g \text{ CaCO}_3 = 5,40 \text{ Kg} = 5400 \text{ g}$$

$$T = 33 + 273,15 = 306,15 \text{ K}$$

$$PM(\text{CaCO}_3) = 100,10 \text{ g/mole}$$

$$PM(\text{H}_3\text{PO}_4) = 98,00 \text{ g/mole}$$

$$n \text{ moli CaCO}_3 = 5400 / 100,10 = 53,95 \text{ moli}$$

$$n \text{ moli H}_3\text{PO}_4 = 4410 / 98 = 45 \text{ moli}$$

$$3:2 = 53,95 : x \quad x = 35,96 \text{ moli} < 45 \text{ moli}$$

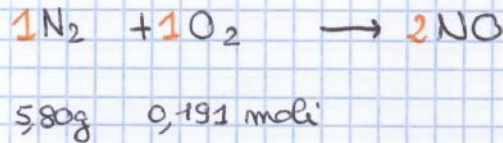
Quindi CaCO₃ è il componente limitante e H₃PO₄ il componente in eccesso.

$$n \text{ moli CO}_2 = 53,95 \text{ moli}$$

$$P = \frac{53,95 \text{ moli} \times 0,0821 \frac{\text{l} \cdot \text{atm}}{\text{mole} \cdot \text{K}} \times 306,15 \text{ K}}{46,5 \text{ l}} = 29 \text{ l}$$

- 7) Azoto e Ossigeno, in particolari condizioni sperimentali, danno origine ad NO. Calcolare la massima quantità di NO che si può formare da 5,80 g di N₂ e 0,191 moli di O₂.

RESA 100%



MOLI O GRAMMI

$$PM_{\text{N}_2} = 2 \times 14 = 28 \text{ g/mole}$$

$$mmoli \text{N}_2 = 5,80 / 28 = 0,207 \text{ moli}$$

$$1 : 1 = 0,207 : X \quad X = 0,207 > 0,191 \text{ moli}$$

$$1 : 1 = Y : 0,191 \quad Y = 0,191 < 0,207 \text{ moli}$$

O₂ reagente limitante e N₂ reagente in eccesso

$$PM_{\text{O}_2} = 2 \times 16 = 32 \text{ g/mole}$$

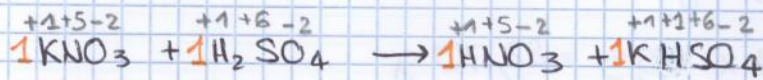
$$g_{\text{O}_2} = 0,191 \times 32 = 6,11 \text{ g}$$

NON NECESSARIO

$$mmoli \text{NO} = 2 \times 0,191 = 0,382 \text{ moli}$$

$$g_{\text{NO}} = 0,382 \times (14 + 16) = 11,46 \text{ g}$$

- 8) Quanti grammi di acido solforico al 98% in peso sono necessari per preparare acido nitrico a partire da 20 g di nitrato di potassio? Quanti grammi di acido nitrico si ottengono dalla reazione completa $\text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{HNO}_3 + \text{KHSO}_4$?



$$g = 20 \text{ g}$$

$$g = ?$$

$$g = ?$$

$$PM_{\text{HNO}_3} = (3 \times 16 + 14 + 39) = 101 \text{ g/mole}$$

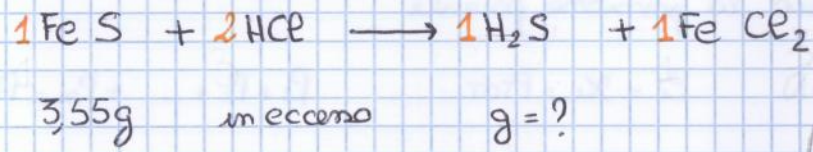
$$mmoli \text{KNO}_3 = 20 / 101 = 0,20 \text{ moli}$$

$$mmoli \text{H}_2\text{SO}_4 = 0,20 \text{ moli}$$

$$PM_{\text{H}_2\text{SO}_4} = (2 \times 1 + 32 + 4 \times 16) = 98 \text{ g/mole}$$

$$PM_{\text{HNO}_3} = (1 + 3 \times 16 + 14) = 63 \text{ g/mole}$$

10 Calcolare la quantità di acido solfidrico che si forma quando 3,55 g di solfuro di ferro (II) sono trattati con eccesso di acido cloridrico.



MOLI O
GRAMMI

$$P_{\text{HFeS}} = 88 \text{ g/mole}$$

$$n_{\text{moli FeS}} = 3,55 / 88 = 0,04 \text{ moli}$$

$$n_{\text{moli H}_2\text{S}} = 0,04 \text{ moli}$$

$$g_{\text{H}_2\text{S}} = 0,04 \times (2 + 32) = 1,37 \text{ g}$$